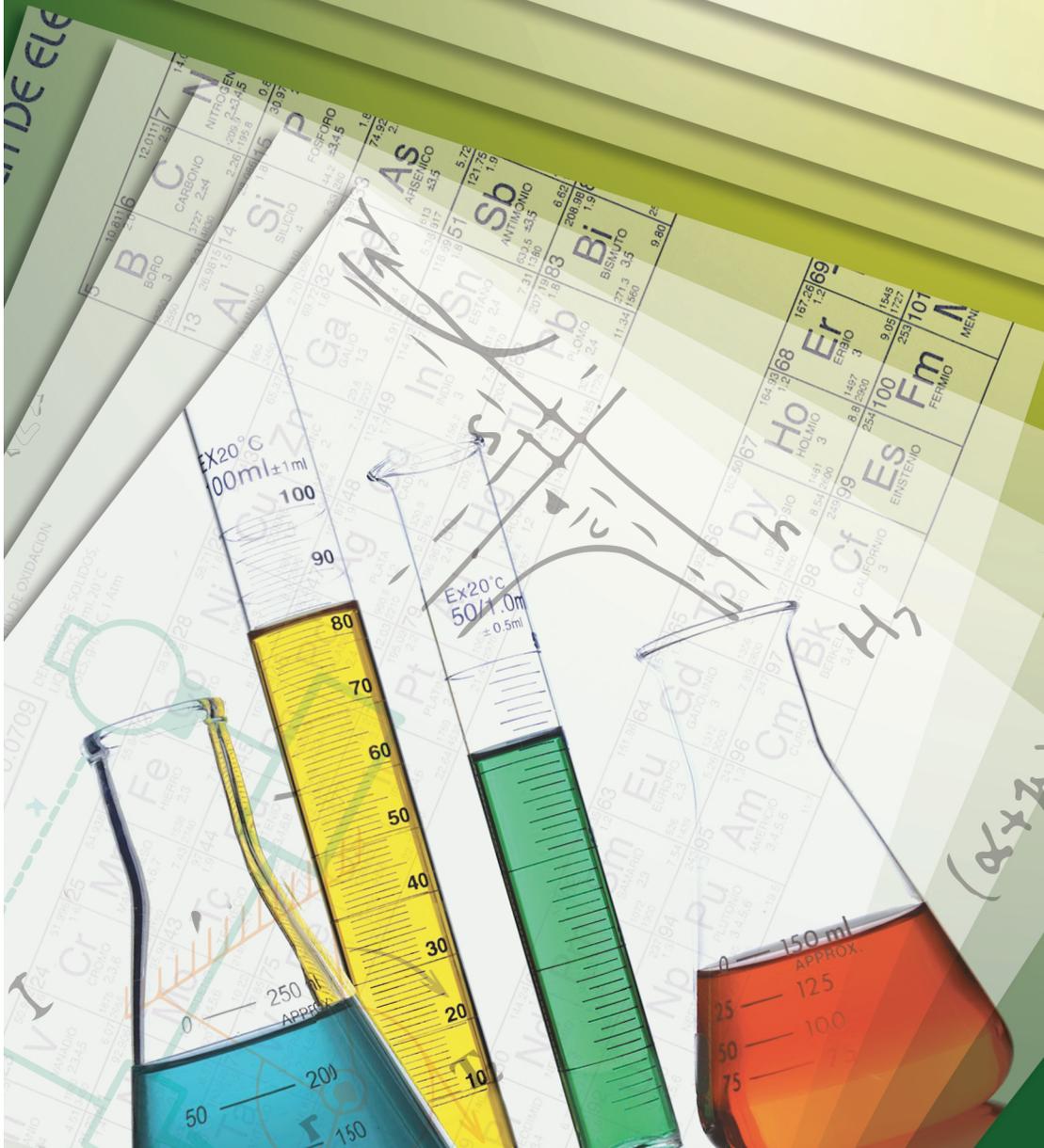




Ministerio  
de Educación



# FÍSICA-QUÍMICA

TEXTO DEL ESTUDIANTE

**2.º**  
**CURSO** | Bachillerato  
General  
Unificado

Distribución Gratuita  
Prohibida su venta

**PRESIDENTE DE LA REPÚBLICA**

Rafael Correa Delgado

**MINISTRO DE EDUCACIÓN**

Augusto Espinosa Andrade

**VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN**

Freddy Peñafiel Larrea

**VICEMINISTRO DE GESTIÓN EDUCATIVA**

Jaime Roca Gutiérrez

**SUBSECRETARIA DE FUNDAMENTOS EDUCATIVOS**

Tannya Lozada

**DIRECTORA NACIONAL DE CURRÍCULO**

Isabel Ramos Castañeda

© Ministerio de Educación del Ecuador, 2014  
Av. Amazonas N34-451 y Atahualpa  
Quito, Ecuador  
www.educacion.gob.ec

La reproducción parcial o total de esta publicación, en cualquier forma y por cualquier medio mecánico o electrónico, está permitida siempre y cuando sea autorizada por los editores y se cite correctamente la fuente.

Primera edición: julio 2014  
Impreso por El Telégrafo  
ISBN: 978-9942-15-116-2

DISTRIBUCIÓN GRATUITA - PROHIBIDA SU VENTA

**Física-Química**

**Segundo año de Bachillerato General Unificado**  
**TEXTO DEL ESTUDIANTE**

**AUTORÍA**

Luis Humberto Buitrón Aguas

**EDICIÓN**

María Alexandra Prócel Alarcón

**DISEÑO Y DIAGRAMACIÓN**

Catalina León

**CORRECCIÓN DE ESTILO**

Marcia Cevallos

**FOTOGRAFÍA**

Archivos fotográficos SM



© SM ECUAEDICIONES



**ADVERTENCIA**

Un objetivo manifiesto del Ministerio de Educación es combatir el sexismo y la discriminación de género en la sociedad ecuatoriana y promover, a través del sistema educativo, la equidad entre mujeres y hombres. Para alcanzar este objetivo, promovemos el uso de un lenguaje que no reproduzca esquemas sexistas, y de conformidad con esta práctica preferimos emplear en nuestros documentos oficiales palabras neutras, tales como las personas (en lugar de los hombres) o el profesorado (en lugar de los profesores), etc. Sólo en los casos en que tales expresiones no existan, se usará la forma masculina como générica para hacer referencia tanto a las personas del sexo femenino como masculino. Esta práctica comunicativa, que es recomendada por la Real Academia Española en su Diccionario Panhispánico de Dudas, obedece a dos razones: (a) en español es posible <referirse a colectivos mixtos a través del género gramatical masculino>, y (b) es preferible aplicar <la ley lingüística de la economía expresiva> para así evitar el abultamiento gráfico y la consiguiente ilegibilidad que ocurriría en el caso de utilizar expresiones como las y los, os/as y otras fórmulas que buscan visibilizar la presencia de ambos sexos.

## PRESENTACIÓN

*El Plan Decenal de Educación, aprobado mediante Consulta Popular el 26 de noviembre 2006 con el 66% del total de votos, marcó desde entonces la agenda para la Política Pública en el Ministerio de Educación.*

*La estrategia clave para la consecución de las Políticas del Plan Decenal de Educación referentes a la Universalización de la Educación General Básica de primero a décimo grados, al incremento de la población estudiantil del Bachillerato hasta alcanzar al menos el 75% de los jóvenes en la edad correspondiente (al año 2013), a la tasa neta de asistencia a Educación General Básica que alcanzó el 96,1% y a la tasa neta de asistencia a Bachillerato que ascendió a 65,8% frente al 51,2% (registrado en el año 2007), está necesariamente ligada a la fuerte inversión que el Gobierno Nacional ha realizado los últimos años en educación.*

*Con el presupuesto asignado, el Ministerio de Educación despliega, desde el año 2007, varios programas dirigidos a la eliminación de las barreras económicas de acceso a la educación de los niños, niñas y adolescentes. Uno de estos programas es el referente a la entrega gratuita de textos escolares a los estudiantes y docentes de Educación General Básica, Bachillerato General Unificado de la oferta intercultural e intercultural bilingüe, que asisten de manera regular a las instituciones fiscales, fiscomisionales y municipales en todo el país.*

*Para los estudiantes, se entrega textos y cuadernos de trabajo; para los docentes, textos y guías docentes; y para los estudiantes y docentes de Educación Intercultural Bilingüe, los kukayos pedagógicos (textos bilingües).*

*En el año 2014, se entregará textos a los estudiantes y guías del docente para Bachillerato General Unificado (BGU) del régimen Sierra y Costa en las materias de Matemática, Lengua y Literatura, Física, Química, Desarrollo del Pensamiento, para el primer curso; Biología, Lengua y Literatura, Físico-Química, para segundo curso; y Lengua y Literatura, Matemática, Educación para la Ciudadanía, para tercer curso. Adicionalmente, se entregará material para el estudiante (texto y libro de trabajo) y material para el docente (guía docente y CD de audio) del área de inglés a los tres cursos de BGU.*

*El libro de texto tiene como principal objetivo brindar apoyo, tanto a los docentes como a los estudiantes y representantes, en la consecución de los estándares de aprendizaje, referidos a los mínimos que los estudiantes deben alcanzar al culminar el tercer año del Bachillerato. Por lo tanto, brinda información científica sobre los temas en estudio, propone actividades de investigación y aplicación del nuevo conocimiento, invita al lector a aplicar estrategias de autoevaluación, coevaluación y heteroevaluación, enseña a citar fuentes de consulta y enlista la bibliografía en la que sustenta la información.*

*Por todo lo anterior, se ha puesto especial cuidado en la selección de este texto, aplicando un estricto proceso de evaluación del rigor científico y curricular que el Ministerio de Educación exige en este material.*

*Siendo un material de apoyo básico, esperamos que los docentes y sobre todo los estudiantes no se sujeten exclusivamente a la información vertida en él, sino que este libro despierte las ganas de investigar, de ampliar su información, de acudir a otras fuentes que los lleven hacia una mayor comprensión y aplicación en la vida diaria de lo que aprenden.*

*Éxitos en este nuevo año y a escribir nuestra nueva historia...*

**Ministerio de Educación**



# COMPONENTES CURRICULARES

## ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES

### FÍSICA Y QUÍMICA

#### SEGUNDO CURSO

El **eje curricular integrador** de las ciencias experimentales es **comprender los fenómenos físicos y químicos como procesos complementarios e integrados al mundo natural y tecnológico**, ya que se considera imprescindible que el estudiante conciba a las ciencias como la oportunidad de comprender el mundo natural, la materia, su estructura y sus cambios, como base para que se convierta en el futuro generador de soluciones dirigidas a resolver los problemas de su entorno.

Los **ejes de aprendizaje** trazados para estas asignaturas, y que han sido adaptados de aquellos planteados en la Evaluación PISA 2010, son los siguientes:

- Reconocimiento de situaciones o cuestiones científicamente investigables.
- Identificación de la evidencia en una investigación científica.
- Formulación o evaluación de conclusiones.
- Comunicación de conclusiones válidas.
- Demostración de comprensión de conceptos científicos.

#### OBJETIVOS DEL ÁREA

Las ciencias experimentales buscan la comprensión de la realidad natural, explican –de manera ordenada y coherente– una gran cantidad de fenómenos. Desde esta perspectiva se plantean los siguientes objetivos.

1. Reconocer a las asignaturas del área de ciencias experimentales como un enfoque científico integrado y utilizar sus métodos de trabajo para redescubrir el medio que rodea a los estudiantes.
2. Comprender que la educación científica es un componente esencial del Buen Vivir, que da paso al desarrollo de las potencialidades humanas y a la igualdad de oportunidades para todas las personas.
3. Reconocer a las ciencias experimentales como disciplinas dinámicas, que aportan a la comprensión de nuestra procedencia y al desarrollo de la persona en la sociedad.
4. Conocer los elementos teórico-conceptuales y metodológicos de las ciencias experimentales, que permitirán comprender la realidad natural del entorno.
5. Aplicar con coherencia el método científico en la explicación de los fenómenos naturales, como un camino esencial para entender la evolución del conocimiento.
6. Comprender la influencia que tienen las ciencias experimentales en temas relacionados con salud, recursos naturales, conservación del ambiente, medios de comunicación, entre otros, y su beneficio para la humanidad y la naturaleza.
7. Reconocer los aportes de las ciencias experimentales en la explicación de los fenómenos naturales.

8. Involucrar al estudiante en el abordaje progresivo de fenómenos de diferente complejidad como fundamento para el estudio posterior de otras ciencias, sean estas experimentales o aplicadas.
9. Adquirir una actitud crítica, reflexiva, analítica y fundamentada en el proceso de aprendizaje de las ciencias experimentales

Los **OBJETIVOS DE LA ASIGNATURA** se indican al comienzo de cada bloque, según correspondan.

### **MACRODESTREZAS**

Las destrezas con criterios de desempeño que se deben desarrollar en las ciencias experimentales, se agrupan bajo las siguientes macrodestrezas:

**Construcción del conocimiento científico. (C)** La adquisición, el desarrollo y la comprensión de los conocimientos que explican los fenómenos de la naturaleza, sus diversas representaciones, sus propiedades y las relaciones entre conceptos y con otras ciencias.

**Explicación de fenómenos naturales. (F)** Dar razones científicas a un fenómeno natural, analizar las condiciones que son necesarias para que se desarrolle dicho fenómeno y determinar las consecuencias que provoca la existencia del fenómeno.

**Aplicación. (A)** Una vez determinadas las leyes que rigen a los fenómenos naturales, aplicar las leyes científicas obtenidas para dar solución a problemas de similar fenomenología.

**Evaluación (E)** La influencia social que tienen las ciencias experimentales en la relación entre el ser humano, la sociedad y la naturaleza, considerando al conocimiento científico como un motor para lograr mejoras en su entorno natural. Para segundo año de bachillerato y en función del conocimiento deben desarrollarse las destrezas con criterio de desempeño señaladas al inicio de cada bloque.

Las **DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO**, se indican al inicio de cada bloque.

Para comprobar la consecución de las destrezas con criterios de desempeño, se establecen los **INDICADORES ESENCIALES DE EVALUACIÓN** en la sección de Problemas, que se encuentra al final de cada bloque.

Adaptación del documento: **LINEAMIENTOS CURRICULARES PARA EL BACHILLERATO GENERAL UNIFICADO. ÁREA DE CIENCIAS EXPERIMENTALES. FÍSICA Y QUÍMICA. SEGUNDO CURSO. MINISTERIO DE EDUCACIÓN.**

# ÍNDICE

Componentes curriculares: área de ciencias experimentales Física y Química.....	4
Contenidos.....	6
Características.....	8
Bloque 1: Electricidad y magnetismo.....	10
1.1. La corriente eléctrica.....	10
1.2. Ley de Ohm. Resistividad.....	12
1.3. Energía, calor y potencia eléctrica.....	15
1.4. Resistencia y circuitos eléctricos .....	18
1.5. Electrólisis.....	24
1.6. Campo magnético de una corriente eléctrica.....	26
1.7. Imanes y circuitos magnéticos.....	28
1.8. Galvanómetros, amperímetros y voltímetros .....	29
1.9. Inducción electromagnética .....	30
1.10. Autoinducción e inducción mutua .....	31
1.11. El generador eléctrico.....	33
1.12. Corriente alterna.....	35
Claves para recordar.....	36
Laboratorio: Resistencias en serie y en paralelo .....	38
Problemas.....	39
Basura electrónica.....	43
Bloque 2: Temperatura y calor.....	44
2.1. Temperatura, escalas.....	44
2.2. Dilatación de sólidos y líquidos.....	47
2.3. Calorimetría, fusión, vaporización.....	50
2.4. Transmisión del calor .....	56
2.5. Termodinámica.....	62
Claves para recordar.....	72
Laboratorio: Construcción de un colector termosolar.....	75
Problemas.....	76
El rey del asfalto.....	79
Bloque 3: Estados de la materia, propiedades y comportamiento.....	80
3.1. Líquidos, sólidos y teoría cinética.....	80
3.2. El estado gaseoso.....	82
3.3. Teoría cinético- molecular de los gases.....	83
3.4. Medición de la presión de los gases.....	84
3.5. Leyes de los gases.....	85
3.6. Relación entre la presión, el número de moléculas y la temperatura de un gas.....	93
3.7. Los gases reales.....	97
3.8. Propiedades de los líquidos.....	98
3.9. Soluciones. Componentes, tipos y propiedades.....	100
3.10. Concentración de una disolución.....	101
Claves para resolver.....	107
Laboratorio: Compresibilidad de líquidos y gases.....	108
Problemas.....	109
Premio Nobel de Física 2001 a los creadores de un nuevo estado de la materia.....	111
Bloque 4: Ácidos, bases y sales.....	112
4.1. Ácidos y bases.....	112
4.2. Reacciones de los ácidos. Reacciones de las bases. Electrolitos y no electrolitos.....	114
4.3. Sales.....	118
4.4. Disociación e ionización de electrolitos .....	122
4.5. Electrolitos fuertes y débiles.....	126

4.6.	Ionización del agua .....	127
4.7.	Introducción al pH.....	128
4.8.	Neutralización.....	130
	Claves para recordar.....	136
	Laboratorio: Titulación de un ácido.....	137
	Ejercicios y problemas resueltos .....	138
	Problemas .....	141
	.....	130
	Bloque 5: Equilibrio químico y velocidad de reacción. Definiciones y factores que los alteran.....	144
5.1.	Equilibrio químico. Reacciones reversibles .....	145
5.2.	Velocidades de reacción.....	146
5.3.	Factores que afectan la velocidad de reacción .....	148
5.4.	Factores que afectan el equilibrio. Principio de Le Chatelier.....	150
5.5.	Constantes de equilibrio.....	154
5.6.	Constantes de ionización .....	160
5.7.	Constante del producto iónico del agua.....	162
5.8.	Constante del producto de solubilidad .....	164
5.9.	Hidrólisis.....	167
5.10.	Soluciones amortiguadoras y control del pH .....	168
	Claves para recordar.....	171
	Laboratorio: Influencia de la concentración en la velocidad de reacción .....	172
	Ejercicios y problemas resueltos .....	173
	Problemas.....	174
	Bloque 6: Reacciones de transferencia de electrones .....	176
6.1.	Número o índice de oxidación. Definición y reglas del número de oxidación .....	180
6.2.	Igualación de ecuaciones por los métodos: iónicos y oxidación- reducción.....	183
6.3.	Celdas electroquímicas voltaicas .....	186
6.4.	Serie de actividad de los metales .....	192
6.5.	Celdas electroquímicas electrolíticas.....	194
	Claves para recordar.....	198
	Laboratorio: Desplazamiento de hidrógeno por un metal por diferencia de potencial .....	199
	Ejercicio y problemas resueltos .....	200
	Problemas.....	202
	ANEXOS	
	Anexo A: Tabla periódica.....	205
	Anexo B: Constantes físicas y químicas.....	207
	Bibliografía.....	208

# Características

Este libro está orientado a estudiantes y profesores de Física y Química, se centra en dos cuestiones pedagógicas que recorren todos los aspectos de este curso. La primera, es la relación sinérgica entre la resolución de problemas y la comprensión conceptual. La segunda, el importante papel de las matemáticas en la física y la química.

## Claves del proyecto

Comprensión conceptual. A menudo, los estudiantes consideran a la Física y Química como un conjunto de ecuaciones que sirven para resolver problemas. Sin embargo, una buena técnica de resolución de problemas no comienza con ecuaciones, sino que se inicia con una buena comprensión de conceptos físicos para proporcionar una descripción coherente de los fenómenos naturales. Por tanto, el objetivo principal de este texto es ayudar a los estudiantes a desarrollar una comprensión conceptual de los principios físicos y químicos.

Las principales secciones de este texto para lograr dicho objetivo son:

- Ejemplos de distintas tipologías: de aplicación directa de contenidos, de relación de conceptos y cuestiones teóricas.
- Comprueba tu aprendizaje, ejercicios y problemas propuestos.
- Problemas, colección de problemas al final de cada capítulo.

**Razonamiento.** La capacidad de razonar de una forma organizada y matemáticamente correcta es esencial para resolver problemas, así que otro de los principales objetivos de este texto es ayudar a los estudiantes a mejorar su capacidad de razonamiento. Para ello, se han incluido las siguientes secciones:

- Herramientas matemáticas.
- Pasos de razonamiento explícito en todos los ejemplos.
- Estrategias de razonamiento para resolver ciertos tipos de problemas.
- Claves para resolver.

**Contextualización.** Puesto que siempre es más fácil aprender contenidos relacionados con la vida cotidiana, en este texto los principios físicos se muestran, siempre que sea posible, contextualizados en cuestiones cercanas del día a día de los estudiantes.

Para conseguir este objetivo, se ha incluido una amplia gama de aplicaciones de los principios de la física.

Muchas de estas aplicaciones pertenecen a la biomedicina (por ejemplo, la cápsula endoscópica); a la tecnología moderna (por ejemplo, películas en 3D), o a utensilios que se usan en nuestra vida cotidiana (por ejemplo, el menaje del hogar).

## La importancia de los ejercicios y problemas

**EJEMPLOS RESUELTOS.** Cada bloque contiene ejemplos resueltos de aplicación y de carácter más conceptual, estos últimos planteados para aplicar los principios físicos al análisis del problema antes de resolverlo numéricamente. La mayoría de los ejemplos conceptuales están planteados como test de respuesta múltiple. Sin embargo, un reducido número de ellos tratan temas que en su formulación no admiten el formato multirespuesta.

Explicación de las respuestas correctas e incorrectas.

**EJERCICIOS RESUELTOS**

En una célula electrolítica, se tiene una disolución acuosa de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ . Si circula una corriente de 1.5 A durante 30 minutos, ¿qué cantidad de hierro se depositará en el cátodo? Dato:  $M_{\text{Fe}} = 63.55 \text{ g mol}^{-1}$

**Solución**

1 ▶ La semirreacción de la reacción catódica es:  
 $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Fe}(\text{s})$   
Se deduce que cada 2 mol de electrones deposita 1 mol de átomos de Fe.

2 ▶ Como 30 minutos son 1800 s, la carga eléctrica que circula por la celda es:  
 $Q = It = 1.5 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s} = 2700 \text{ C}$   
La cantidad de electrones que circula es:  
 $n_{\text{e}^{-}} = \frac{Q}{e} = \frac{2700 \text{ C}}{1.602 \times 10^{-19} \text{ C}} = 1.685 \times 10^{22}$

3 ▶ De la estequiometría de la semirreacción se deduce que la cantidad de Fe (s) que se deposita es:  
 $n_{\text{Fe}} = \frac{n_{\text{e}^{-}}}{2} = \frac{1.685 \times 10^{22}}{2} = 0.028 \text{ mol}$

4 ▶ Por tanto, la masa de hierro que se deposita en el cátodo es:  
 $m_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} M_{\text{Fe}} = 0.028 \text{ mol} \cdot 63.55 \text{ g mol}^{-1} = 1.78 \text{ g}$

**CLAVE PARA RESOLVER**

- 1 ▶ Escribe la semirreacción de reducción u oxidación y deduce el valor de  $n$ .
- 2 ▶ Calcula la carga eléctrica que ha circulado y a continuación, la cantidad (moles) de electrones.
- 3 ▶ Calcula, de acuerdo con la estequiometría de la semirreacción correspondiente, los moles de metal que se han depositado o de gas que se ha liberado.
- 4 ▶ Calcula la masa de metal o volumen de gas.

**A TU ALREDEDOR**

**Aplicaciones prácticas de la electrolisis**

La electrolisis es un proceso de gran importancia industrial. Uno de sus aplicaciones es la obtención de productos, como por ejemplo, el aluminio o la hidrógeno de sodio a partir de una disolución de sales. Otras aplicaciones son las de refinar (purificar) metales o recubrirlos con una capa de otro metal para protegerlos, proceso conocido como galvanoplastia.

Los iones de los metales más reactivos, como los alcalinos y los alcalinotérreos, son muy difíciles de reducir, tienen un potencial de reducción muy bajo. Es difícil extraer estos metales de sus sales por un método que sea la electrolisis; por eso se usan los metales como el sodio, el magnesio y el calcio se obtienen a partir de la electrolisis de sales fundidas.

El cobre se obtiene de la mineración a una pureza aproximada del 99%. El resto son impurezas de platino, plata, hierro, oro y zinc. Estas impurezas disminuyen la conductividad eléctrica del cobre, de manera que se hace aumentar la pureza hasta el 99.9% para usarlo como hilo conductor. Para conseguirlo se utiliza una célula electrolítica, como la que se muestra en la figura 4.29.

Refinado electrolítico del cobre. El ánodo es cobre impuro y el cátodo una lámina fina de cobre de alta pureza. Cuando se pasa corriente, el cobre del ánodo se oxida y pasa a la disolución en forma de iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Estos iones se desplazan hacia el cátodo donde se reducen, se depositan y forman una lámina fina de cobre puro.

**COMPRUEBA TU APRENDIZAJE**

- 1 Se realiza la electrolisis de una disolución acuosa de  $\text{ZnCl}_2$ . ¿Durante cuánto tiempo debe estar circulando una corriente de 2.00 A para que se depositen en el cátodo 25.0 g de zinc?
- 2 ¿Qué volumen de cloro medido en condiciones normales (0°C y 101 Pa) se produce cuando se pasa una corriente eléctrica de 3.00 A durante 2 h a través de cloruro de sodio fundido?

La mayoría de ejemplos resueltos conceptuales están planteados de tal forma que ayudan a la reflexión para resolver los problemas propuestos al final del capítulo, y se pueden usar como tarea de casa. Estos problemas, en su enunciado, contienen referencias cruzadas a los ejemplos resueltos.

**COMPRUEBA TU APRENDIZAJE.** Este apartado aparece al final de muchas secciones y consiste en preguntas con respuesta múltiple o libre. Las preguntas están diseñadas para que los estudiantes puedan comprobar si han comprendido los conceptos tratados en la sección. Los profesores las encontrarán útiles como preguntas de detección rápida del avance de los estudiantes.

**COMPRUEBA TU APRENDIZAJE**

- 1 Una varilla está colgando de un marco de aluminio, como muestra el dibujo. La varilla y el marco están a la misma temperatura, y hay un pequeño hueco entre la varilla y el suelo. El marco y la varilla se calientan uniformemente. ¿Llegará la varilla a tocar el suelo si está hecha de (a) aluminio, (b) plomo, (c) latón?

**COMPRUEBA TU APRENDIZAJE**

- 2 Se construye un péndulo simple con un alambre de metal largo y fino. Cuando la temperatura cae, ¿el período del péndulo aumenta, disminuye o queda igual?

# Características

**PROBLEMAS DE CONCEPTOS MÚLTIPLES.** Uno de los principales objetivos en el aprendizaje de la Física y Química es ayudar a los estudiantes a desarrollar la capacidad de resolver problemas que relacionen contenidos diversos y reflexionar sobre los resultados.

En estos problemas de conceptos múltiples los estudiantes deben combinar dos o más conceptos de física y química antes de poder llegar a la solución. Esto les supone un desafío, debido a que tienen que identificar primero los conceptos asociados a una ecuación matemática apropiada y, finalmente, plantear las ecuaciones para obtener una solución algebraica unificada. El objetivo de este planteamiento es reducir un problema complejo en la suma de varios problemas más sencillos. Cada problema de conceptos múltiples se compone de cinco secciones: Razonamiento, Datos e incógnitas, Planteamiento del problema, Solución y una selección de Problemas relacionados.

**Razonamiento.** En esta sección se presenta una visión general de los conceptos físicos que se deben usar para la resolución, y también se analiza la estrategia que debe emplearse para resolver el problema.

**Datos e incógnitas.** A cada variable conocida se le da una descripción, un símbolo algebraico y un valor numérico. La asignación de símbolos algebraicos es importante porque la solución se construye usando estos símbolos. Tanto los datos explícitos como implícitos se deben identificar, ya que los alumnos suelen centrarse únicamente en los valores numéricos establecidos explícitamente.

**PROBLEMA DE CONCEPTOS MÚLTIPLES**

**OBJETIVO** UNA CORRIENTE EJERCE UNA FUERZA MAGNÉTICA SOBRE UNA CARGA EN MOVIMIENTO

La figura muestra un conductor muy largo y rectilíneo que transporta una corriente de 3,0 A. Una partícula tiene una carga de  $+4,5 \times 10^{-16}$  C y se mueve paralela al conductor a una distancia de 0,050 m. La velocidad de la partícula es 280 m/s. Determina la intensidad y sentido de la fuerza magnética ejercida sobre la partícula cargada por la corriente en el conductor.

**Razonamiento**

La corriente genera un campo magnético en el espacio alrededor del conductor. La partícula cargada se mueve en presencia de ese campo y, por lo tanto, puede experimentar una fuerza magnética. La intensidad de esta fuerza viene dada por la ecuación y la dirección se analiza de acuerdo con la regla de la mano derecha. En la figura puedes ver que el campo magnético  $\vec{B}$  producido por la corriente es perpendicular al plano que contiene al conductor y a la velocidad  $\vec{v}$  de la partícula. Por lo tanto, el ángulo entre  $\vec{v}$  y  $\vec{B}$  es  $90^\circ$ .

**Datos e incógnitas**

La siguiente tabla resume los datos proporcionados:

Descripción	Símbolo	Valor	Comentarios
Datos explícitos			
Corriente en el conductor	$I$	3,0 A	
Carga eléctrica de la partícula	$q$	$+4,5 \times 10^{-16}$ C	
Distancia de la partícula al conductor	$r$	0,050 m	La partícula se mueve paralelamente al conductor, ver figura
Velocidad de la partícula	$v$	280 m/s	
Datos implícitos			
Ángulo direccional de la velocidad de la partícula con respecto al campo magnético	$\theta$	$90^\circ$	La partícula se mueve paralelamente al conductor, ver razonamiento.
Variable desconocida			
Intensidad de la fuerza magnética ejercida en la partícula.	$F$	$?$	

**Planteamiento del problema**

**PASO 1** Plantea magnitud en la partícula. La intensidad  $F$  de la fuerza magnética que actúa en la partícula cargada está dada a la siguiente ecuación, donde  $I$  es el valor de la carga,  $v$  es la velocidad de la partícula,  $r$  es la distancia del campo magnético producido por el conductor y  $\theta$  es el ángulo entre la velocidad de la partícula y el campo magnético. De estos los valores para  $I$ ,  $v$  y  $r$  y  $\theta$  el valor de  $F$  que deseas, es desconocida, y la deseas encontrar en el paso 2.

**PASO 2** Campo magnético producido por el conductor. El campo magnético  $B$  producido por una corriente  $I$  en un conductor rectilíneo largo y recto viene dado por la ecuación:

$$B = \frac{\mu_0 I}{2\pi r}$$

donde  $\mu_0$  es la permeabilidad del vacío y  $r$  es la distancia desde el conductor. Esta expresión puede sustituirse en la ecuación, como se muestra a la siguiente:

**Solución**

Combinando algebraicamente los resultados de cada paso, obtenemos:

$$F = qvB \sin \theta = qv \left( \frac{\mu_0 I}{2\pi r} \right) \sin \theta$$

La fuerza magnética sobre la partícula cargada es:

$$F = (4,5 \times 10^{-16} \text{ C})(280 \text{ m/s}) \left( \frac{4\pi \times 10^{-7} \text{ T}\cdot\text{m/A}}{2\pi(0,050 \text{ m})} \right) \sin 90^\circ = 2,5 \times 10^{-17} \text{ N}$$

La fuerza  $F$  muestra el sentido de la fuerza magnética que como se muestra en la figura, es hacia fuera al conductor.

## Iconografía



Indagación



Indicadores de evaluación



Actividad grupal



Buen vivir

**PROBLEMAS.** Al final de cada bloque se presenta una batería de ejercicios que permiten practicar, comprobar y afianzar los contenidos tratados en el bloque. Para su resolución cabe destacar la ayuda de los problemas conceptuales distribuidos a lo largo de las secciones.

Están organizados por las secciones del bloque

## PROBLEMAS

### Evolución del concepto de oxidación-reducción

- En las siguientes reacciones redox, indica qué elemento se oxida y qué elemento se reduce, desde el punto de vista de la ganancia o pérdida de oxígeno, o de la ganancia o pérdida de hidrógeno.
  - $2 \text{Zn}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{ZnO}(s)$
  - $\text{Fe}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow \text{FeCl}_2(s)$
  - $\text{Zn}(s) + 2 \text{H}^+(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{H}_2(g)$
  - $\text{Zn}(s) + \text{Cu}^{2+}(aq) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(aq) + \text{Cu}(s)$
  - $2 \text{Mg}(s) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{MgO}(s)$
  - $\text{Cd}(s) + 2 \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{CdCl}_2(aq) + \text{H}_2(g)$

Ten en cuenta que la combinación del oxígeno libre (dióxido de nitrógeno) con otro elemento supone en la mayoría de los casos una reducción del oxígeno.

  - $\text{PbO}(s) + \text{CO}(g) \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{CO}_2(g)$
  - $\text{Cl}_2 + \text{O}_2(g) \rightarrow \text{CO}_2(g)$
  - $\text{CO}(g) + 2 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(l)$
  - $\text{CO}(g) + 3 \text{H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_4(g) + \text{H}_2\text{O}(l)$
  - $4 \text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g) \rightarrow 2 \text{N}_2\text{O}_5(g)$
  - $\text{ZnO}(s) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{Zn}(s) + \text{H}_2\text{O}(g)$
- Abade los electrones en el lado apropiado de las siguientes semirreacciones para igualarlas eléctricamente y describe el proceso como una oxidación o como una reducción.
  - $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$
  - $\text{H}_2 \rightarrow 2 \text{H}^+$
  - $\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{O}^{2-}$
  - $\text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{Cl}^-$

**Número de oxidación**
- Para cada uno de los siguientes iones o moléculas:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{N}_2\text{H}_4$ ,  $\text{NH}_4\text{OH}$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NO}_3^-$ 
  - ¿Cuál es el número de oxidación del nitrógeno?
  - ¿Cuál es la especie química en la que está más reducido?
  - ¿En cuál está más oxidado?
  - ¿En cuál no está ni oxidado ni reducido?
- En las siguientes reacciones redox, indica qué elemento se oxida y cuál se reduce. Indica cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.
  - $\text{PbO}(s) + \text{CO}(g) \rightarrow \text{Pb}(s) + \text{CO}_2(g)$
  - $\text{Cu}_2\text{O}(s) + 2 \text{NH}_3(g) \rightarrow 3 \text{Cu}(s) + 3 \text{H}_2\text{O}(l) + \text{N}_2(g)$
  - $\text{Mg}(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow \text{MgSO}_4(aq) + \text{H}_2(g)$
  - $\text{MnCl}_2(s) + 4 \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{MnCl}_4(s) + 2 \text{H}_2\text{O}(l) + \text{Cl}_2(g)$
  - $\text{H}_2(g) + 2 \text{MnO}_2(s) \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$

**Igualación de reacciones redox**
- En un control policial de alcoholometría, el conductor debe soplar a través de un tubo que contiene unos cristallitos sarranjas de dicromato de potasio. Si el aire aspirado lleva vapores de etanol (alcohol etílico), los cristallitos se vuelven verdes. La reacción producida es:
 
$$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}(g) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(s) + \text{H}_2\text{SO}_4(l) \rightarrow \text{CH}_3\text{COOH}(l) + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(s) + \text{K}_2\text{SO}_4(s) + \text{H}_2\text{O}(l)$$
  - Ajusta la ecuación por el método del número de oxidación.
  - ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Cuál el reductor?
- Completa e iguala las siguientes ecuaciones de reacciones redox en disolución acuosa, por el método del ion-electrón.
  - $\text{SO}_3^{2-} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
  - $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}$
- Completa e iguala las ecuaciones de las siguientes reacciones redox en disolución acuosa, por el método del ion-electrón.
  - $\text{SO}_3^{2-} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
  - $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}$
- El peróxido de hidrógeno puede actuar como reductor, oxidándose a  $\text{O}_2$ . Sin embargo, se trata de un reductor bastante débil y solo puede reducir a los oxidantes más energéticos. Por ejemplo, el agua oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , reduce el ion permanganato a ion manganeso(II) si el medio es ácido, o a dióxido de manganeso si el medio es básico. Escribe y ajusta las dos ecuaciones iónicas correspondientes a la reducción del  $\text{H}_2\text{O}_2$  en medio ácido y en medio básico.



# Bloque 1 Electricidad y magnetismo

Sin circuitos eléctricos, esa exuberante demostración de luces de colores en Shanghai, China, no sería posible. Virtualmente, cualquier aspecto de la vida en la sociedad industrializada moderna usa o depende, de alguna manera, de circuitos eléctricos. (© Thinkstock)

Exploración de conocimientos

¿De qué manera se usa o depende la sociedad actual de los circuitos eléctricos?

## CONOCIMIENTOS

- 1.1. La corriente eléctrica
- 1.2. Ley de Ohm  
Resistividad
- 1.3. Energía, calor y potencia eléctrica
- 1.4. Resistencia y circuitos eléctricos
- 1.5. Electrólisis
- 1.6. Campo magnético de una corriente eléctrica
- 1.7. Imanes y circuitos magnéticos
- 1.8. Galvanómetros, amperímetros y voltímetros
- 1.9. Inducción electromagnética
- 1.10. Autoinducción e inducción mutua
- 1.11. Generador y motor eléctricos
- 1.12. Corriente alterna

### Objetivos:

- Diferenciar los componentes de un circuito electromagnético mediante experiencias de laboratorio para explicar la interacción electromagnética.
- Diferenciar entre corriente continua y corriente alterna, mediante el análisis en una práctica de laboratorio sobre recubrimientos electrolíticos para conocer sus aplicaciones.

### DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- Relacionar la electricidad con el magnetismo a partir de la descripción del movimiento de electrones, la corriente eléctrica, la explicación e interpretación de la ley de Ohm, la resistencia y los circuitos eléctricos, la electrólisis, el entramado existente entre energía, calor y potencia eléctrica y el análisis de los campos magnéticos generados por una corriente eléctrica o por un imán.
- Analizar circuitos magnéticos con la descripción inicial de los instrumentos de medición más utilizados en este campo, como son los galvanómetros, amperímetros y voltímetros.
- Interpretar el proceso de inducción electromagnética como resultado de la interacción entre bobinas por las cuales circula la corriente eléctrica.
- Relacionar las estructuras de los generadores y de los motores eléctricos a partir del análisis de sus partes y sus funciones específicas.
- Identificar circuitos de corriente continua y de corriente alterna a partir de la explicación de sus definiciones puntuales y de sus propiedades, de la observación y de sus estructuras constitutivas, tanto en el laboratorio como mediante videos, diapositivas o cualquier otro recurso audiovisual.

### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

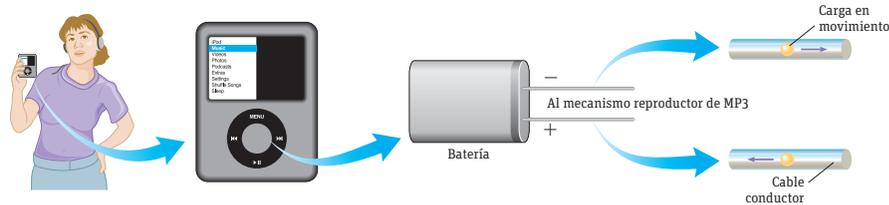
Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

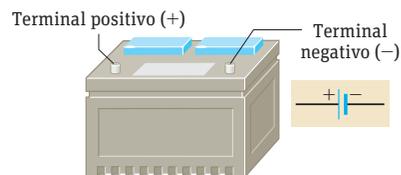
Art. 31.- Las personas tienen derecho al disfrute pleno de la ciudad y de sus espacios públicos, bajo los principios de sustentabilidad, justicia social, respeto a las diferentes culturas urbanas y equilibrio entre lo urbano y lo rural. El ejercicio del derecho a la ciudad se basa en la gestión democrática de esta, en la función social y ambiental de la propiedad y de la ciudad, y en el ejercicio pleno de la ciudadanía.

## 1.1 CORRIENTE ELÉCTRICA

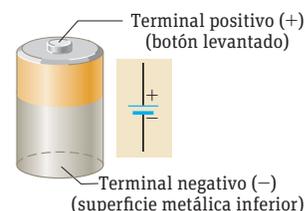
Mira a tu alrededor. Hay muchas posibilidades de que haya un dispositivo eléctrico cerca —una radio, un secador de pelo, una computadora— que use energía eléctrica para funcionar. La energía necesaria para que funcione un reproductor de MP3, por ejemplo, procede de las baterías, como ilustra la figura. La transferencia de energía tiene lugar por medio de un circuito eléctrico en el que la fuente de energía (la batería) y el dispositivo consumidor de energía (el reproductor de MP3) están conectados por cables conductores, a través de los que se mueven las cargas eléctricas.



En un circuito eléctrico, se transfiere energía desde una fuente (la batería) a un dispositivo (el reproductor de MP3) por medio de cargas que se mueven a través de un cable conductor.



Baterías típicas y el símbolo (+) usado para representarlas en circuitos eléctricos.



En una batería típica de carro, la reacción química mantiene el potencial del terminal positivo a un máximo de 12 voltios (12 julios/culombio) más alto que el potencial del terminal negativo, así que la *fem* es  $\mathcal{E} = 12 \text{ V}$ . Por lo tanto, un culombio de carga que sale de la batería y entra al circuito tiene como mucho 12 julios de energía. En una linterna típica la *fem* es 1.5 V. En realidad, la diferencia de potencial entre los terminales de una batería es algo menor que el valor máximo indicado por la *fem*.

En un circuito, como el que se muestra en la figura anterior, la batería crea un campo eléctrico interior y paralelo al cable conductor, dirigido desde el terminal positivo hacia el negativo. El campo eléctrico ejerce una fuerza sobre los electrones libres del conductor y ellos responden con un movimiento. La figura muestra cargas moviéndose dentro de un cable y cruzando una superficie imaginaria que es perpendicular a su movimiento. Este flujo de carga se conoce como **corriente eléctrica (Figura a)**. La corriente eléctrica  $I$  se define como la cantidad de carga por unidad de tiempo que cruza la superficie imaginaria, como en la figura, de la misma manera que la corriente de un río es la cantidad de agua por unidad de tiempo que está fluyendo y pasa por un punto concreto. Si la tasa es constante, la corriente es:

$$I = \frac{\Delta q}{\Delta t}$$

Si la tasa del flujo no es constante, entonces la ecuación expresa la corriente media. Como las unidades para la carga y el tiempo son el culombio (C) y el segundo (s), la unidad del SI para la corriente es el culombio por segundo (C/s). Un culombio por segundo se denomina **amperio (A)**, en honor del matemático francés André-Marie Ampère (1775-1836).

Si las cargas se mueven por un circuito en el mismo sentido en todo momento, la corriente se denomina **corriente continua (CC)**, que es el tipo que producen las baterías. Por el contrario, la corriente se denomina **corriente alterna (CA)** cuando las cargas se mueven primero en un sentido y después en el sentido contrario, por ejemplo, los generadores de las compañías eléctricas y los micrófonos. El siguiente ejemplo se refiere a la corriente continua.

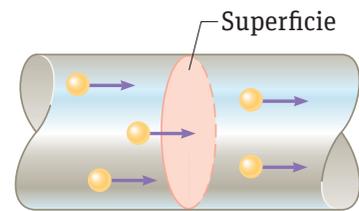


Figura a. La corriente eléctrica es la cantidad de carga por unidad de tiempo que atraviesa una superficie imaginaria que es perpendicular al movimiento de las cargas.



## CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

### Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.

### CIFRAS SIGNIFICATIVAS

Las cifras significativas de una medida son los dígitos que se conocen con precisión, más un último dígito incierto. Cuando la medida se hace con un instrumento graduado (un termómetro), el dígito incierto debe estimarse. Sin embargo, si la medida la proporciona un instrumento con lectura digital, la última cifra que muestra el aparato es el dígito incierto.

Para determinar cuántas cifras significativas tiene el número registrado en una medida experimental, se siguen ciertas reglas:

1. Todos los dígitos distintos de cero son siempre significativos: 7.3 tiene dos cifras significativas 12.8 tiene tres cifras significativas.
2. Los ceros entre dígitos distintos de cero son siempre significativos: 205 tiene tres cifras significativas 2005 tiene cuatro cifras significativas.
3. Los ceros al comienzo de un número nunca son significativos; sirven para fijar la posición del punto decimal en un número menor que 1: 0.62 tiene dos cifras significativas 0.062 tiene dos cifras significativas.
4. Los ceros que aparecen al final son significativos si van detrás del punto decimal: 12.0 tiene tres cifras significativas 12.00 tiene cuatro cifras significativas.

### EJEMPLO UNA CALCULADORA DE BOLSILLO

La batería de una calculadora de bolsillo tiene un voltaje† de 3.0 V y suministra una corriente de 0.17 mA. En una hora de funcionamiento,

- (a) ¿cuánta carga fluye en el circuito?
- (b) ¿cuánta energía suministra la batería al circuito de la calculadora?

#### Razonamiento

Puesto que la corriente se define como carga por unidad de tiempo, la carga que fluye en una hora es el producto de la corriente por el tiempo (3600 s).

La carga que abandona la batería de 3.0 V tiene 3.0 julios de energía por culombio de carga. Por lo tanto, la energía total suministrada al circuito de la calculadora es la carga (en culombios) por la energía por unidad de carga (en voltios o julios/culombio).

#### Solución

(a) La carga que fluye en una hora puede determinarse con la ecuaciones:

$$\Delta q = I (\Delta t) = (0.17 \cdot 10^{-3} \text{ A}) \cdot (3600 \text{ s}) = \boxed{0.61 \text{ C}}$$

(b) La energía suministrada al circuito de la calculadora es:

$$\text{Energía} = \text{Carga} \cdot \underbrace{\frac{\text{Energía}}{\text{Carga}}}_{\text{Voltaje de la batería}} = (0.61 \text{ C}) \cdot (3.0 \text{ V}) = \boxed{1.8 \text{ J}}$$

† La diferencia de potencial entre dos puntos, como los terminales de una batería, se denomina comúnmente voltaje entre los puntos.

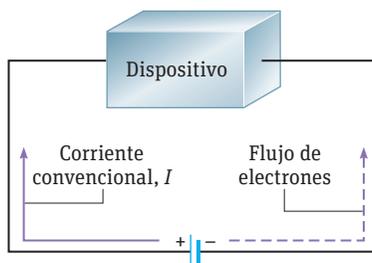


Figura a. En un circuito, realmente fluyen los electrones a través de los cables de metal. Sin embargo, es costumbre usar una corriente convencional  $I$  para describir el flujo de cargas.

### NOTACIÓN CIENTÍFICA

Para expresar números muy grandes o muy pequeños se recurre a la notación científica.

Cualquier número imaginable se puede expresar en la forma  $A \cdot B \cdot 10^n$ , donde:  $A$  es un número comprendido entre 1 y 9 (ambos inclusive);  $B$ , su parte decimal separada de  $A$  por un punto ( $.$ ), y  $n$  es un número entero (positivo o negativo). Si ese número es mayor que 1, la potencia será positiva y si el número está comprendido entre 1 y 0, la potencia será negativa.

Por ejemplo:

- La masa del Sol, de 1 988 920 000 000 000 000 000 000 000 kg, expresada en notación científica, es  $1.98892 \cdot 10^{30}$  kg, y su orden de magnitud, 1030 kg.
- La masa del electrón, de 0.000 000 000 000 000 000 000 000 910 938 kg; en notación científica es  $9.10938 \cdot 10^{-31}$  kg, su orden de magnitud, 10-30 kg.

Hoy en día, se sabe que en los cables metálicos fluyen los electrones. La figura muestra los electrones que surgen del terminal negativo de la batería y se mueven en el circuito en sentido contrario a las agujas del reloj, hacia el terminal positivo. Es costumbre, sin embargo, no usar el flujo de electrones cuando se analizan circuitos. Por el contrario, se usa la denominada **corriente convencional (Figura a)**, por motivos que datan del tiempo en el que se pensaba que se movían cargas positivas a través de los cables metálicos. La corriente convencional es el flujo hipotético de cargas positivas que tendría el mismo efecto en el circuito que el movimiento de cargas negativas que realmente ocurre.

En la figura, los electrones negativos dejan el terminal negativo de la batería, pasan a través del dispositivo y llegan al terminal positivo. El mismo efecto se habría obtenido si una cantidad equivalente de carga positiva hubiera dejado el terminal positivo, pasado a través del dispositivo y llegado al terminal negativo. Por lo tanto, el dibujo muestra la corriente convencional originada en el terminal positivo y moviéndose en el sentido horario por el circuito. Una corriente convencional de cargas positivas hipotéticas es consistente con nuestro uso anterior de una carga de prueba positiva al definir campos eléctricos y potenciales. El sentido de la corriente convencional es siempre desde un punto de potencial más alto hacia un punto de potencial más bajo, esto es, desde el terminal positivo al negativo. En este texto, se usa el símbolo  $I$  para la corriente convencional.

## 1.2 LEY DE OHM

La corriente que una batería puede suministrar a través de un cable es análoga al flujo de agua que una bomba puede enviar a través de una cañería. Un bombeo con mayor presión proporciona un flujo de agua más grande y de forma similar, un voltaje de batería mayor proporciona corrientes eléctricas mayores. En el caso más simple, la corriente  $I$  es directamente proporcional al voltaje  $V$ ; es decir,  $I \propto V$ . Por lo tanto, un voltaje de 12 V produce el doble de corriente que un voltaje de 6 V, cuando están conectados al mismo circuito.

En una bomba de agua, la tasa del flujo no está solo determinada por la presión de la bomba, también está afectada por la longitud y el diámetro de la tubería. Tuberías más largas y más estrechas ofrecen mayor resistencia al movimiento del agua y conducen a tasas de flujo menores para una presión de bombeo dada. Una situación similar ocurre en los circuitos eléctricos y, para referirnos a ello, introducimos el concepto de resistencia eléctrica. La resistencia eléctrica se define en términos de dos ideas que ya se han visto: la diferencia de potencial eléctrico, o voltaje y la corriente eléctrica.

La **resistencia**  $R$  se define como la relación entre el voltaje  $V$  aplicado en un trozo de material y la corriente  $I$  a través del material, o  $R = V/I$ . Cuando de un voltaje grande solo se consigue una pequeña corriente, hay una gran resistencia al movimiento de las cargas. Para muchos materiales (p. ej., los metales), la relación  $V/I$  es la misma para un trozo de material dado, en un amplio rango de voltajes y corrientes. En este caso, la resistencia es constante. Entonces, la relación  $R = V/I$  se llama **ley de Ohm**, en honor del físico alemán Georg Simon Ohm (1789-1854), que la descubrió.

► **Ley de Ohm**

La relación  $V/I$  es una constante, donde  $V$  es el voltaje aplicado a una pieza de material (como un cable) e  $I$  es la corriente a través del material:

$$\frac{V}{I} = R = \text{constante} \quad \text{o} \quad V = IR$$

$R$  es la resistencia del material.

**Unidad del SI para la resistencia:** voltio/amperio (V/A) = ohmio ( $\Omega$ )

La unidad del SI para la resistencia es el voltio por amperio, que se denomina ohmio y se representa por la letra griega omega mayúscula ( $\Omega$ ).

La ley de Ohm no es una ley fundamental de la naturaleza como las leyes de Newton del movimiento. Solo es una descripción de la forma en que ciertos materiales se comportan en los circuitos eléctricos.

Por el hecho de que un cable o dispositivo eléctrico ofrecen resistencia al flujo de cargas, se denominan **resistores** o **resistencias**. La resistencia puede tener un rango amplio de valores. Los cables de cobre de un televisor, por ejemplo, tienen una resistencia muy pequeña; por el contrario, hay aparatos comerciales que pueden tener resistencias de hasta muchos kilohmios ( $1 \text{ k}\Omega = 10^3 \Omega$ ) o mega ohmios ( $1 \text{ M}\Omega = 10^6 \Omega$ ). Estos aparatos juegan un papel importante en los circuitos eléctricos, donde son usados habitualmente para limitar la cantidad de corriente y establecer los niveles de voltaje deseados.

Al dibujar circuitos eléctricos seguimos el convenio habitual: (1) una línea en zigzag ( $\text{---}\text{W}\text{---}$ ) representa una resistencia y (2) una línea recta ( $\text{---}$ ) representa un cable conductor ideal o uno con resistencia despreciable. El siguiente ejemplo ilustra una aplicación de la ley de Ohm al circuito de una linterna.

### EJEMPLO UNA LINTERNA

El filamento de un foco (Figura b) es una resistencia en forma de un pequeño trozo de cable. El cable se calienta lo suficiente como para emitir luz debido a la corriente que pasa por él. La figura muestra una linterna que usa dos baterías de 1.5 V (el efecto es el de una batería de 3.0 V) para proporcionar una corriente de 0.40 A en el filamento. Determina la resistencia del filamento que brilla.

#### Razonamiento

Se supone que la resistencia del filamento es la única en el circuito. La diferencia de potencial aplicada al filamento es la de 3.0 V de la batería. La resistencia, dada por la ecuación, es igual a su diferencia de potencial dividida por la corriente.

#### Solución

La resistencia del filamento es:

$$R = \frac{V}{I} = \frac{3.0 \text{ V}}{0.40 \text{ A}} = \boxed{7.5 \Omega}$$

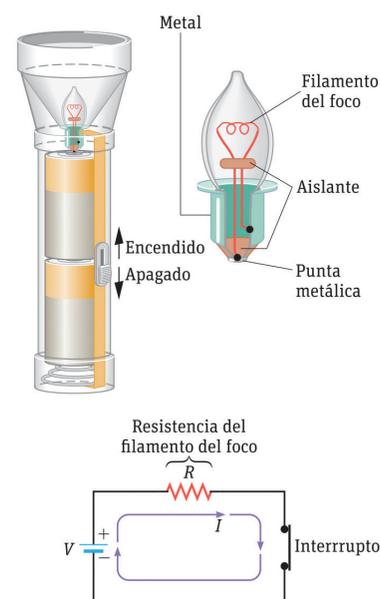


Figura b. El circuito en esta linterna consiste en una resistencia (el filamento de un foco) conectada a una batería de 3.0 V (dos baterías de 1.5 V).

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 En el circuito A, la batería que proporciona energía tiene el doble de voltaje que la batería en el circuito B. Sin embargo, la corriente en el circuito A es solo la mitad que la corriente en el circuito B. El circuito A presenta \_\_\_\_ de la resistencia en el circuito B. (a) El doble. (b) La mitad. (c) La misma. (d) Cuatro veces. (e) Un cuarto.
- 2 Dos circuitos presentan la misma resistencia a la corriente. En un circuito la batería que produce el flujo de corriente tiene un voltaje de 9.0 V y la corriente es 3.0 A. En el otro circuito la batería tiene un voltaje de 1.5 V. ¿Cuál es la corriente en este otro circuito?

## RESISTENCIA Y RESISTIVIDAD

En una tubería de agua, la longitud y área de la sección transversal de la tubería determinan la resistencia que la tubería ofrece al flujo de agua. Las tuberías más largas con sección de menor área presentan la mayor resistencia. Se encuentran efectos análogos en el caso de la electricidad. Para un amplio rango de materiales, la resistencia de un trozo de material de longitud  $L$  y área de sección  $A$  es:

$$R = \rho \frac{L}{A}$$

donde  $\rho$  es una constante de proporcionalidad conocida como **resistividad** del material. Puede verse en la ecuación que la unidad de la resistividad es el ohmio·metro ( $\Omega\text{m}$ ) y la tabla recoge valores para varios materiales. Todos los conductores en la tabla son metales y tienen resistividades pequeñas. Aislantes como la goma tienen resistividades grandes. Materiales como el germanio y el silicio tienen valores de resistividad intermedios y son llamados, por ello, semiconductores.

La resistividad es una propiedad inherente de un material, inherente en el mismo sentido que lo es la densidad. La resistencia, por otro lado, depende tanto de la resistividad como de la geometría del material. Por esto, dos conductores pueden estar hechos de cobre, cuya resistividad es  $1.72 \cdot 10^{-8} \Omega\text{m}$ , pero la ecuación indica que un conductor corto con una sección transversal de área grande tiene una resistencia menor que un conductor largo y delgado.

Material	Resistividad $\rho$ ( $\Omega$ m)	Material	Resistividad $\rho$ ( $\Omega$ m)
<b>Conductores</b>		<b>Semiconductores</b>	
Aluminio	$2.82 \cdot 10^{-8}$	Carbono	$3.5 \cdot 10^{-5}$
Cobre	$1.72 \cdot 10^{-8}$	Germanio	0.5 <sup>b</sup>
Oro	$2.44 \cdot 10^{-8}$	Silicio	20 – 2300 <sup>b</sup>
Hierro	$9.7 \cdot 10^{-8}$	<b>Aislantes</b>	
Mercurio	$95.8 \cdot 10^{-8}$	Mica	$10^{11} - 10^{15}$
Nicrom (aleación)	$100 \cdot 10^{-8}$	Caucho (duro)	$10^{13} - 10^{16}$
Plata	$1.59 \cdot 10^{-8}$	Teflón	$10^{16}$
Wolframio	$5.6 \cdot 10^{-8}$	Madera (arce)	$3 \cdot 10^{10}$

**Tabla Resistividades de varios materiales**

<sup>a</sup>Los valores pertenecen a temperaturas cercanas a 20 °C

<sup>b</sup>Dependiendo de la pureza.

Los conductores que transportan corrientes elevadas, como muchos conductores principales de potencia, son más anchos que estrechos, de forma que su resistencia se mantiene lo más baja posible. De forma similar, herramientas eléctricas que van a ser usadas lejos de los enchufes de pared necesitan conductores de extensión más gruesos.

#### EJEMPLO La física de LOS CABLES EXTENSORES ELÉCTRICOS

Las instrucciones para un cortacésped eléctrico sugieren usar un cable de extensión de calibre 20 para distancias de hasta 35 m, pero que para distancias más largas, debería usarse un cable más grueso de calibre 16, para que la resistencia sea la menor posible. El área de la sección transversal de un cable de calibre 20 es  $5.2 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2$ , mientras que en uno de calibre 16 es  $13 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2$ . Determina la resistencia de (a) 35 m de cable de cobre de calibre 20 y (b) 75 m de cable de cobre de calibre 16.

##### Razonamiento

De acuerdo con la ecuación, la resistencia de un cable de cobre depende de la resistividad del cobre y la longitud y área de la sección transversal del cable. Se puede obtener la resistividad de la tabla, mientras que la longitud y el área de la sección transversal están dadas en el enunciado del problema.

##### Solución

De acuerdo con la tabla, la resistividad del cobre es  $1.72 \cdot 10^{-8} \Omega \text{ m}$ . La resistencia de los cables se puede obtener usando la ecuación 6.3.

$$\text{Cable de calibre 20} \quad R = \frac{\rho L}{A} = \frac{(1.72 \cdot 10^{-8} \Omega \text{ m}) \cdot (35 \text{ m})}{5.2 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2} = \boxed{1.2 \Omega}$$

$$\text{Cable de calibre 16} \quad R = \frac{\rho L}{A} = \frac{(1.72 \cdot 10^{-8} \Omega \text{ m}) \cdot (75 \text{ m})}{13 \cdot 10^{-7} \text{ m}^2} = \boxed{0.99 \Omega}$$

Aunque es más que el doble de largo, el cable más grueso de calibre 16 tiene menor resistencia que el cable más fino de calibre 6. Es necesario mantener la resistencia tan baja como sea posible para minimizar el calentamiento del cable, reduciendo así la posibilidad de un incendio.

La resistividad de un material depende de la temperatura. En los metales, la resistividad aumenta cuando aumenta la temperatura, mientras que en los semiconductores se cumple lo contrario. Para muchos materiales y en un rango limitado de temperaturas, es posible expresar la dependencia de la resistividad con la temperatura como sigue:

$$\rho = \rho_0 [1 + \alpha (T - T_0)]$$

En esta expresión,  $\rho$  y  $\rho_0$  son las resistividades a las temperaturas  $T$  y  $T_0$  respectivamente. El término  $\alpha$  tiene la unidad recíproca de la temperatura y es el **coeficiente de temperatura de la resistividad**. Cuando la resistividad aumenta con la temperatura,  $\alpha$  es positivo, como sucede en los metales. Cuando la resistividad disminuye cuando aumenta la temperatura,  $\alpha$  es negativo, como ocurre en los semiconductores carbono, germanio y silicio.

Como la resistencia viene dada por  $R = \rho L/A$ , se pueden multiplicar ambos lados de la ecuación anterior por  $L/A$  para mostrar que la resistencia depende de la temperatura, de acuerdo con:

$$R = R_0[1 + \alpha(T - T_0)]$$

El siguiente ejemplo ilustra el papel de la resistividad y su coeficiente de temperatura para determinar la resistencia eléctrica de un trozo de material.

### EJEMPLO La física de UNA RESISTENCIA CALENTADORA EN UN HORNILLO ELÉCTRICO

La figura a muestra una resistencia calentadora roja en un hornillo eléctrico. La resistencia contiene un conductor (longitud = 1.1 m, área de sección transversal =  $3.1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^2$ ) a través del que fluye una carga eléctrica. Como muestra la figura b, este conductor está incrustado dentro de un material eléctricamente aislante que está contenido dentro de un revestimiento metálico. El conductor se calienta en respuesta al flujo de carga y calienta el revestimiento. El material del conductor tiene una resistividad de  $\rho_0 = 6.8 \cdot 10^{-5} \Omega \text{ m}$  a  $T_0 = 320 \text{ }^\circ\text{C}$  y un coeficiente de temperatura de resistividad de  $\alpha = 2.0 \cdot 10^{-3} (\text{ }^\circ\text{C})^{-1}$ . Determina la resistencia del cable calentador a una temperatura de funcionamiento de  $420 \text{ }^\circ\text{C}$ .

#### Razonamiento

La expresión  $R = \rho L/A$  puede usarse para hallar la resistencia del conductor a  $420 \text{ }^\circ\text{C}$ , una vez se determine la resistividad  $\rho$  a esta temperatura. Como se conoce la resistividad a  $320 \text{ }^\circ\text{C}$ , se puede emplear la ecuación para hallar la resistividad a  $420 \text{ }^\circ\text{C}$ .

#### Solución

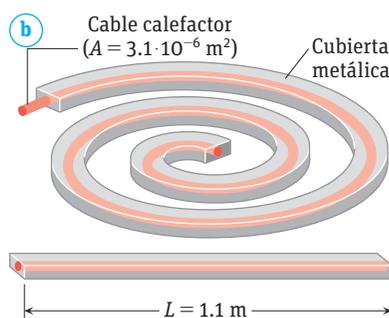
A la temperatura de funcionamiento de  $420 \text{ }^\circ\text{C}$ , el material del conductor tiene una resistividad de:

$$\rho = \rho_0 [1 + \alpha(T - T_0)]$$

$$\rho = (6.8 \cdot 10^{-5} \Omega \text{ m}) \cdot \{1 + [2.0 \cdot 10^{-3} (\text{ }^\circ\text{C})^{-1}] \cdot (420 \text{ }^\circ\text{C} - 320 \text{ }^\circ\text{C})\} = 8.2 \cdot 10^{-5} \Omega \text{ m}$$

Este valor de la resistividad se puede usar junto con la longitud y el área de la sección transversal dadas para hallar la resistencia del cable del hornillo:

$$R = \frac{\rho L}{A} = \frac{(8.2 \cdot 10^{-5} \Omega \text{ m}) \cdot (1.1 \text{ m})}{3.1 \cdot 10^{-6} \text{ m}^2} = \boxed{29 \Omega}$$



Una resistencia calentadora en un hornillo eléctrico. (a. © Thinkstock)



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- Dos materiales tienen diferente resistividad. Se fabrican dos cables de la misma longitud, uno de cada uno de los materiales. ¿Es posible que los cables tengan la misma resistencia? (a) Sí, si el material con la resistividad mayor se usa para un cable más fino. (b) Sí, si el material con la resistividad más grande se usa para un cable más grueso. (c) No es posible.
- ¿Cómo varía la resistencia del cobre cuando tanto la longitud como el diámetro del cable se duplican? (a) Disminuye en un factor de dos. (b) Aumenta en un factor de dos. (c) Aumenta en un factor de cuatro. (d) Disminuye en un factor de cuatro. (e) No varía.
- Una resistencia está conectada entre los terminales de una batería. La resistencia es un cable y las siguientes cinco opciones son posibilidades para su longitud y radio en múltiplos de  $L_0$  y  $r_0$ , respectivamente. ¿Para cuál de ellas (una o varias posibilidades) es mínima la corriente en la resistencia? (a)  $L_0$  y  $r_0$ ; (b)  $\frac{1}{2} L_0$  y  $\frac{1}{2} r_0$ ; (c)  $2 L_0$  y  $2 r_0$ ; (d)  $2 L_0$  y  $r_0$ ; (e)  $8 L_0$  y  $2 r_0$ .

## 1.3 ENERGÍA, CALOR Y POTENCIA ELÉCTRICA

Una de las funciones más importantes de la corriente en un circuito eléctrico es la transferencia de energía desde una fuente (una batería o generador) a un dispositivo eléctrico (reproductor de MP3, teléfono móvil, etc.), como ilustra la figura. Date cuenta que el terminal positivo (+) de la batería se conecta con un cable al terminal etiquetado como A en el dispositivo; de la misma forma, el terminal negativo (-) de la batería se conecta al terminal B. Por lo tanto, la batería mantiene una diferencia de potencial constante entre los terminales A y B, siendo A el potencial más alto. Cuando una cantidad de carga positiva  $\Delta q$  se mueve desde el potencial más alto (A) al potencial más bajo (B), su energía potencial eléctrica disminuye.

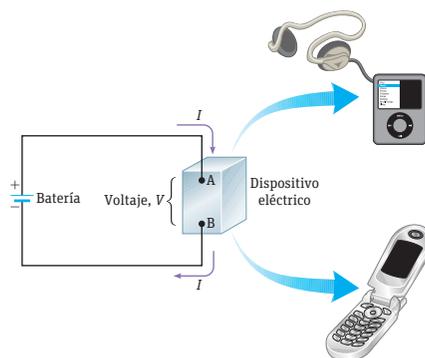


Figura c. La corriente  $I$  en el circuito suministra energía al dispositivo eléctrico. El voltaje entre los terminales del dispositivo es  $V$ .



**CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR**

Capítulo segundo

Derechos del buen vivir

Art. 16.- Todas las personas, en forma individual o colectiva, tienen derecho a:

La creación de medios de comunicación social, y al acceso en igualdad de condiciones al uso de las frecuencias del espectro radioeléctrico para la gestión de estaciones de radio y televisión públicas, privadas y comunitarias, y a bandas libres para la explotación de redes inalámbricas.

De acuerdo con la ecuación, esta disminución  $(\Delta q)V$ , donde  $V$  es la cantidad en que el potencial eléctrico en A excede el potencial en B, o en otras palabras, el voltaje entre los dos puntos. Como el cambio en energía por unidad de tiempo es la potencia  $P$ , la potencia eléctrica asociada con este cambio en energía es:

$$P = \frac{\text{Cambio en energía}}{\text{Intervalo de tiempo}} = \frac{(\Delta q)V}{\Delta t} = \underbrace{\frac{\Delta q}{\Delta t}}_{\text{Corriente, } I} V$$

El término  $\Delta q/\Delta t$  es la carga por unidad de tiempo, o la corriente  $I$  en el dispositivo, de acuerdo con la ecuación. Se tiene, entonces, que la potencia eléctrica es el producto de la corriente y el voltaje.

**Potencia eléctrica**

Cuando la carga eléctrica fluye desde un punto A hacia un punto B en un circuito, dando lugar a una corriente  $I$ , y el voltaje entre los puntos es  $V$ , la potencia eléctrica asociada con la corriente y el voltaje es:

$$P = I V$$

**Unidad del SI para la potencia:** watio (W)

La potencia se mide en watios y la ecuación indica que esta unidad es el producto de un amperio y un voltio.

Cuando la carga se mueve a través del dispositivo en la figura de la página anterior, la carga pierde energía potencial eléctrica. El principio de conservación de la energía nos indica que la disminución en energía potencial eléctrica debe estar acompañada de una transferencia de energía de alguna otra forma (o formas). En un teléfono móvil, por ejemplo, la energía transferida aparece como energía lumínica (en la pantalla), energía sonora (procedente del altavoz) y energía térmica (debido al calentamiento de la circuitería interna).

La carga en un circuito también puede ganar energía eléctrica. Por ejemplo, cuando se mueve a través de la batería en la figura, la carga pasa de un potencial más bajo a uno más alto, justo lo contrario que ocurre en el dispositivo eléctrico. En este caso, la carga gana energía potencial eléctrica. Consistente con la conservación de la energía, este incremento en energía potencial debe venir de algún lugar; en este caso, viene de la energía química almacenada en la batería. Por lo tanto, la carga vuelve a ganar la energía que perdió en el dispositivo, a expensas de la energía química de la batería.

Muchos dispositivos eléctricos son esencialmente resistencias que se calientan cuando se les proporciona suficiente potencia eléctrica: tostadoras, planchas, calefactores de habitación, resistencias calentadoras en hornillos eléctricos y focos incandescentes, por nombrar algunos. En estos casos, es conveniente contar con expresiones adicionales que son equivalentes a la potencia  $P = IV$ , pero que incluyen la resistencia  $R$  explícitamente. Podemos obtener dos de estas ecuaciones sustituyendo  $V = IR$ , o su equivalente  $I = V/R$  en la relación  $P = IV$ :

$$P = IV$$

$$P = I(IR) = I^2 R$$

$$P = \left(\frac{V}{R}\right)V = \frac{V^2}{R}$$

El ejemplo se refiere a la potencia eléctrica suministrada al foco de una linterna.

### EJEMPLO LA POTENCIA Y LA ENERGÍA USADAS EN UNA LINTERNA

En la linterna de la figura de la página 13, la corriente es 0.40 A y el voltaje es 3.0 V. Halla (a) la potencia suministrada al foco y (b) la energía eléctrica disipada en el foco en 5.5 minutos de funcionamiento.

#### Razonamiento

La potencia eléctrica suministrada al foco es el producto de la corriente y el voltaje. Puesto que la potencia es energía por unidad de tiempo, la energía suministrada al foco es el producto de la potencia y el tiempo.

#### Solución

(a) La potencia es:

$$P = IV = (0.40 \text{ A}) \cdot (3.0 \text{ V}) = \boxed{1.2 \text{ W}}$$

(b) La energía consumida en 5.5 minutos (330 s) se obtiene de la definición de potencia como energía por unidad de tiempo:

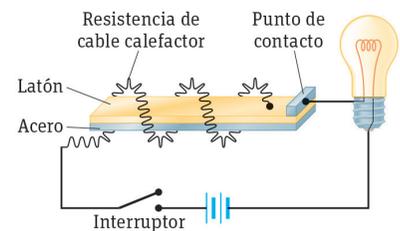
$$\text{Energía} = P \Delta t = (1.2 \text{ W}) \cdot (330 \text{ s}) = \boxed{4.0 \cdot 10^2 \text{ J}}$$

Las facturas mensuales de electricidad especifican el costo de la energía consumida durante el mes. La energía es producto de la potencia y el tiempo y las compañías eléctricas computan el consumo de energía expresando la potencia en kilovatios y el tiempo en horas. Por lo tanto, una unidad usada comúnmente para la energía es el kilowatio hora (kWh). Por ejemplo, si usaras una potencia media de 1440 watios (1.44 kW) durante 30 días (720 h), tu consumo energético sería  $(1.44 \text{ kW}) \cdot (720 \text{ h}) = 1040 \text{ kWh}$ . A un costo de \$0.12 por kWh, tu factura mensual sería \$125, ya que  $1 \text{ kWh} = 3.60 \cdot 10^6 \text{ J}$  de energía.



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. Una tostadora está diseñada para funcionar con un voltaje de 120 V y una secadora de ropa está diseñada para funcionar con un voltaje de 240 V. Basándote solamente en esta información ¿qué dispositivo usa más potencia? (a) La tostadora. (b) La secadora. (c) La información dada es insuficiente para responder.
2. Cuando se enciende un foco incandescente, se aplica un voltaje constante al filamento de wolframio, que se pone incandescente. El coeficiente de temperatura de la resistividad para el wolframio es un número positivo. ¿Qué sucede con la potencia suministrada al foco a medida que el filamento se calienta? (a) Disminuye. (b) Aumenta. (c) Permanece constante.
3. El dibujo muestra un circuito que incluye una tira bimetálica (hecha de latón y acero; con una resistencia de cable calefactor enrollado a su alrededor). Inicialmente, cuando el interruptor está cerrado, aparece una corriente en el circuito debido al flujo de cargas a través del cable calefactor (que se calienta), la propia tira, el punto de contacto y el foco. Como respuesta, se ilumina el foco. Mientras el interruptor permanece cerrado, el foco ¿(a) continúa brillando, (b) se apaga permanentemente o (c) se enciende y se apaga?



## 1.4 RESISTENCIAS Y CIRCUITOS ELÉCTRICOS

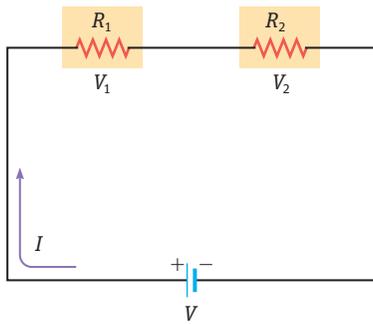


Figura a. Cuando se conectan dos resistencias en serie, la misma corriente  $I$  pasa por ambas.

Hasta ahora, hemos tratado con circuitos que incluyen un único dispositivo, como un foco o un altavoz. Hay, sin embargo, muchos circuitos en los que se conecta más de un dispositivo a una fuente de voltaje. Esta sección presenta un método por el que se pueden realizar estas conexiones, llamado en serie. **La conexión en serie significa que los dispositivos se conectan de tal forma que hay siempre la misma corriente eléctrica en todos los dispositivos (Figura a).** La figura muestra un circuito en el que dos dispositivos diferentes, representados por las resistencias  $R_1$  y  $R_2$ , se conectan en serie con una batería. Date cuenta de que si se interrumpe la corriente en una resistencia, también se interrumpe en la otra.

Esto podría ocurrir, por ejemplo, si dos focos se conectaran en serie y el filamento de uno se rompiera. En la conexión en serie, el voltaje  $V$  proporcionado por la batería se divide entre las dos resistencias. El dibujo indica que la porción del voltaje en  $R_1$  es  $V_1$ , mientras que la porción en  $R_2$  es  $V_2$ , de modo que  $V = V_1 + V_2$ . Para las resistencias individuales, la definición de resistencia indica que  $R_1 = V_1/I$  y  $R_2 = V_2/I$ , de forma que  $V_1 = IR_1$  y  $V_2 = IR_2$ . Por tanto, se tiene:

$$V = V_1 + V_2 = IR_1 + IR_2 = I(R_1 + R_2) = IR_S$$

donde  $R_S$  se denomina resistencia equivalente del circuito en serie. Por lo tanto, dos resistencias en serie son equivalentes a una única, cuyo valor es  $R_S = R_1 + R_2$ , en el sentido de que hay la misma corriente a través de  $R_S$  que la que hay a través de la combinación en serie de  $R_1$  y  $R_2$ . Esta línea de razonamiento se puede extender a cualquier número de resistencias en serie si nos damos cuenta de que, en general, **el voltaje en la totalidad de las resistencias en serie es la suma de los voltajes individuales de cada una.** El resultado para la resistencia equivalente es:

$$\text{Resistencias en serie} \quad R_S = R_1 + R_2 + R_3 + \dots$$

Los ejemplos ilustran el concepto de resistencia equivalente en circuitos en serie.

### EJEMPLO UN CIRCUITO EN SERIE

Supón que las resistencias de la figura anterior son  $R_1 = 47 \, \Omega$  y  $R_2 = 86 \, \Omega$  y el voltaje de la batería es  $24 \, \text{V}$ . Determina la resistencia equivalente de las dos resistencias y la corriente en el circuito.

#### Razonamiento

Las dos resistencias están conectadas en serie, puesto que hay la misma corriente a través de cada una. La resistencia equivalente  $R_S$  del circuito en serie es la suma de las resistencias individuales, así que  $R_S = R_1 + R_2$ . La corriente  $I$  puede obtenerse de la ley de Ohm como el voltaje  $V$  dividido por la resistencia equivalente:  $I = V/R_S$ .

#### Solución

La resistencia equivalente es:

$$R_S = R_1 + R_2 = 47 \, \Omega + 86 \, \Omega = \boxed{133 \, \Omega}$$

La corriente en el circuito es:

$$I = \frac{V}{R_S} = \frac{24 \, \text{V}}{133 \, \Omega} = \boxed{0.18 \, \text{A}}$$

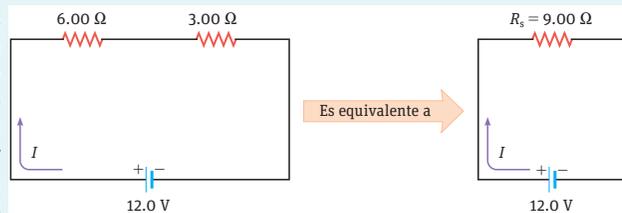
## PROBLEMA DE CONCEPTOS MÚLTIPLES

### EJEMPLO POTENCIA SUMINISTRADA A UN CIRCUITO EN SERIE

Una resistencia de  $6.00 \, \Omega$  y otra de  $3.00 \, \Omega$  están conectadas en serie con una batería de  $12.0 \, \text{V}$ , como indica la figura. Suponiendo que la batería no contribuye con ninguna resistencia al circuito, halla la potencia suministrada a cada una de las resistencias.

#### Razonamiento

La potencia  $P$  suministrada a cada resistencia es el producto de la corriente al cuadrado ( $I^2$ ) y la resistencia correspondiente  $R$ , o  $P = I^2 R$ . Las resistencias son conocidas, y se puede usar la ley de Ohm para hallar la corriente. La ley de Ohm indica que la corriente en el circuito (que es también la corriente a través de cada resistencia) es igual al voltaje  $V$  de la batería dividido por la resistencia equivalente  $R_S$  de las dos resistencias:  $I = V/R_S$ . Puesto que las resistencias están conectadas en serie, podemos obtener la resistencia equivalente sumando las dos resistencias (ver figura).



Una resistencia de  $6.00 \, \Omega$  y una de  $3.00 \, \Omega$  conectadas en serie son equivalentes a una única resistencia de  $9.00 \, \Omega$ .

### Datos e incógnitas

Los datos para este problema son:

Descripción	Símbolo	Valor
Resistencia de 6.00 $\Omega$	$R_1$	6.00 $\Omega$
Resistencia de 3.00 $\Omega$	$R_2$	3.00 $\Omega$
Voltaje de la batería	$V$	12.00 V
<b>Variables desconocidas</b>		
Potencia suministrada a la resistencia de 6.00 $\Omega$	$P_1$	$i?$
Potencia suministrada a la resistencia de 3.00 $\Omega$	$P_2$	$i?$

### Planteamiento del problema

**PASO 1 Potencia** La potencia  $P_1$  suministrada a la resistencia de 6.00  $\Omega$  está dada por  $P_1 = I^2 R_1$ , donde  $I$  es la corriente a través de la resistencia y  $R_1$  es la resistencia. En esta expresión,  $R_1$  es un valor conocido y la corriente  $I$  será determinada en el paso 2.

**PASO 2 Ley de Ohm** La corriente  $I$  en el circuito depende del voltaje  $V$  de la batería y la resistencia equivalente  $R_S$  de las dos resistencias en serie. Esta dependencia está dada por la ley de Ohm como:

$$I = \frac{V}{R_S}$$

Este resultado para la corriente puede sustituirse en la ecuación, como se indica a la derecha. Date cuenta que el voltaje está dado en la tabla. En el paso 3 calcularemos la resistencia equivalente de las resistencias individuales  $R_1$  y  $R_2$ .

**PASO 3 Resistencia equivalente** Como las dos resistencias están conectadas en serie, la resistencia equivalente  $R_S$  es la suma de las dos resistencias:

$$R_S = R_1 + R_2$$

Las resistencias  $R_1$  y  $R_2$  son conocidas. Sustituimos esta expresión para  $R_S$  en la ecuación, como se muestra en la columna derecha.

### Solución

Combinando algebraicamente los resultados de cada paso, obtenemos:

$$P_1 = I^2 R_1 = \left(\frac{V}{R_S}\right)^2 R_1 = \left(\frac{V}{R_1 + R_2}\right)^2 R_1$$

La potencia suministrada a la resistencia de 6.00  $\Omega$  es:

$$P_1 = \left(\frac{V}{R_1 + R_2}\right)^2 R_1 = \left(\frac{12.0 \text{ V}}{6.00 \Omega + 3.00 \Omega}\right)^2 \cdot (6.00 \Omega) = \boxed{10.7 \text{ W}}$$

De forma similar, puede mostrarse que la potencia suministrada a la resistencia de 3.00  $\Omega$  es:

$$P_2 = \left(\frac{V}{R_1 + R_2}\right)^2 R_2 = \left(\frac{12.0 \text{ V}}{6.00 \Omega + 3.00 \Omega}\right)^2 \cdot (3.00 \Omega) = \boxed{5.3 \text{ W}}$$

$$P_1 = I^2 R_1$$

↑  
?

$$P_1 = I^2 R_1$$
$$I = \frac{V}{R_S}$$

↑  
?

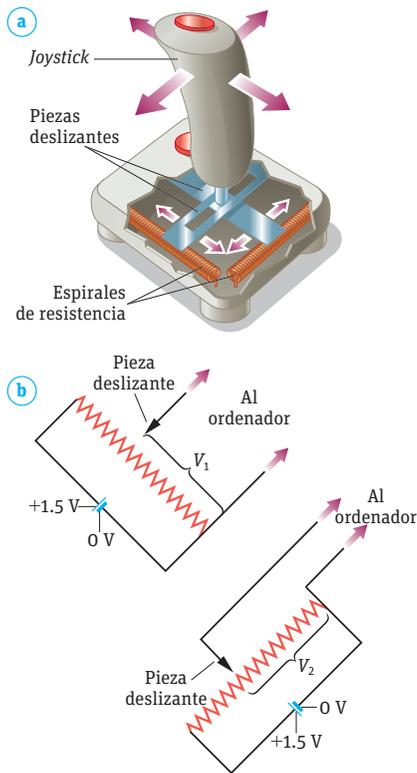
$$P_1 = I^2 R_1$$
$$I = \frac{V}{R_S}$$
$$R_S = R_1 + R_2$$

En el ejemplo la potencia total enviada a las dos resistencias es  $P = 10.7 \text{ W} + 5.3 \text{ W} = 16.0 \text{ W}$ . Alternativamente, la potencia total podría haberse obtenido usando el voltaje en las dos resistencias (el voltaje de la batería) y la resistencia equivalente  $R_S$ :

$$P = \frac{V^2}{R_S} = \frac{(12.0 \text{ V})^2}{6.00 \Omega + 3.00 \Omega} = 16.0 \text{ W}$$

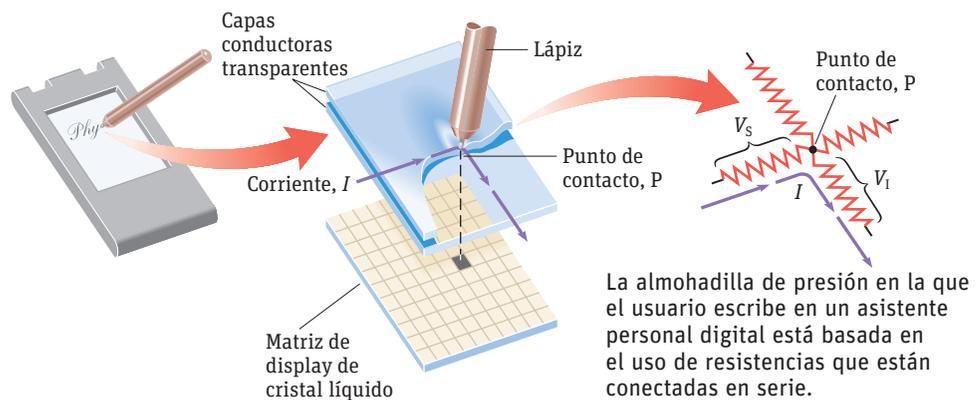
► En general, la potencia total suministrada a cualquier número de resistencias en serie es igual a la potencia suministrada a la resistencia equivalente.

CLAVES PARA RESOLVER



Un joystick usa dos piezas móviles deslizantes en paralelo y cada una está en contacto con una resistencia en espiral (a). Las piezas deslizantes permiten la detección de los voltajes  $V_1$  y  $V_2$ , que una computadora traduce a información posicional (b).

**La física de los asistentes personales digitales (PDA).** Almohadillas sensibles a la presión forman el núcleo de los periféricos de entrada que se usan como asistentes personales digitales (del inglés *Personal Digital Assistant*, PDA) y constituyen una interesante aplicación de las resistencias en serie. Estos dispositivos son fáciles de usar. Escribes directamente en la almohadilla con un lápiz de plástico (ver figura). La escritura aparece a medida que se mueve el lápiz y un software de reconocimiento lo interpreta como una entrada para la computadora integrada. La almohadilla usa dos capas conductoras transparentes que están separadas una pequeña distancia, excepto allí donde la presión del lápiz las pone en contacto (ver punto P). La corriente  $I$  entra por el lado positivo de la capa superior, fluye hacia la capa inferior a través del punto P y abandona esta capa por su lado negativo. Cada capa ofrece una resistencia a la corriente, la cantidad depende de dónde se sitúa el punto P. Como indica la parte derecha del dibujo, las resistencias de las capas están en serie, puesto que existe la misma corriente en ambas. El voltaje en la resistencia de la capa superior es  $V_s$  y el voltaje en la resistencia de la capa inferior es  $V_i$ . Estos dos voltajes se usan para localizar el punto P y para activar (oscurecer) uno de los elementos o píxeles en una matriz de visualización (pantalla) de cristal situada debajo de las capas transparentes. A medida que se mueve el lápiz, la escritura se vuelve visible mientras que se va activando un elemento tras otro en la matriz de la pantalla.



La almohadilla de presión en la que el usuario escribe en un asistente personal digital está basada en el uso de resistencias que están conectadas en serie.

**La física de un joystick.** El joystick, una palanca de mando usada para los juegos de computadora, también usa resistencias conectadas en serie. Un joystick contiene dos espirales rectas de cable de resistencia que están orientadas  $90^\circ$  entre sí (ver figura a). Cuando el joystick se mueve, reposiciona las piezas deslizantes metálicas de cada una de las espirales. Como ilustra la parte (b) del dibujo, cada espiral está conectada a una batería\* de 1.5 V. Como un extremo de una espiral está a 1.5 V y el otro a 0 V, el voltaje en la posición de la pieza deslizante está en algún punto entre esos valores; el voltaje en la pieza deslizante izquierda en el dibujo se indica como  $V_1$  y el de la pieza deslizante derecha, es  $V_2$ . Los voltajes de las piezas deslizantes se envían mediante cables a una computadora, que los traduce en información posicional. En efecto, la pieza deslizante divide cada espiral de resistencia en dos de resistencia más pequeña conectadas en serie, y permite detectar el voltaje en el punto donde están unidas.



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. La potencia teórica de un calefactor de 1000 W especifica la potencia que usa el calefactor cuando se conecta a un voltaje de CA de 120 V. ¿Cuál es la potencia total usada por dos de estos calefactores cuando se conectan en serie con un único voltaje de CA de 120 V?  
(a) 3000 W. (b) 2000 W. (c) 1000 W. (d) 500 W.

## CIRCUITO EN PARALELO

El montaje en paralelo es otro método para conectar dispositivos eléctricos. **El montaje en paralelo significa que los dispositivos están conectados de tal forma que se aplica el mismo voltaje a cada uno de los dispositivos.**

\*Por claridad, en la figura 6.18b se muestran dos baterías, una asociada con cada espiral de resistencia. En realidad, ambas espirales están conectadas a una única batería.

La figura muestra dos resistencias conectadas en paralelo entre los terminales de una batería. La parte (a) del dibujo se muestra para resaltar que el voltaje total de la batería se aplica a cada resistencia. Realmente, las conexiones en paralelo pocas veces se dibujan de esta manera; se suelen dibujar como en la parte (b). Las figuras a y b son representaciones equivalentes del mismo circuito.

La conexión en paralelo es muy común. Por ejemplo, cuando un aparato eléctrico se enchufa, el dispositivo se conecta en paralelo con otros aparatos, como en la figura, donde el voltaje total de 120 V se aplica a cada uno de los dispositivos: la televisión, el equipo de música estéreo y el foco (cuando el interruptor está encendido). La presencia de un enchufe sin usar u otros dispositivos apagados no afecta al funcionamiento de los dispositivos encendidos. Más aún, si la corriente en uno de los dispositivos se interrumpe (quizás por un interruptor abierto o un cable roto), la corriente en los otros no se interrumpe. En contraste, si los aparatos domésticos estuvieran conectados en serie, no habría corriente a través de ningún aparato si la corriente se interrumpiera en algún punto del circuito.

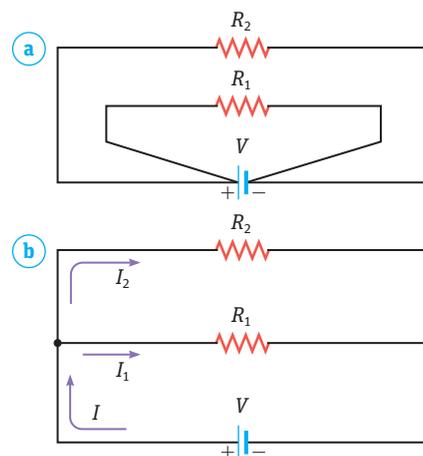
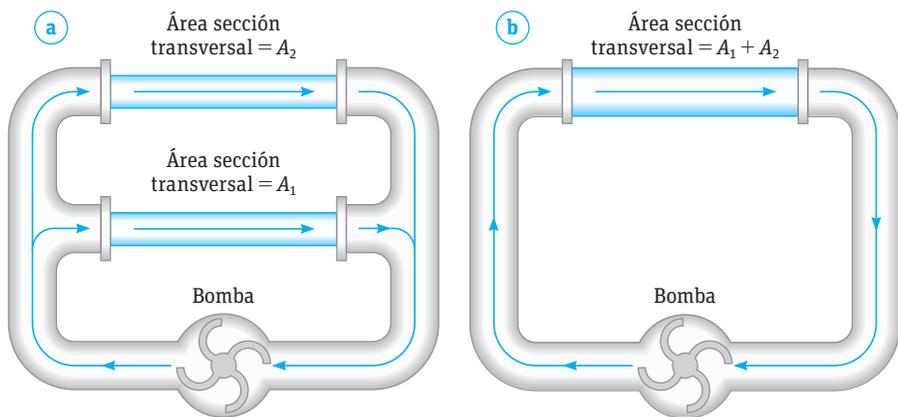
Cuando dos resistencias  $R_1$  y  $R_2$  se conectan, como en la figura, cada una recibe corriente de la batería como si la otra no estuviera presente. Por lo tanto,  $R_1$  y  $R_2$  juntos extraen más corriente de la batería de lo que haría cualquiera de las resistencias por sí misma. De acuerdo con la definición de resistencia,  $R = V/I$ , una corriente mayor implica una resistencia menor. Por lo tanto, las dos resistencias en paralelo se comportan como una única resistencia equivalente que es menor que cualquiera de ellas  $R_1$  o  $R_2$ . La figura vuelve a la analogía con el flujo de agua para proporcionar una perspectiva adicional en esta funcionalidad especial de la conexión en paralelo. En la parte (a), dos secciones de una tubería que tienen la misma longitud se conectan en paralelo con una bomba. En la parte (b) estas dos secciones han sido sustituidas con una única tubería de la misma longitud, cuya sección transversal tiene un área igual a las áreas combinadas de las secciones transversales de la sección 1 y sección 2. La bomba (análogo a una fuente de voltaje) puede empujar más agua por segundo (análogo a la corriente), a través de la tubería más ancha en la parte (b) (análogo a un cable más ancho) de lo que puede a través de cualquiera de las tuberías más estrechas (análogo a los cables más estrechos) en la parte (a). En efecto, la tubería más ancha ofrece menor resistencia al flujo de agua que la que ofrece cualquiera de las tuberías más estrechas.

En un circuito en serie, es posible sustituir una combinación en paralelo de resistencias por una resistencia equivalente que resulta en la misma corriente total y potencia para un voltaje dado, como en la combinación original. Para determinar la resistencia equivalente para las dos resistencias en la figura b, date cuenta de que la corriente total  $I$  de la batería es la suma  $I_1 + I_2$ , donde  $I_1$  es la corriente en la resistencia  $R_1$  e  $I_2$  es la corriente en la resistencia  $R_2$ :  $I = I_1 + I_2$ . Puesto que se aplica el mismo voltaje  $V$  a cada resistencia, la definición de resistencia indica que  $I_1 = V/R_1$  e  $I_2 = V/R_2$ . Por lo tanto,

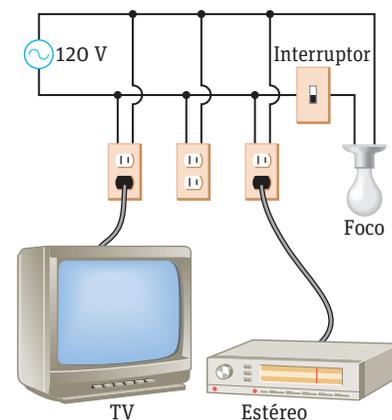
$$I = I_1 + I_2 = \frac{V}{R_1} + \frac{V}{R_2} = V \left( \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} \right) = V \left( \frac{1}{R_p} \right)$$

donde  $R_p$  es la resistencia equivalente. Por lo tanto, cuando dos resistencias se conectan en paralelo, son equivalentes a una única, de resistencia  $R_p$  que puede obtenerse de  $1/R_p = 1/R_1 + 1/R_2$ . En general, para cualquier número de resistencias en paralelo, **la corriente total procedente de la fuente de voltaje es la suma de las corrientes en las resistencias individuales**. Por lo tanto, la resistencia equivalente es:

**Resistencias en paralelo**  $\frac{1}{R_p} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \dots$



Cuando dos resistencias se conectan en paralelo, se aplica el mismo voltaje  $V$  a cada una (a). Este dibujo es equivalente a la parte (a).  $I_1$  e  $I_2$  son las corrientes en  $R_1$  y  $R_2$  (b).



Algunas de las conexiones paralelas encontradas en un hogar tipo. Cada enchufe de pared proporciona 120 V al aparato conectado a él. Además, se aplican 120 V al foco cuando se enciende el interruptor.

**CLAVES PARA RESOLVER**

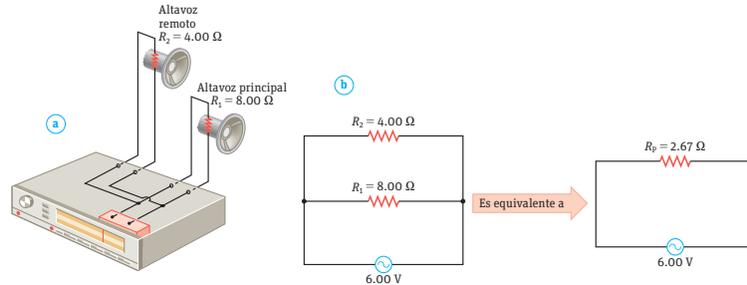
Dos secciones de tubería igualmente largas con secciones transversales de área  $A_1$  y  $A_2$ , están conectadas en paralelo a una bomba de agua (a). Las dos secciones de tubería paralelas en la parte (a) son equivalentes a una única tubería de la misma longitud cuya área de sección transversal es  $A_1 + A_2$  (b).

El siguiente ejemplo se refiere a una combinación paralela de resistencias que se da en un sistema de audio estéreo.

**EJEMPLO** La física de LOS ALTAVOCES PRINCIPAL Y REMOTO

La mayor parte de los receptores permiten al usuario conectar altavoces “remotos” (para reproducir música en otra habitación, por ejemplo) además de los altavoces principales. La figura muestra que el altavoz remoto y el altavoz principal para el canal derecho estéreo están conectados al receptor en paralelo (por claridad, no se muestran los altavoces del canal izquierdo). En el instante representado en el dibujo, el voltaje de CA en los altavoces es 6.00 V. La resistencia del altavoz principal es 8.00 X y la resistencia del altavoz remoto es 4.00 X. Determina (a) la resistencia equivalente de los dos altavoces, (b) la corriente total proporcionada por el receptor, (c) la corriente en cada altavoz y (d), la potencia disipada en cada altavoz

El altavoz principal y el altavoz remoto en un sistema de audio estéreo están conectados al receptor en paralelo (a). El esquema del circuito muestra la situación cuando el voltaje de CA en los altavoces es 6.00 V (b).



**Razonamiento**

La corriente total proporcionada por el receptor a los dos altavoces puede calcularse como  $I_{ef} = V_{ef}/R_p$ , donde  $R_p$  es la resistencia equivalente de los dos altavoces en paralelo y puede obtenerse de  $1/R_p = 1/R_1 + 1/R_2$ . La corriente en cada altavoz es diferente, sin embargo, puesto que los altavoces tienen resistencias diferentes. La potencia media suministrada a un altavoz dado es el producto de su corriente y su voltaje. En la conexión en paralelo se aplica el mismo voltaje a cada altavoz.

**Solución**

(a) De acuerdo con la ecuación, la resistencia equivalente de los dos altavoces está dada por:

$$\frac{1}{R_p} = \frac{1}{8.00 \Omega} + \frac{1}{4.00 \Omega} = \frac{3}{8.00 \Omega} \quad \text{o} \quad R_p = \frac{8.00 \Omega}{3} = \boxed{2.67 \Omega}$$

Este resultado se ilustra en la parte (b) del dibujo.

(b) Usando la resistencia equivalente en la ley de Ohm, se muestra que la corriente total es:

$$I_{ef} = \frac{V_{ef}}{R_p} = \frac{6.00 \text{ V}}{2.67 \Omega} = \boxed{2.25 \text{ A}}$$

(c) Aplicando la ley de Ohm a cada altavoz, se obtienen las corrientes individuales de los altavoces:

Altavoz de 8.00 X

$$I_{ef} = \frac{V_{ef}}{R} = \frac{6.00 \text{ V}}{8.00 \Omega} = \boxed{0.750 \text{ A}}$$

Altavoz de 4.00 X

$$I_{ef} = \frac{V_{ef}}{R_p} = \frac{6.00 \text{ V}}{4.00 \Omega} = \boxed{1.50 \text{ A}}$$

La suma de estas corrientes es igual a la corriente total obtenida en la parte (b).

(d) La potencia media disipada en cada altavoz puede calcularse usando  $\bar{P} = I_{ef} V_{ef}$  con las corrientes individuales calculadas en la parte (c):

Altavoz de 8.00 X  $\bar{P} = (0.750 \text{ A}) \cdot (6.00 \text{ V}) = \boxed{4.50 \text{ W}}$

Altavoz de 4.00 X  $\bar{P} = (1.50 \text{ A}) \cdot (6.00 \text{ V}) = \boxed{9.00 \text{ W}}$

La potencia total suministrada por el receptor es la suma de los valores individuales que se hallaron en la parte (d),  $\bar{P} = 4.50 \text{ W} + 9.00 \text{ W} = 13.5 \text{ W}$ . Alternativamente, la potencia total se puede obtener a partir de la resistencia equivalente  $R_p = 2.67 \text{ X}$  y la corriente total en la parte (b):

$$\bar{P} = I_{ef}^2 R_p = (2.25 \text{ A})^2 \cdot (2.67 \Omega) = 13.5 \text{ W}$$

► En general, la potencia total suministrada a cualquier número de resistencias en paralelo es igual a la potencia suministrada a la resistencia equivalente.

En combinaciones de resistencias en paralelo, la menor resistencia es la que tiene el mayor impacto al determinar la resistencia equivalente. De hecho, si una de las resistencias se aproxima a cero, entonces, la resistencia equivalente también se aproxima a cero. En este caso, la resistencia cercana a cero se dice que cortocircuita las otras resistencias proporcionando un camino con resistencia cercana a cero para que siga la corriente, como un atajo para las otras resistencias.

**CLAVES PARA RESOLVER**

► La resistencia equivalente  $R_p$  de un número de resistencias en paralelo tiene un recíproco dado por  $R_p^{-1} = R_1^{-1} + R_2^{-1} + R_3^{-1} + \dots$  donde  $R_1, R_2$  y  $R_3$  son las resistencias individuales. Tras sumar los recíprocos  $R_1^{-1}, R_2^{-1}$  y  $R_3^{-1}$ , no olvides calcular el recíproco del resultado para obtener  $R_p$ .

COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



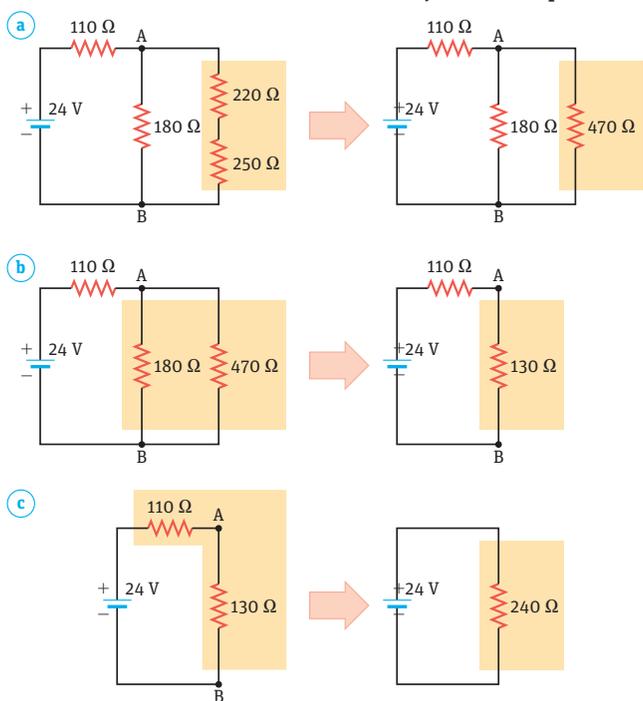
1. Un coche tiene dos faros delanteros y su energía procede de la batería del coche. Se quema el filamento en uno, pero el otro faro continúa encendido. ¿Los faros están conectados en serie o en paralelo?
2. Dos focos idénticos están conectados a baterías idénticas de dos formas diferentes. En el método A los focos se conectan en paralelo y la combinación paralela se conecta entre los terminales de una batería. En el método B, se conectan en serie y la combinación en serie se conecta entre los terminales de otra batería. ¿Cuál es la relación entre la potencia suministrada por la batería en el método A y la potencia suministrada en el método B? (a)  $\frac{1}{4}$ ; (b) 4; (c)  $\frac{1}{2}$ ; (d) 2; (e) 1.

## CIRCUITOS CONECTADOS EN SERIE Y EN PARALELO

A menudo, un circuito eléctrico está conectado parcialmente en serie y parcialmente en paralelo. La clave para determinar la corriente, el voltaje y la potencia en cada caso es tratar el circuito por partes, estando las resistencias en cada parte en serie o en paralelo entre sí. El ejemplo muestra cómo puede llevarse a cabo el análisis de esta manera.

### EJEMPLO UN CIRCUITO DE CUATRO RESISTENCIAS

La figura (a) muestra un circuito compuesto de una batería de 24 V y cuatro resistencias de 110, 180, 220 y 250  $\Omega$ . Halla (a) la corriente total proporcionada por la batería y (b) el voltaje entre los puntos A y B en el circuito.



Los circuitos que se muestran en este dibujo son equivalentes.

#### Razonamiento

La corriente total que proporciona la batería puede obtenerse de la ley de Ohm,  $I = V/R$ , donde R es la resistencia equivalente de las cuatro resistencias. La resistencia equivalente puede calcularse tratando el circuito por partes. El voltaje  $V_{AB}$  entre los dos puntos A y B también viene dado por la ley de Ohm,  $V_{AB} = IR_{AB}$ , donde I es la corriente y  $R_{AB}$  es la resistencia equivalente entre los dos puntos.

#### Solución

(a) La resistencia de 220 X y la de 250 X están en serie, de forma que son equivalentes a una resistencia de  $220 X + 250 X = 470 X$  (ver figura). La resistencia de 470 X está en paralelo con la resistencia de 180 X. Su resistencia equivalente puede obtenerse de la ecuación 6.17:

$$\frac{1}{R_{AB}} = \frac{1}{470 \Omega} + \frac{1}{180 \Omega} = 0.0077 \Omega^{-1}$$

$$R_{AB} = \frac{1}{0.0077 \Omega^{-1}} = 130 \Omega$$

El circuito es ahora equivalente a un circuito que contiene una resistencia de 110 X en serie con una resistencia de 130 X (ver figura). Esta combinación se comporta como una resistencia única, cuya resistencia es  $R = 110 X + 130 X = 240 X$  (ver figura). La corriente total procedente de la batería es, entonces,

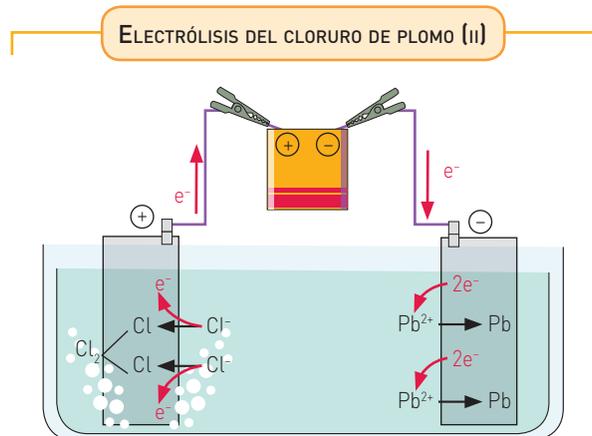
$$I = \frac{V}{R} = \frac{24 \text{ V}}{240 \Omega} = \boxed{0.10 \text{ A}}$$

(b) La corriente  $I = 0.10 \text{ A}$  pasa a través de la resistencia entre los puntos A y B. Por lo tanto, la ley de Ohm indica que el voltaje en la resistencia de 130 X entre los puntos A y B es:

$$V_{AB} = IR_{AB} = (0.10 \text{ A}) \cdot (130 \Omega) = \boxed{13 \text{ V}}$$

## 1.5 ELECTRÓLISIS

Una electrólisis es una reacción redox endotérmica que se realiza gracias a la energía suministrada por una corriente eléctrica.



En un recipiente fundimos cloruro de plomo (II),  $\text{PbCl}_2$ , los iones  $\text{Pb}^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$  tienen libertad de movimiento. Si a continuación introducimos dos electrodos, unidos a sendos polos de una pila, podemos comprobar que:

- Los iones positivos  $\text{Pb}^{2+}$  son atraídos por el electrodo negativo (unido al polo negativo de la pila) y allí ganan dos electrones, reduciéndose a átomos neutros  $\text{Pb}$ .
- Los iones negativos  $\text{Cl}^-$  son atraídos por el electrodo positivo (unido al polo positivo de la pila), al que ceden un electrón, oxidándose a átomos de cloro neutros, que a continuación se unen por parejas, dando moléculas de  $\text{Cl}_2$ .

En el ejemplo propuesto se producen las siguientes reacciones:

- Reacción catódica (reducción):  $\text{Pb}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Pb}$
- Reacción anódica (oxidación):  $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 e^-$

El resultado completo del proceso es la reacción redox:



La energía necesaria la suministra una corriente eléctrica.

En una electrólisis se denomina **cátodo** al electrodo donde se produce la reducción, y **ánodo** al electrodo donde se produce la oxidación.

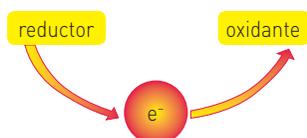


Figura a. Flujo de electrones en una reacción redox espontánea.

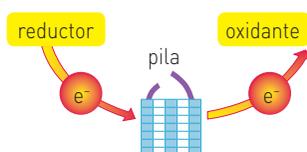


Figura b. Flujo de electrones en una reacción de electrólisis.

En una electrólisis se produce una reacción redox endotérmica que no ocurriría espontáneamente sin la ayuda de una pila. La entrega de electrones que hace el reductor al oxidante hay que forzarla mediante la pila, que actúa como una bomba de electrones.

Mientras que en una reacción redox espontánea (Figura a) los electrones fluyen por sí solos desde el agente reductor al oxidante, en una electrólisis se necesita una pila que bombee los electrones desde el reductor al oxidante.

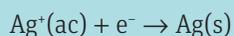
La electrólisis se utiliza para obtener elementos que son muy difíciles de obtener por métodos puramente químicos sin la corriente eléctrica. Por ejemplo, el aluminio se obtiene industrialmente por medio de una electrólisis de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (iones  $\text{Al}^{3+}$  más iones  $\text{O}^{2-}$ ) disueltos en  $\text{Na}_3\text{AlF}_6$  fundido. Se producen las reacciones:

- **Cátodo** (reducción):  $\text{Al}^{3+} + 3 e^- \rightarrow \text{Al}$
- **Ánodo** (oxidación):  $2 \text{O}^{2-} \rightarrow \text{O}_2 + 4 e^-$

## Cálculos en procesos electrolíticos

Las relaciones cuantitativas entre la carga eléctrica y las cantidades de sustancias que se obtienen en una electrólisis fueron enunciadas en 1833 por el químico Michael Faraday. Las **leyes de Faraday** pueden deducirse a partir de la estequiometría de las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.

- En la semirreacción de reducción del ion  $\text{Ag}^+$ :



se puede afirmar que para depositar 1 mol de átomos de Ag sobre el cátodo se necesita 1 mol de electrones.

La cantidad de electrones,  $n_e$ , que circula en una electrólisis se puede determinar a partir de la carga eléctrica,  $Q$ , y la constante de Faraday,  $F$  (es la carga por mol de electrones).

$$n_e = \frac{Q}{F}$$

La carga eléctrica,  $Q$ , se calcula a través de la intensidad de la corriente,  $I$ , y el tiempo,  $t$ , durante el que circula.

$$Q = I t$$



(© Thinkstock)

Michael Faraday, físico y químico británico (1791-1867), fue un gran impulsor de la electroquímica. A él se deben, entre otras, las denominaciones de electrólisis, electrolito y electrodos. En 1833 enunció las relaciones cuantitativas entre la carga eléctrica y las cantidades de sustancias que se obtienen en los procesos electrolíticos, cuando todavía no se conocía la naturaleza electrónica de la corriente eléctrica ni tampoco la disociación iónica de los electrolitos.

### EJERCICIOS RESUELTOS

- En una cuba se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$ . Si circula una corriente de 1.5 A durante 30 minutos, ¿qué carga eléctrica circula por la cuba? Dato:  $M_{\text{Cu}} = 63.55 \text{ g mol}^{-1}$

#### Solución

Se deduce que cada 2 mol de electrones deposita 1 mol de átomos de Cu.

- 1 ► Como 30 minutos son 1800 s, la carga eléctrica que circula por la cuba es:

$$Q = I t = 1.5 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s} = 2700 \text{ C}$$

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ► Calcula la carga eléctrica que ha circulado y a continuación, la cantidad (moles) de electrones.

## 1.6 CAMPOS MAGNÉTICOS DE UNA CORRIENTE ELÉCTRICA

Hemos visto que un conductor puede experimentar una fuerza magnética cuando se coloca en un campo magnético que está producido por una fuente externa, como un imán permanente. **Un conductor también produce un campo magnético por sí mismo**, como veremos en esta sección. Hans Christian Oersted (1777-1851) descubrió por primera vez este efecto en 1820 cuando observó que un cable que transporta corriente influye en la orientación de la aguja de una brújula cercana. La aguja de la brújula se alinea con el campo magnético neto producido por la corriente y el campo magnético de la Tierra. El descubrimiento de Oersted, que unía el movimiento de cargas eléctricas con la creación de un campo magnético, marcó el inicio de una importante disciplina denominada **electromagnetismo**.

### Un conductor rectilíneo y largo

La figura (a) ilustra el descubrimiento de Oersted con un conductor muy largo y rectilíneo. Cuando está presente una corriente, las agujas de las brújulas apuntan en una configuración circular alrededor del conductor. La configuración indica que las líneas de campo eléctrico producidas por la corriente son círculos concéntricos con el conductor. Si se invierte el sentido de la corriente, las agujas también invierten sus sentidos, indicando que el sentido del campo magnético se ha invertido. La dirección y el sentido del campo puede obtenerse con la regla de la mano derecha n.º 2 (RMD-2), como indica la parte (b) del dibujo:

**Regla de la Mano Derecha n.º 2.** Curva los dedos de la mano derecha formando un semicírculo. Apunta el pulgar en el sentido de la corriente convencional  $I$  y las puntas de los dedos apuntarán en el sentido del campo magnético  $\vec{B}$ .

Experimentalmente, se obtiene que el campo magnético  $B$  producido por un conductor infinitamente largo y rectilíneo es directamente proporcional a la corriente  $I$  e inversamente proporcional a la distancia radial  $r$  al conductor:  $B \propto I/r$ . Como es habitual, esta proporcionalidad se convierte en una ecuación introduciendo una constante de proporcionalidad, que, en esta ocasión, se escribe como  $\mu_0 / (2\pi)$ . Por tanto, el campo magnético es:

$$\text{Conductor rectilíneo, infinitamente largo} \quad B = \frac{\mu_0 I}{2\pi r}$$

La constante  $\mu_0$  se denomina **permeabilidad del vacío** y su valor es  $\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7} \text{ T m/A}$ . El campo magnético se vuelve más fuerte cerca del conductor, donde  $r$  es menor. Por lo tanto, las líneas de campo cerca del conductor están más próximas entre sí que las que están situadas más lejos, donde el campo es más débil. La figura muestra la configuración de las líneas de campo.

El campo magnético que rodea un conductor puede ejercer una fuerza sobre una carga en movimiento, como ilustra el próximo ejemplo.

Un conductor muy largo y rectilíneo produce líneas de campo eléctrico circulares a su alrededor, como indican las agujas de las brújulas (Figura a). Con el pulgar de la mano derecha (M.D.) extendido en la dirección de la corriente  $I$ , los dedos curvados apuntan en el sentido del campo magnético, de acuerdo con la RMD-2 (Figura b).

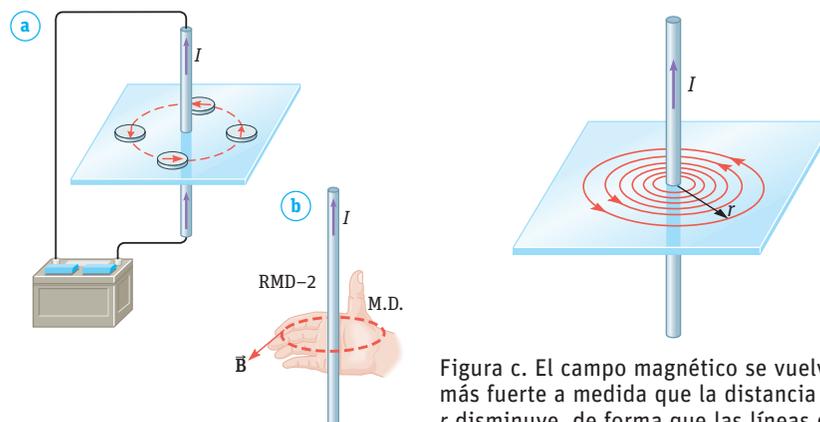


Figura c. El campo magnético se vuelve más fuerte a medida que la distancia radial  $r$  disminuye, de forma que las líneas de campo están más próximas entre sí cerca del conductor.

# PROBLEMA DE CONCEPTOS MÚLTIPLES

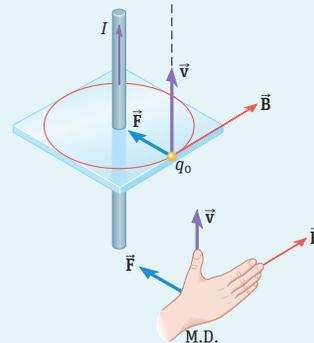
## EJEMPLO UNA CORRIENTE EJERCE UNA FUERZA MAGNÉTICA SOBRE UNA CARGA EN MOVIMIENTO

La figura muestra un conductor muy largo y rectilíneo que transporta una corriente de 3.0 A. Una partícula tiene una carga de  $+6.5 \cdot 10^{-6}$  C y se mueve paralela al conductor a una distancia de 0.050 m. La velocidad de la partícula es 280 m/s.

Determina la intensidad y sentido de la fuerza magnética ejercida sobre la partícula cargada por la corriente en el conductor.

### Razonamiento

La corriente genera un campo magnético en el espacio alrededor del conductor. La partícula cargada se mueve en presencia de este campo y, por lo tanto, puede experimentar una fuerza magnética. La intensidad de esta fuerza viene dada por la ecuación y la dirección y el sentido se pueden determinar aplicando la RMD-1. En la figura puedes ver que el campo magnético  $\vec{B}$  producido por la corriente se sitúa en un plano perpendicular tanto al conductor como a la velocidad  $\vec{v}$  de la partícula. Por lo tanto, el ángulo entre  $\vec{B}$  y  $\vec{v}$  es  $i = 90.0^\circ$ .



### Datos e incógnitas

La siguiente tabla resume los datos proporcionados:

La carga positiva  $q_0$  se mueve con una velocidad  $\vec{v}$  y experimenta una fuerza magnética  $\vec{F}$  causada por el campo magnético  $\vec{B}$  producido por la corriente en el conductor.

Descripción	Símbolo	Valor	Comentarios
<b>Datos explícitos</b>			
Corriente en el conductor	$I$	3.0 A	
Carga eléctrica de la partícula	$q_0$	$+6.5 \cdot 10^{-6}$ C	
Distancia de la partícula al conductor	$r$	0.050 m	La partícula se mueve paralelamente al conductor; ver figura
Velocidad de la partícula	$v$	280 m/s	
<b>Datos implícitos</b>			
Ángulo direccional de la velocidad de la partícula con respecto al campo magnético	$\theta$	$90.0^\circ$	La partícula se mueve paralelamente al conductor; ver razonamiento.
<b>Variable desconocida</b>			
Intensidad de la fuerza magnética ejercida en la partícula.	$F$	$?$	

### Planteamiento del problema

$$F = |q_0| v B \sin \theta$$



**PASO 1 Fuerza magnética en la partícula.** La intensidad  $F$  de la fuerza magnética que actúa en la partícula cargada está dada a la izquierda por la ecuación, donde  $|q_0|$  es el valor de la carga,  $v$  es la velocidad de la partícula,  $B$  es la intensidad del campo magnético producido por el conductor y  $\theta$  es el ángulo entre la velocidad de la partícula y el campo magnético. Se conocen los valores para  $|q_0|$ ,  $v$  y  $\theta$ . El valor de  $B$ , sin embargo, es desconocido, y lo determinaremos en el paso 2.

$$F = |q_0| v B \sin \theta$$

$$B = \frac{\mu_0 I}{2\pi r}$$

**PASO 2 Campo magnético producido por el conductor.** El campo magnético  $B$  producido por una corriente  $I$  en un conductor infinitamente largo y recto viene dado por la ecuación:

$$B = \frac{\mu_0 I}{2\pi r}$$

donde  $\mu_0$  es la permeabilidad del vacío y  $r$  es la distancia desde el conductor. Esta expresión puede sustituirse en la ecuación, como se muestra a la izquierda.

### Solución

Combinando algebraicamente los resultados de cada paso, obtenemos:

**PASO 1**      **PASO 2**

$$F = |q_0| v B \sin \theta = |q_0| v \left( \frac{\mu_0 I}{2\pi r} \right) \sin \theta$$

La fuerza magnética sobre la partícula cargada es:

$$F = |q_0| v \left( \frac{\mu_0 I}{2\pi r} \right) \sin \theta$$

$$= (6.5 \cdot 10^{-6} \text{ C}) \cdot (280 \text{ m/s}) \cdot \frac{(4\pi \cdot 10^{-7} \text{ T m/A}) \cdot (3.0 \text{ A})}{2\pi (0.050 \text{ m})} = \sin 90.0^\circ = \boxed{2.2 \cdot 10^{-8} \text{ N}}$$

La RMD-1 predice el sentido de la fuerza magnética que, como se muestra en la figura, es radial hacia el conductor.

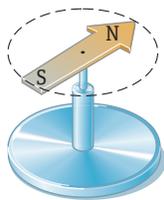
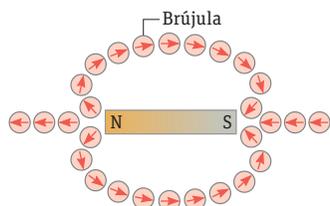
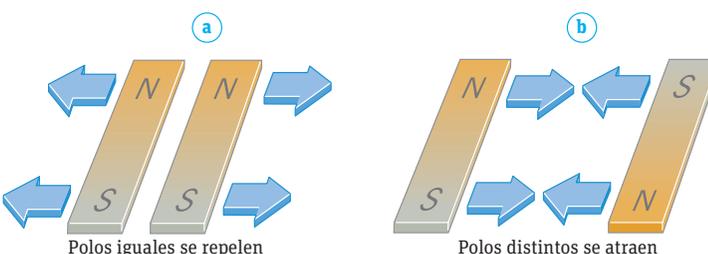


Figura a. La aguja de una brújula es un imán permanente que tiene un polo norte magnético (N) en un extremo y un polo sur magnético (S) en el otro.

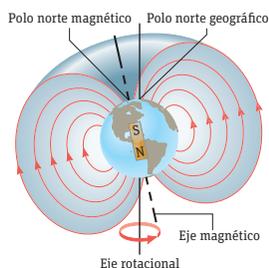
### Utiliza las TIC

Amplía tus conocimientos sobre el campo y el potencial de una carga puntual en <http://www.ing.unlp.edu.ar/cys/DI/CampoYPot.pdf>

Las barras de imán tienen un polo norte magnético en un extremo y un polo sur magnético en el otro extremo. Polos iguales se repelen (a) y polos distintos se atraen (b).



En cualquier punto en la vecindad de un imán, el polo norte (la flecha en este dibujo) de la aguja de una pequeña brújula apunta en el sentido del campo magnético en cada punto.



La Tierra se comporta magnéticamente casi como si un imán de barra estuviera situado cerca de su centro. El eje de este imán de barra ficticio no coincide con el eje rotacional de la Tierra; actualmente, los dos ejes están separados  $11.5^\circ$ .

## 1.7 IMANES Y CAMPOS MAGNÉTICOS

Los imanes permanentes se han usado durante mucho tiempo en las brújulas de navegación. Como ilustra la figura, la aguja de la brújula es un imán permanente sujeto de tal forma que puede girar libremente en un plano. Cuando la brújula se coloca en una superficie horizontal, la aguja rota hasta que uno de los extremos apunta aproximadamente al norte. El extremo de la aguja que apunta al norte se nombra **polo norte magnético**; el extremo opuesto es el **polo sur magnético** (Figura a).

Los imanes pueden ejercer fuerzas entre sí. La figura inferior muestra que las fuerzas magnéticas entre los polos norte y sur tienen la propiedad de que:

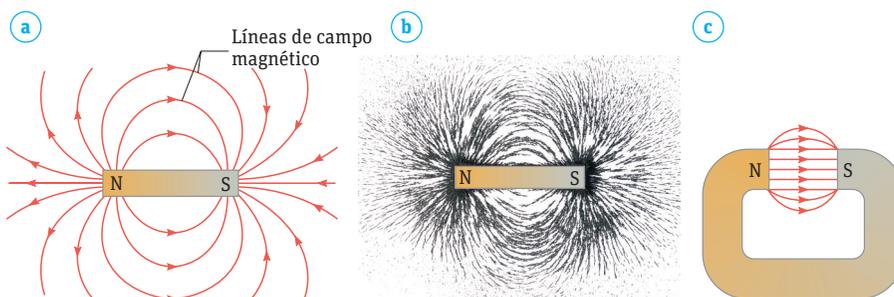
### polos iguales se repelen y polos distintos se atraen

Este comportamiento es parecido al de las cargas eléctricas iguales y opuestas. Sin embargo, hay una diferencia significativa entre los polos magnéticos y las cargas eléctricas. Es posible separar cargas positivas y negativas y producir cargas aisladas de cualquiera de los dos tipos. Por el contrario, nunca se han encontrado monopolos magnéticos (un polo norte o sur aislados). Cualquier intento de separar polos norte y sur cortando una barra de imán fracasa, porque cada pieza se convierte en un imán más pequeño con sus propios polos norte y sur.

Rodeando a un imán, hay un **campo magnético**. El campo magnético es análogo al campo eléctrico que existe en el espacio que rodea a las cargas eléctricas. Como el campo eléctrico, el campo magnético tiene módulo, dirección y sentido.

Posponemos el análisis del módulo hasta otra sección, concentrando nuestra atención aquí en la dirección y el sentido. **La dirección y el sentido del campo magnético en cualquier punto del espacio son los que indica el polo norte de la aguja de una pequeña brújula situada en ese punto.** En la figura, la aguja de la brújula está simbolizada por una flecha, con la punta de la flecha representando el polo norte. El dibujo muestra cómo se pueden usar brújulas para trazar el campo magnético en el espacio alrededor de un imán de barra. Como los polos iguales se repelen y los polos distintos se atraen, la aguja de cada brújula se alinea con respecto al imán en la forma que se muestra en el dibujo. Las agujas de las brújulas generan un dibujo visual del campo magnético que crea el imán de barra.

Para ayudar a visualizar el campo eléctrico, es posible dibujar líneas de campo magnético; la figura a ilustra algunas de esas líneas alrededor de un imán de barra. Como se ve, las líneas parecen originarse en el polo norte y terminan en el polo sur; no empiezan ni terminan en medio del espacio. Es posible crear una imagen visual de las líneas de campo magnético esparciendo finas limaduras de hierro sobre un trozo de papel que cubra un imán; las limaduras de hierro se comportan como pequeñas brújulas y se alinean a lo largo de las líneas de campo, como se muestra en la figura b.



Las líneas de campo magnético (a) y la disposición de las limaduras de hierro (regiones negras, curvas) en la proximidad de un imán de barra (b). Las líneas de campo magnético en el hueco de un imán de herradura (c).

## 1.8 GALVANÓMETROS, VOLTÍMETRO Y AMPERÍMETRO

La corriente y el voltaje pueden ser medidos con dispositivos conocidos, respectivamente, como amperímetros y voltímetros. De tales dispositivos hay dos tipos: los que usan electrónica digital y los que no.

El elemento esencial de los dispositivos no digitales (analógicos) es el galvanómetro de CC. Como ilustra la figura a, un galvanómetro consiste en un imán, una bobina de metal, un resorte, una aguja y una escala graduada. La bobina se monta de forma que puede rotar, lo que hace que la aguja se mueva sobre la escala. La espira rota en respuesta al par de torsión aplicado por el imán cuando hay una corriente en la bobina. La bobina se detiene cuando este par de torsión se equilibra con el par de torsión del resorte.

Cuando se usa como parte de un dispositivo de medida, hay dos características del galvanómetro que son muy importantes. En primer lugar, la cantidad de corriente que produce una desviación de la aguja hasta el final de la escala indica la sensibilidad del galvanómetro. Por ejemplo, la figura a muestra un instrumento que se desvía hasta el fondo de escala cuando la corriente en la bobina es de 0.10 mA. La segunda característica importante es la resistencia  $R_B$  del cable en la bobina. La figura b muestra cómo se representa en el diagrama de un circuito un galvanómetro con una resistencia de bobina de  $R_B$ .

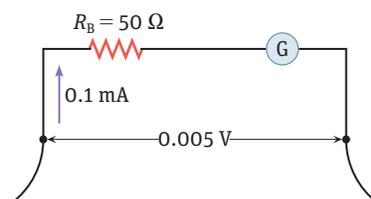
**La física de un amperímetro.** Puesto que un amperímetro es un instrumento que mide corriente, debe ser insertado en el circuito de forma que la corriente pase directamente a través de él, como muestra la figura.

Un amperímetro analógico incluye un galvanómetro y una o más resistencias de derivación, que se conectan en paralelo con el galvanómetro y proporcionan un bypass para corrientes excesivamente grandes para el límite del fondo de escala del galvanómetro. El bypass permite usar el amperímetro para medir una corriente que excede el límite del fondo de escala. En la figura, por ejemplo, una corriente de 60.0 mA entre por el terminal A de un amperímetro (analógico) que usa un galvanómetro con una corriente de fondo de escala de 0.100 mA. Se puede seleccionar la resistencia de derivación  $R$  para que entren en el galvanómetro 0.100 mA de corriente, mientras que 59.9 mA lo evitan. En este caso, la escala de medida debería etiquetarse de 0 a 60.0 mA. Para determinar la resistencia de derivación, es necesario conocer la resistencia de la bobina  $R_B$ .

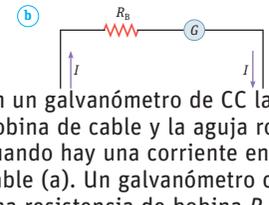
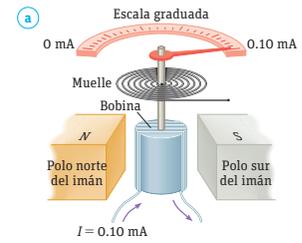
**La física de un voltímetro.** Un voltímetro es un instrumento que mide el voltaje entre dos puntos, A y B, en un circuito. La figura muestra que el voltímetro debe conectarse entre los puntos y no ser insertado dentro del circuito, como el amperímetro. (Esto es cierto tanto para voltímetros digitales como analógicos; la figura muestra un instrumento digital).

Un voltímetro analógico incluye un galvanómetro cuya escala está graduada en voltios. Supón por ejemplo, que el galvanómetro de la figura tiene una corriente de fondo de escala de 0.1 mA y una resistencia de bobina de 50  $\Omega$ . En condiciones de fondo de escala, el voltaje en la bobina sería, entonces,  $V = IR_B = (0.1 \cdot 10^{-3} \text{ A}) \cdot (50 \Omega) = 0.005 \text{ V}$ . Por lo tanto, este galvanómetro podría usarse para registrar voltajes en el rango 0-0.005 V. Un voltímetro analógico, entonces, es un galvanómetro usado de esta manera, junto con el ajuste del rango de voltajes que se va a medir. Para ajustar este rango, se conecta una resistencia adicional  $R$  en serie con la resistencia de la bobina  $R_B$ .

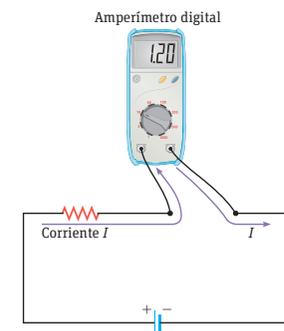
Idealmente, el voltaje registrado por un voltímetro debería ser el mismo que el voltaje que existe cuando el voltímetro no está conectado. Sin embargo, el voltímetro extrae alguna corriente del circuito y, por lo tanto, altera el voltaje del circuito de algún modo. Un **voltímetro ideal** tendría una resistencia infinita y extraería solo una cantidad infinitesimal de corriente. En realidad, un buen voltímetro se diseña con una resistencia que sea suficientemente grande para que la unidad no altere apreciablemente el voltaje del circuito al que se conecta.



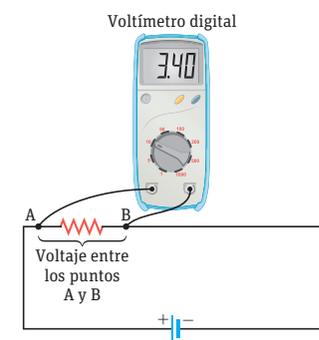
El galvanómetro que se muestra tiene un límite de fondo de escala de 0.1 mA y una resistencia de bobina de 50  $\Omega$ .



En un galvanómetro de CC la bobina de cable y la aguja rotan cuando hay una corriente en el cable (a). Un galvanómetro con una resistencia de bobina  $R_B$  se representa en el diagrama de un circuito, como se muestra aquí (b).



Un amperímetro debe insertarse en un circuito de forma que la corriente pase directamente a través de él.



Para medir el voltaje entre dos puntos A y B en un circuito, se conecta un voltímetro entre estos puntos.



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Un amperímetro ideal tiene resistencia \_\_\_\_\_, mientras que un voltímetro ideal tiene resistencia \_\_\_\_\_. (a) cero, cero; (b) infinita, infinita; (c) cero, infinita; (d) infinita, cero.
- 2 ¿Qué le ocurriría a la corriente en un circuito si se insertase en el circuito un voltímetro, confundido con un amperímetro? La corriente (a) aumentaría notablemente, (b) disminuiría notablemente, (c) se mantendría igual.

## 1.9 LA INDUCCIÓN ELECTROMAGNÉTICA

El descubrimiento de la inducción electromagnética se atribuye a dos científicos: el inglés Michael Faraday (1791-1867) y el norteamericano Joseph Henry (1797-1878). Como Faraday investigó la inducción electromagnética con más detalle y fue el primero en publicar sus hallazgos, la ley que describe el fenómeno lleva su nombre.

Faraday descubrió que cuando hay un cambio en el flujo a través de una espira, se induce una fuerza electromotriz (*fem*) en la espira. En este contexto, la palabra “cambio” se refiere al cambio con el tiempo. Un flujo que se mantiene constante con el tiempo, no crea *fem*. La ley de Faraday de la inducción electromagnética se expresa vinculando la idea de cambio del flujo magnético con el intervalo de tiempo durante el que se produce dicho cambio. De hecho, Faraday encontró que la *fem* inducida es igual a la velocidad a la que cambia el flujo magnético. Esto es consistente con la relación obtenida, para el caso específico de la *fem* de movimiento:  $\mathcal{E} = -\Delta\Phi/\Delta t$ . Con frecuencia, el flujo magnético pasa a través de una bobina de cable que contiene más de una espira. Si la bobina consta de  $N$  espiras, y el flujo que atraviesa cada una es el mismo, se encuentra experimentalmente que la *fem* inducida es  $N$  veces la que se induce en una espira.

Aparece una situación análoga en una linterna cuando se conectan dos baterías de 1.5 V en serie, una a continuación de la otra, dando una *fem* total de 3.0 voltios. En el caso general de  $N$  espiras, la *fem* inducida total viene descrita por la ley de Faraday de la inducción electromagnética del modo siguiente:

### ► Ley de Faraday de la inducción electromagnética

La *fem* media  $\mathcal{E}$  que se induce en una bobina de  $N$  espiras es:

$$\mathcal{E} = -N \left( \frac{\Phi - \Phi_0}{t - t_0} \right) = -N \frac{\Delta\Phi}{\Delta t}$$

donde  $\Delta\Phi$  es el cambio del flujo magnético a través de la espira y  $\Delta t$ , el intervalo de tiempo en el que se produce. El término  $\Delta\Phi/\Delta t$  es la velocidad media del cambio del flujo que atraviesa una espira.

**Unidad SI para la fem inducida:** voltio (V)

La ley de Faraday establece que se genera una *fem* cuando cambia el flujo magnético por cualquier razón. Como el flujo magnético viene dado por la ecuación,  $\Phi = BA \cos\phi$ , depende de tres factores:  $B$ ,  $A$  y  $\phi$ ; un cambio en cualquiera de ellos puede provocar un cambio en el flujo. El ejemplo contempla un cambio en  $B$ .

### EJEMPLO FEM INDUCIDA POR UN CAMBIO EN EL CAMPO MAGNÉTICO

Una bobina de cable tiene 20 espiras, cada una con un área de  $1.5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2$ . Un campo magnético permanece perpendicular a la superficie de cada espira, de modo que  $\phi = \phi_0 = 0^\circ$ . En el instante  $t_0 = 0 \text{ s}$ , el campo magnético es  $B_0 = 0.050 \text{ T}$ . Un instante más tarde  $t = 0.10 \text{ s}$ , el campo en la bobina ha aumentado hasta  $B = 0.060 \text{ T}$ . (a) Calcula la *fem* inducida media en la bobina durante este intervalo. (b) ¿Cuál sería el valor de la *fem* inducida media si el campo disminuyese desde 0.060 T a 0.050 T en 0.10 s?

#### Razonamiento

Para calcular la *fem* inducida, usamos la ley de Faraday de inducción electromagnética, combinada con la definición de flujo magnético que comprende. Observamos que solo cambia con el tiempo el campo magnético. Todos los demás factores permanecen constantes.

#### Solución

(a) Como  $\phi = \phi_0$ , la *fem* inducida es:

$$\begin{aligned}\mathcal{E} &= -N \left( \frac{\Phi - \Phi_0}{t - t_0} \right) = -N \left( \frac{BA \cos \phi - B_0 A \cos \phi}{t - t_0} \right) \\ &= -NA \cos \phi \left( \frac{B - B_0}{t - t_0} \right) \\ \mathcal{E} &= -(20) \cdot (1.5 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2) \cdot (\cos 0^\circ) \cdot \left( \frac{0.060 \text{ T} - 0.050 \text{ T}}{0.10 \text{ s} - 0 \text{ s}} \right) = \boxed{-3.0 \cdot 10^{-3} \text{ V}}\end{aligned}$$

(b) Aquí el cálculo es similar a la parte (a) excepto que los valores inicial y final de B están cambiados. Esto invierte el signo de la fem, que es  $\mathcal{E} = +3.0 \cdot 10^{-3} \text{ V}$ . Como se invierte el signo algebraico o polaridad de la fem, el sentido de la corriente inducida sería el opuesto al de la parte (a). El próximo ejemplo demuestra que se puede crear una fem cuando una bobina rota en un campo magnético.

### CLAVES PARA RESOLVER

► El cambio en cualquier cantidad es el valor final menos el inicial: por ejemplo, el cambio en el flujo es  $\Delta\Phi = \Phi - \Phi_0$  y el cambio en el tiempo es  $\Delta t = t - t_0$ .

## 1.10 INDUCCIÓN MUTUA Y AUTOINDUCCIÓN

### Inducción mutua

Hemos visto que se puede inducir una fem en una bobina manteniendo una bobina inmóvil y moviendo un imán en sus proximidades, o moviendo una bobina cerca de un imán inmóvil. La figura ilustra otro método importante para inducir una fem. Tenemos dos bobinas, la bobina primaria y la bobina secundaria, colocadas una cerca de la otra.

La bobina primaria está conectada a un generador de corriente alterna, que envía una corriente  $I_p$  a través de él. La bobina secundaria no está conectada a un generador, aunque se le conecta un voltímetro para registrar cualquier fem inducida. La bobina conductora primaria es un electroimán y crea un campo magnético en la región circundante. Si las dos bobinas están próximas, una fracción significativa de este campo magnético penetra en la bobina secundaria y produce un flujo magnético cambiante puesto que la corriente en la bobina primaria y su campo magnético asociado están cambiando; como consecuencia, se induce una fem en la bobina secundaria.

El efecto por el que una corriente variable en un circuito induce una fem en otro circuito se llama **inducción mutua**. De acuerdo con la ley de Faraday de la inducción electromagnética, la fem inducida media en la bobina secundaria  $\mathcal{E}_s$  es proporcional a la variación del flujo que pasa a través de ella  $\Delta\Phi_s$ . Sin embargo,  $\Delta\Phi_s$  es producido por el cambio en la corriente en la bobina primaria  $\Delta I_p$ ; por tanto, es conveniente reformular la ley de Faraday en una expresión que relacione  $\mathcal{E}_s$  con  $\Delta I_p$ . Para ver cómo se lleva a cabo la redefinición, ten en cuenta que el flujo magnético medio que pasa a través de la bobina secundaria es  $N_s \Phi_s$ , donde  $N_s$  es el número de espiras en la bobina secundaria y  $\Phi_s$  es el flujo a través de una espira (suponiendo que es igual para todas las espiras). El flujo neto es proporcional al campo magnético que, a su vez, es proporcional a la corriente en la bobina primaria  $I_p$ . Así, podemos escribir  $N_s \Phi_s \propto I_p$ . Esta proporcionalidad se convierte en una ecuación convencional introduciendo una constante de proporcionalidad  $M$  conocida como **inductancia mutua**:

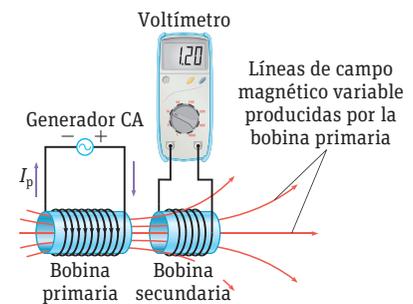
$$N_s \Phi_s = M I_p \quad \text{o} \quad M = \frac{N_s \Phi_s}{I_p}$$

Substituyendo esta ecuación en la ley de Faraday, encontramos que:

$$\begin{aligned}\text{Fem debida a la inducción mutua} \quad \mathcal{E}_s &= -N_s \frac{\Delta\Phi_s}{\Delta t} = -\frac{\Delta(N_s \Phi_s)}{\Delta t} = -\frac{\Delta(M I_p)}{\Delta t} = -M \frac{\Delta I_p}{\Delta t} \\ \mathcal{E}_s &= -M \frac{\Delta I_p}{\Delta t}\end{aligned}$$

Escribiendo la ley de Faraday de este modo se ve con claridad que la fem inducida media  $\mathcal{E}_s$  en la bobina secundaria se debe al cambio en la corriente en la bobina primaria  $\Delta I_p$ .

La unidad de medida para la inductancia mutua  $M$  es Vs/A, también llamada **henrio (H)** en honor de Joseph Henry:  $1 \text{ Vs/A} = 1 \text{ H}$ . La inductancia mutua depende de la geometría de la bobina y la naturaleza del núcleo de material ferromagnético que esté presente. Aunque se puede calcular  $M$  para algunas disposiciones de gran simetría, habitualmente se mide de forma experimental. En la mayoría de las situaciones, los valores de  $M$  son menores que 1 H, del orden de milihenrios ( $1 \text{ mH} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ H}$ ) o microhenrios ( $1 \mu\text{H} = 1 \cdot 10^{-6} \text{ H}$ ).



Una corriente alterna  $I_p$  en la bobina primaria crea un campo magnético alterante. Este campo variable induce una fem en la bobina secundaria.

## Autoinducción

En todos los ejemplos de *fem* inducida presentados hasta ahora, el campo magnético era producido por una fuente externa, como un imán permanente o un electroimán. Pero no es necesario que el campo magnético proceda de una fuente externa. Una *fem* puede ser inducida en una bobina de corriente por un cambio en el campo magnético que produce la propia corriente. Por ejemplo, la figura muestra una bobina conectada a un generador de corriente alterna. La corriente alterna crea un campo magnético alterno que, a su vez, crea un flujo cambiante a través de la bobina. El cambio en el flujo induce una *fem* en la bobina, de acuerdo con la ley de Faraday. El efecto resultante de que una corriente cambiante en un circuito induzca una *fem* en el mismo circuito se conoce como **autoinducción**.

Cuando se trata de autoinducción, igual que con la inducción mutua, es costumbre reformular la ley de Faraday de modo que la *fem* inducida sea proporcional al cambio en la corriente de la bobina, en lugar de al cambio en el flujo. Si  $\Phi$  es el flujo magnético que pasa a través de una espira de la bobina, entonces  $N\Phi$  es el flujo neto a través de las  $N$  espiras de la bobina. Como  $\Phi$  es proporcional al campo magnético y el campo magnético es proporcional a la corriente  $I$ , concluimos que  $N\Phi \propto I$ . Insertando una constante  $L$ , llamada **autoinductancia**, o simplemente la **inductancia**, de la bobina, podemos convertir esta proporción en la ecuación 8.8:

$$N\Phi = LI \quad \text{o} \quad L = \frac{N\Phi}{I}$$

La ley de la inducción de Faraday indica que la *fem* inducida media es:

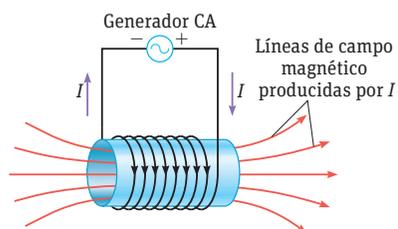
$$\mathcal{E} = -N \frac{\Delta\Phi}{\Delta t} = -\frac{\Delta(N\Phi)}{\Delta t} = -\frac{\Delta(LI)}{\Delta t} = -L \frac{\Delta I}{\Delta t}$$

### Fem debida a la autoinducción

$$\mathcal{E} = -L \frac{\Delta I}{\Delta t}$$

Igual que la inductancia mutua,  $L$  se mide en henrios. El valor de  $L$  depende de la geometría de la bobina y del material de su núcleo. Enrollar la bobina en torno a un núcleo ferromagnético (hierro) aumenta sustancialmente el flujo magnético —y en consecuencia la inductancia— con relación a un núcleo de aire. Debido a su autoinducción, las bobinas se conocen como **inductores** y se usan ampliamente en electrónica. Hay inductores de todos los tamaños, la mayoría en el rango entre milihenrios y microhenrios.

El ejemplo muestra cómo se puede determinar la *fem* inducida en un solenoide conociendo su autoinducción y la velocidad a la que cambia la corriente en el solenoide.



La corriente alterna en la bobina genera un campo magnético alterno que, a su vez, induce una *fem* en la bobina.

## 1.11 EL GENERADOR ELÉCTRICO

### ¿Cómo produce una *fem* un generador?

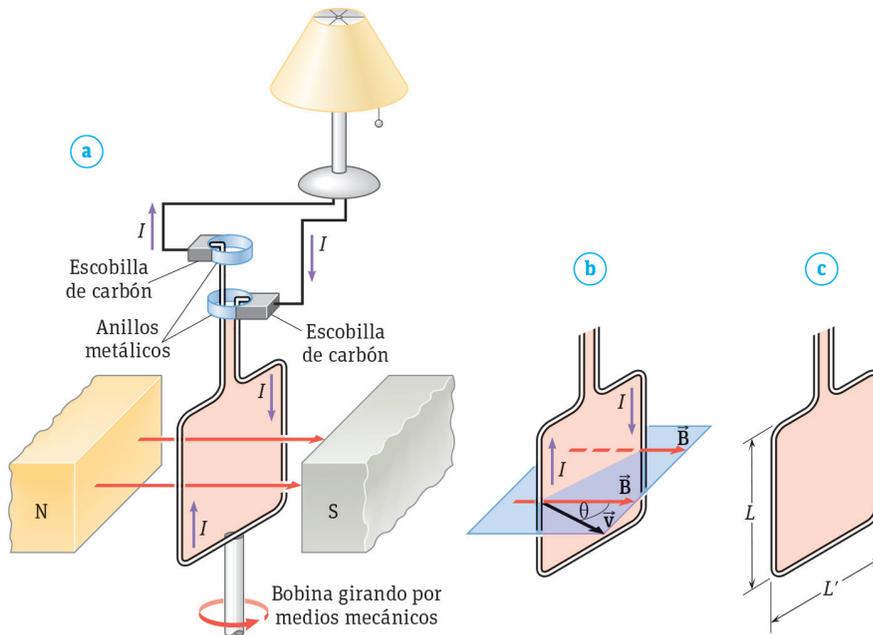
Los generadores eléctricos, como el que se muestra en la figura, producen casi toda la energía eléctrica del mundo. Un generador produce energía eléctrica a partir de un trabajo mecánico, que es lo contrario a lo que hace un motor. En un motor, una corriente eléctrica de entrada provoca la rotación de una bobina, haciendo con ello un trabajo mecánico en cualquier objeto unido al eje del motor. En un generador, se hace rotar el eje por algún procedimiento mecánico, tal como un motor o una turbina, y se induce una *fem* en una bobina. Si el generador está conectado a un circuito externo, se obtendrá una corriente eléctrica que es la salida del generador.

**La física de un generador eléctrico.** En su forma más simple, un generador de corriente alterna consiste en una bobina de cable que rota en un campo magnético uniforme, como se muestra en la figura (a). Aunque no se muestra en la imagen, el cable se enrolla habitualmente en torno a un núcleo de hierro. Como en los motores eléctricos, el conjunto bobina-núcleo se denomina armadura. Cada extremo del cable que forma la bobina se conecta a un circuito externo por medio de un anillo metálico que rota con la bobina. Cada anillo se desliza contra una escobilla de carbón fija, que está conectada al circuito externo (la lámpara de mesa en el dibujo).

Para ver cómo se produce la corriente en el generador, consideremos los dos lados verticales de la bobina en la figura b. Puesto que cada lado se mueve en un campo magnético  $\vec{B}$ , la fuerza magnética ejercida sobre las cargas del cable provoca su movimiento, creando así una corriente.



Un generador eléctrico como este proporciona potencia eléctrica produciendo una *fem* inducida de acuerdo con la ley de Faraday de la inducción electromagnética. (© Thinkstock)



Un generador eléctrico consiste en una bobina de cable (se muestra solo una espira) que rota en un campo magnético  $\vec{B}$  por algún medio mecánico (a). La corriente  $I$  es el resultado de la fuerza magnética que se ejerce sobre las cargas en el cable en movimiento (b). Dimensiones de la bobina (c).

Con la ayuda de RMD-1, se puede ver que el sentido de la corriente es desde la parte inferior a la superior en el lado izquierdo y desde la parte superior a la inferior en el lado derecho. Así fluye la carga alrededor de la espira. Los segmentos superior e inferior de la espira también se están moviendo, sin embargo, se pueden ignorar porque la fuerza magnética sobre las cargas dentro de ellos apunta hacia los lados del cable y no en la dirección de su longitud. El valor de la *fem* de movimiento desarrollada en un conductor que se mueve por un campo magnético viene dada por la ecuación. Para aplicar esta expresión al lado izquierdo de la bobina, cuya longitud es  $L$  (ver la figura c), necesitamos usar la componente de la velocidad  $v_{\perp}$  que es perpendicular a  $\vec{B}$ . Siendo  $\theta$  el ángulo entre  $\vec{v}$  y  $\vec{B}$  (ver la figura b), se tiene que  $v_{\perp} = v \sin \theta$ , y, con la ayuda de la ecuación, se puede escribir la *fem* como:

$$\mathcal{E} = BLv_{\perp} = BLv \sin \theta$$

## Utiliza las TIC

Se ha abierto un debate social sobre los posibles perjuicios para la salud que podría provocar la proximidad de subestaciones transformadoras y líneas de alta tensión a lugares de trabajo o de residencia. Consulta información sobre este debate a través de: <http://www.apdr.info/electrocontaminacion/Prensa/08.02.24%20DP%200%20MORRAZO.pdf>.

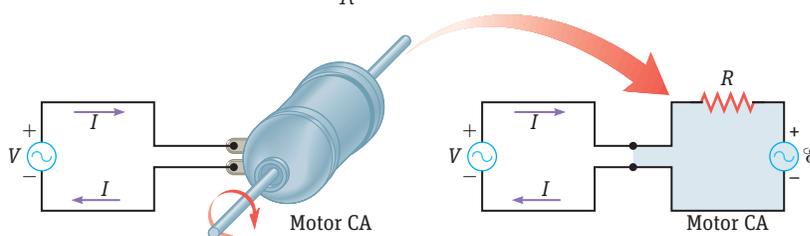
**Figura a.** La *fem* aplicada  $V$  suministra la corriente  $I$  que permite funcionar al motor. El circuito de la derecha muestra  $V$  junto con el equivalente eléctrico del motor, incluyendo la resistencia  $R$  de su bobina y la *fcem*  $\mathcal{E}$ .

## La *fcem* generada por un motor eléctrico

Un generador convierte trabajo mecánico en energía eléctrica; por el contrario, un motor eléctrico convierte energía eléctrica en trabajo mecánico. Ambos dispositivos son similares y consisten en una bobina de cable que gira en un campo magnético. De hecho, cuando giran las armaduras de un motor, cambia el flujo magnético que atraviesa la bobina y se induce una *fem* en ella. Así, cuando el motor está funcionando, están presentes dos fuentes de *fem*: (1) la *fem* aplicada  $V$  que proporciona corriente para accionar el motor (por ejemplo, desde una toma de 120 V) y (2) la *fem* inducida  $\mathcal{E}$  por la acción la bobina giratoria actuando como un generador. El circuito esquematizado en la figura muestra estas dos *fem*.

Como indica la ley de Lenz, la *fem* inducida  $\mathcal{E}$  se opone a la *fem* aplicada  $V$  y se llama **fuerza contraelectromotriz** (*fcem*) o **fuerza electromotriz inversa** del motor. Cuanto mayor sea la velocidad del motor, mayor es el cambio del flujo a través de la bobina, y mayor es la *fcem*. Como  $V$  y  $\mathcal{E}$  tienen polaridades opuestas, la *fem* neta en el circuito es  $V - \mathcal{E}$ . En la figura,  $R$  es la resistencia del cable en la bobina, y la corriente consumida por el motor  $I$  se determina por la ley de Ohm como la *fem* neta dividida por la resistencia:

$$I = \frac{V - \mathcal{E}}{R}$$



El ejemplo siguiente usa este resultado para ilustrar que la corriente en un motor depende tanto de la *fem* aplicada  $V$  como de la *fcem*  $\mathcal{E}$ .

### EJEMPLO 12 La física de EL FUNCIONAMIENTO DE UN MOTOR

La bobina de un motor de corriente alterna (CA) tiene una resistencia  $R = 4.1 \Omega$ . El motor está conectado a una toma de  $V = 120$  voltios (eficaz), y la bobina desarrolla una *fcem* de  $\mathcal{E} = 118.0$  voltios (eficaz) cuando gira a velocidad constante normal. El motor está haciendo girar una rueda. Determina (a) la corriente cuando arranca el motor y (b) la corriente cuando el motor está funcionando a velocidad normal.

#### Razonamiento

Una vez que se alcanza la velocidad normal de funcionamiento, el motor solo necesita funcionar para compensar las pérdidas por rozamiento. Sin embargo, para llevar a la rueda a esta velocidad desde el reposo, el motor también debe trabajar para aumentar la energía cinética de rotación de la rueda. Así, lograr que la rueda alcance la velocidad requiere más trabajo y, tanto, más corriente, que la que requiere mantener su velocidad de funcionamiento normal. Esperamos que nuestras respuestas a las partes (a) y (b) reflejen este hecho.

#### Solución

(a) Cuando el motor acaba de ponerse en marcha, la bobina no está girando; en consecuencia, no hay *fcem* inducida en la bobina y  $\mathcal{E} = 0$  voltios. La corriente de puesta en marcha consumida por el motor es:

$$I = \frac{V - \mathcal{E}}{R} = \frac{120 \text{ V} - 0 \text{ V}}{4.1 \Omega} = \boxed{29 \text{ A}}$$

(b) A la velocidad normal, el motor desarrolla una *fcem* de  $\mathcal{E} = 118.0$  voltios; por tanto, la corriente es:

$$I = \frac{V - \mathcal{E}}{R} = \frac{120 \text{ V} - 118.0 \text{ V}}{4.1 \Omega} = \boxed{0.49 \text{ A}}$$

El ejemplo ilustra que cuando un motor está arrancando, hay una pequeña *fcem* y, en consecuencia, existe una corriente relativamente grande en la bobina. Cuando el motor se acelera, la *fcem* aumenta hasta alcanzar su valor máximo cuando el motor gira a velocidad normal. La *fcem* es casi igual a la *fem* aplicada, y la corriente se reduce a un valor relativamente pequeño, lo que es suficiente para proporcionar el momento de torsión que necesita la bobina para vencer las pérdidas por rozamiento o de otro tipo en el motor y llevar la carga (por ejemplo, a un ventilador).

## Corriente alterna

Michael Faraday observó que un conductor eléctrico o espira que se mueve perpendicularmente a un campo magnético, genera una fuerza electromotriz o *fem*. Cuando se hace rotar la espira uniformemente, esta rotación da lugar a un flujo magnético que varía periódicamente generando una *fem* alterna.

La corriente alterna es aquella forma de energía eléctrica en la cual existe un constante movimiento de electrones que varían su sentido constantemente y en forma periódica.

La representación gráfica, en función del tiempo, de una *fem* alterna tiene la forma de una línea sinusoidal.

Al conectar este generador a un circuito eléctrico, la corriente y la *ddp* o voltaje en el circuito también oscilan. El número de oscilaciones en un segundo es la frecuencia,  $f$ , y se mide en hercios (Hz).

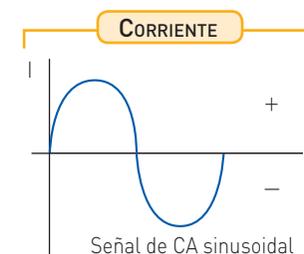
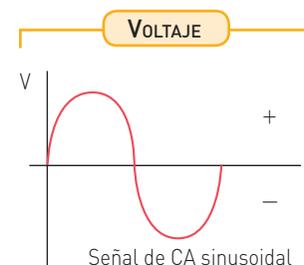
El voltaje y la intensidad de corriente no alcanzan sus valores máximos en el mismo instante, sino que están desfasados en una cierta fracción de ciclo.

Para un tiempo  $t$ , el voltaje  $V(t)$  y la corriente  $I(t)$  vienen dados por:

$$\text{Voltaje: } V(t) = V_0 \sin(\omega t + \Phi)$$

$$\text{Intensidad: } I(t) = I_0 \sin(\omega t)$$

Donde  $\Phi$  es la diferencia de fase entre la corriente y el voltaje,  $V_0$  es la amplitud o voltaje máximo,  $I_0$  es la amplitud o corriente máxima,  $T$  es el período o tiempo para un ciclo completo,  $\omega$  es la frecuencia angular y  $t$  es el tiempo.



## Potencia eléctrica en un circuito de corriente alterna

La potencia es el producto de la diferencia de potencial existente entre dos puntos por la intensidad de la corriente que circula.

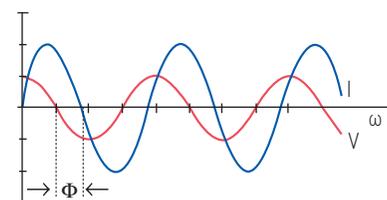
$$P = V_0 \sin(\omega t + \Phi) \cdot I_0 \sin(\omega t) = V_0 I_0 \sin(\omega t + \Phi) \sin(\omega t)$$

El voltaje eficaz ( $V_{ef}$ ) y la corriente eficaz ( $I_{ef}$ ) de una onda sinusoidal son aquellos valores que producen el mismo efecto Joule que un voltaje o una corriente, respectivamente, en un circuito de corriente continua.

$$V_{ef} = \frac{V_0}{\sqrt{2}} \quad I_{ef} = \frac{I_0}{\sqrt{2}}$$

La potencia eficaz de una corriente alterna es igual al valor que tendría una corriente continua que produjera la misma potencia que dicha corriente alterna.

$$P_{ef} = V_{ef} \cdot I_{ef} = \frac{V_0 \cdot I_0}{\sqrt{2} \cdot \sqrt{2}} \Rightarrow P_{ef} = \frac{V_0 \cdot I_0}{2}$$



## Sabías que...

Los aparatos eléctricos llevan una indicación de la potencia que consumen a una determinada diferencia de potencial.



## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. ¿En un circuito se transforma siempre toda la energía que suministra la pila? ¿Por qué?
2. Calculen la potencia de un foco si se conecta a 125 V y es atravesado por una corriente de intensidad 1 A.

# CLAVES PARA RECORDAR

## ► Fuerza electromotriz y corriente

En un circuito eléctrico debe haber, al menos, una fuente o generador de energía eléctrica. La fuerza electromotriz (*fem*) de un generador, como una batería, es la máxima diferencia de potencial (en voltios) que existe entre los terminales del generador.

El ritmo al que fluye la carga se llama corriente eléctrica. Si el ritmo es constante, la corriente  $I$  viene dada por la ecuación, donde  $\Delta q$  es la cantidad de carga que atraviesa una superficie en un tiempo  $\Delta t$ , siendo la superficie perpendicular al movimiento de la carga. La unidad del SI para la corriente es el culombio por segundo (C/s), que se denomina amperio (A).

$$I = \frac{\Delta q}{\Delta t}$$

## ► Ley de Ohm

La definición de resistencia eléctrica  $R$  es  $R = V/I$ , donde  $V$  (en voltios) es el voltaje aplicado a un material e  $I$  (en amperios) es la corriente que atraviesa el material. La resistencia se mide en voltios por amperio, una unidad llamada ohmio ( $\Omega$ ). Si la relación del voltaje y la corriente es constante para todos los valores de voltaje y corriente, la resistencia es constante. En este caso, la definición de resistencia se convierte en la ley de Ohm.

$$\frac{V}{I} = R = \text{constante} \quad \text{o} \quad V = IR$$

## ► Resistencia y resistividad

La resistencia de una pieza de material de longitud  $L$  y sección transversal de área  $A$  viene dada por la ecuación, donde  $\rho$  es la resistividad del material. La resistividad de un material depende de la temperatura. Para muchos materiales y en rangos de temperatura limitados, la dependencia con la temperatura viene dada por la ecuación 6.4, donde  $\rho$  y  $\rho_0$  son las resistividades a las temperaturas  $T$  y  $T_0$ , respectivamente, y  $\alpha$  es el coeficiente de temperatura de la resistividad. La dependencia con la temperatura de la resistencia  $R$  viene dada por la ecuación, donde  $R$  y  $R_0$  son las resistencias a las temperaturas  $T$  y  $T_0$ , respectivamente.

$$R = \rho \frac{L}{A}$$

$$\rho = \rho_0 [1 + \alpha(T - T_0)]$$

$$R = R_0 [1 + \alpha(T - T_0)]$$

## ► Potencia eléctrica

Cuando la carga eléctrica fluye del punto A al punto B en un circuito, dando lugar a una corriente  $I$ , y el voltaje entre los puntos es  $V$ , la potencia eléctrica asociada con esta corriente y voltaje, viene dada por la ecuación a. Para una resistencia, se aplica la ley de Ohm, y se tiene que la potencia suministrada a la resistencia también viene dada por las ecuaciones presentadas.

$$P = IV$$

$$P = I^2 R$$

$$P = \frac{V^2}{R}$$

## ► Circuitos en serie

Cuando varios dispositivos se conectan en serie pasa la misma corriente a través de todos. La resistencia equivalente  $R_s$  de una combinación de resistencias en serie ( $R_1, R_2, R_3$ , etc.) viene dada por la ecuación de la derecha.

La potencia suministrada a la resistencia equivalente es igual a la potencia total suministrada a cualquier número de resistencias en serie.

$$R_s = R_1 + R_2 + R_3 + \dots$$

## ► Circuitos en paralelo

Cuando varios dispositivos se conectan en paralelo, se aplica a cada uno el mismo voltaje. En general, por los dispositivos conectados en paralelo pasan corrientes distintas. El recíproco de la resistencia equivalente  $R_p$  de una combinación de resistencias en paralelo ( $R_1, R_2, R_3$ , etc.) viene dado por la ecuación 6.17.

La potencia suministrada a la resistencia equivalente es igual a la potencia total suministrada a cualquier número de resistencias en paralelo.

$$\frac{1}{R_p} = \frac{1}{R_1} + \frac{1}{R_2} + \frac{1}{R_3} + \dots$$

## ► Circuitos conectados en serie y en paralelo

En ocasiones, una sección de un circuito está montada en serie, mientras que otra está montada en paralelo.

En estos casos, el circuito se puede analizar por partes, de acuerdo con las respectivas resistencias equivalentes de las diferentes secciones en serie y paralelo.

## ► Campos magnéticos

Un imán tiene un polo norte y un polo sur. El polo norte es el extremo que apunta hacia el polo norte magnético de la Tierra cuando el imán está suspendido libremente. Polos iguales se repelen y polos distintos se atraen entre sí.

En el espacio alrededor de cualquier imán existe un campo magnético. El campo magnético es un vector cuya dirección y sentido en cualquier punto son los que indica el polo norte de la aguja de una pequeña brújula situada en ese punto. Para ayudar a visualizar el campo magnético, se dibujan líneas de campo magnético en la proximidad de un imán. Estas líneas parecen originarse en el polo norte y terminar en el polo sur.

### ► Campos magnéticos producidos por corrientes

Para un conductor infinitamente largo y recto, las líneas de campo magnético son círculos centrados en el conductor y su sentido viene dado por la Regla de la mano derecha. La intensidad del campo magnético a una distancia radial  $r$  del conductor, viene dada por la ecuación, donde  $I$  es la corriente en el conductor y  $\mu_0$  es una constante conocida como permeabilidad del vacío ( $\mu_0 = 4\pi \cdot 10^{-7}$  T m/A).

$$B = \frac{\mu_0 I}{2\pi r}$$

Regla de la mano derecha: Curva los dedos de la mano derecha en la forma de un semicírculo. Apunta el pulgar en el sentido de la corriente convencional  $I$  y las puntas de los dedos apuntarán en el sentido del campo magnético  $\vec{B}$ .

$$B = N \frac{\mu_0 I}{2R}$$

El campo magnético en el centro de una espira circular plana que consta de  $N$  espiras, cada una de radio  $R$ , y que transporta una corriente  $I$ , viene dada por la ecuación derecha.

### ► Ley de Faraday de la inducción electromagnética

La ley de Faraday de la inducción electromagnética dice que la fem media  $\mathcal{E}$  inducida en una bobina de  $N$  espiras viene dada por la ecuación de la derecha, donde  $\Delta\Phi$  es el cambio en el flujo magnético a través de una espira y  $\Delta t$  es el intervalo de tiempo en el que se produce ese cambio. La fem de movimiento es un caso especial de fem inducida.

$$\mathcal{E} = -N \left( \frac{\Phi - \Phi_0}{t - t_0} \right) = -N \frac{\Delta\Phi}{\Delta t}$$

### ► Ley de Lenz

La fem inducida resultante de un flujo magnético variable produce una corriente inducida cuya dirección y sentido es tal que el campo magnético inducido se opone al cambio de flujo original. Este enunciado es una consecuencia de la ley de conservación de la energía.

### ► El generador eléctrico

En su forma más simple, un generador eléctrico consta de una bobina de  $N$  espiras que rota en un campo magnético uniforme  $\vec{B}$ . La fem producida viene dada por la ecuación de la derecha, donde  $A$  es el área de la bobina,  $\omega$  es la velocidad angular de la bobina (en rad/s) y  $\mathcal{E}_0 = NAB\omega$  es la fem máxima. La velocidad angular se relaciona con la frecuencia  $f$ , de acuerdo con  $\omega = 2\pi f$ .

$$\mathcal{E} = NAB\omega \sin(\omega t) = \mathcal{E}_0 \sin(\omega t)$$

Cuando funciona un motor eléctrico, muestra un comportamiento similar al generador al producir una fem inducida que se llama *fem* o fem inversa. La corriente  $I$  que se necesita para mantener el motor funcionando con una velocidad constante viene dada por la ecuación, donde  $V$  es la fem aplicada al motor por una fuente externa,  $\mathcal{E}$  es la fem, y  $R$  es la resistencia de la bobina del motor.

$$I = \frac{V - \mathcal{E}}{R}$$

### ► Inducción mutua y autoinducción

La inducción mutua es el efecto por el que una corriente variable en una bobina primaria induce una fem en una bobina secundaria. La fem  $\mathcal{E}_s$ , viene dada por la ecuación, donde  $\Delta t$  es el intervalo de tiempo en el que se produce el cambio. La constante  $M$  es la inductancia mutua entre las dos bobinas y se mide en henrios (H).

$$\mathcal{E}_s = -M \frac{\Delta I_p}{\Delta t}$$

La autoinducción es el efecto por el cual un cambio en la corriente de una bobina  $\Delta I$  produce una fem media  $\mathcal{E}$  en la misma bobina, de acuerdo con la ecuación. La constante  $L$ , llamada autoinductancia o inductancia de la bobina, se mide en henrios.

$$\mathcal{E} = -L \frac{\Delta I}{\Delta t}$$

Para establecer una corriente  $I$  en un inductor, un agente externo debe realizar un trabajo. Este trabajo queda almacenado como energía en el inductor, de acuerdo la ecuación. En cualquier punto en el aire, en el vacío o en un material no magnético, donde existe un campo magnético  $\vec{B}$ , la energía almacenada por unidad de volumen viene dada por la ecuación.

$$\text{Energía} = \frac{1}{2} L I^2$$

$$\text{Densidad de energía} = \frac{1}{2\mu_0} B^2$$

### ► Transformadores

Un transformador consiste en una bobina primaria de  $N_p$  espiras y una bobina secundaria de  $N_s$  espiras. Si la resistencia de las bobinas es despreciable, el voltaje  $V_p$  en la primaria y en la bobina secundaria  $V_s$  se relacionan de acuerdo con la ecuación presentada, donde  $N_s/N_p$  es la relación de espiras del transformador. Un transformador funciona con corriente alterna. Si la eficiencia del transformador es 100 % en la transferencia de potencia de la bobina primaria a la secundaria, la proporción entre la corriente secundaria  $I_s$  y la primaria  $I_p$  viene dada por la ecuación de la derecha.

$$\frac{V_s}{V_p} = \frac{N_s}{N_p}$$

$$\frac{I_s}{I_p} = \frac{N_p}{N_s}$$

## Resistencias en serie y en paralelo



### Nos informamos

La resistencia equivalente a dos resistencias asociadas en serie es igual a la suma de ambas resistencias; la inversa de la resistencia equivalente a dos resistencias asociadas en paralelo es igual a la suma de las inversas de ambas resistencias.

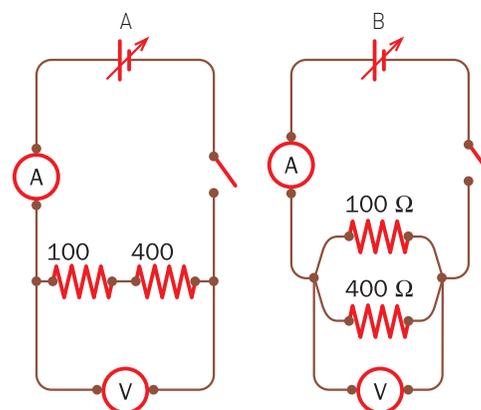
El voltímetro se conecta en paralelo con los dispositivos eléctricos en cuyos extremos quiere medirse la diferencia de potencial; el amperímetro se conecta en serie con los aparatos o conductores en los que quiere medirse el valor de la intensidad de corriente.

### El problema

En esta práctica estudiarás experimentalmente la resistencia equivalente de una asociación en serie o en paralelo. También podrás evaluar y comunicar mediante tablas y gráficos las conclusiones obtenidas.

### Procedimiento

1. Monta el circuito de la figura A, que tiene dos resistencias en serie.
2. Variando la salida de la fuente, de voltio en voltio, mide la tensión  $V$  en los extremos de la asociación y la intensidad  $I$  a la salida de la fuente.
3. Anota los valores en una tabla  $V-I$  y represéntalos en una gráfica  $V-I$ .
4. Repite todos los pasos anteriores con el circuito de la figura B, que tiene las dos resistencias en paralelo. Toma en cuenta que la tensión de salida no debe sobrepasar los 6 V para no dañar las resistencias ni los instrumentos de medida.



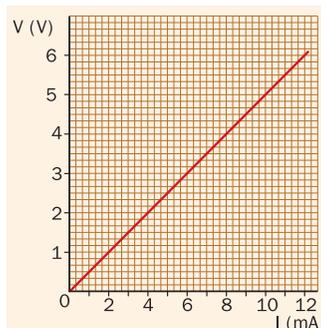
### Tratamiento de los resultados

- a. La pendiente de la gráfica obtenida para las resistencias en serie (Gráfica A) es el valor de la resistencia equivalente. Comprueba que es, aproximadamente, igual a la suma ( $500 \Omega$ ) de las resistencias ( $100 \Omega$  y  $400 \Omega$ ).
- b. Del mismo modo, la pendiente de la gráfica obtenida para las resistencias en paralelo (gráfica B) es el valor de la resistencia equivalente.

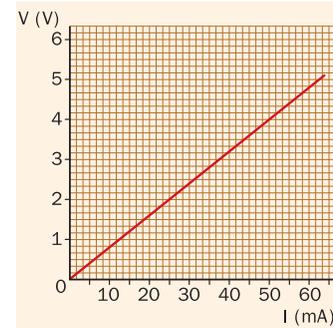
Comprueba que es, aproximadamente, igual al valor  $R = 80 \Omega$  calculado teóricamente mediante:

$$\frac{1}{R} = \frac{1}{100} + \frac{1}{400}$$

Gráfica A



Gráfica B



### RELACIONA Y CONCLUYE

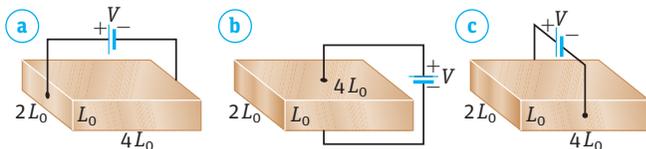
1. ¿Por qué, para un mismo valor de la diferencia de potencial, la indicación del amperímetro es mayor cuando las resistencias están conectadas en paralelo que cuando lo están en serie?
2. ¿Por cuál de las dos resistencias circula una intensidad de corriente mayor en cada uno de los circuitos?

**Fuerza electromotriz y corriente / Ley de Ohm**

- Un violento rayo de una tormenta tiene una corriente medida de  $1.26 \cdot 10^3$  A y dura 0.138 s. ¿Cuánta carga suministra el rayo al suelo?
- Un cargador de batería está conectado a una batería descargada y suministra una corriente de 6.0 A durante 5.0 horas; en el proceso se mantiene el voltaje de 12 V en los terminales de la batería. ¿Cuánta energía se suministra a la batería?
- Una cafetera contiene una resistencia calefactora de  $14 \Omega$ . La resistencia calefactora obtiene energía de un enchufe de pared de 120 V. ¿Cuál es la corriente en la resistencia calefactora?
- Una resistencia está conectada a los terminales de una batería de 9.0 V, que suministra  $1.1 \cdot 10^5$  J de energía a la resistencia en seis horas. ¿Cuál es la resistividad?
- La resistencia de una tostadora es  $14 \Omega$ . Para preparar una rosquilla, la tostadora funciona durante un minuto a través de un enchufe de pared de 120 V. ¿Cuánta energía se suministra a la tostadora?

**Resistencia y resistividad**

- La resistencia y la intensidad de la corriente dependen de la trayectoria que sigue la corriente. El dibujo muestra tres situaciones en las que la corriente sigue trayectorias diferentes a través de una pieza de un material. Cada una de las piezas rectangulares está hecha de un material cuya resistividad es  $\rho = 1.50 \cdot 10^{-2} \Omega \cdot \text{m}$  y la unidad de longitud en el dibujo es  $L_0 = 5.00$  cm. Cada pieza de material está conectada a una batería de 3.00 V. Halla (a) la resistencia y (b) la corriente en cada caso.



- Dos cables son idénticos, excepto porque uno es de aluminio y el otro es de cobre. El cable de aluminio tiene una resistencia de  $0.20 \Omega$ . ¿Cuál es la resistencia del cable de cobre?
- Un cable cilíndrico tiene una longitud de 2.80 m y un radio de 1.03 mm. Transporta una corriente de 1.35 A, cuando se aplica un voltaje de 0.0320 V en los extremos del cable. ¿De qué material de la tabla de la página 14 está hecho el cable?
- Una bobina de cable tiene una resistencia de  $38.0 \Omega$  a  $25^\circ \text{C}$  y  $43.7 \Omega$  a  $55^\circ \text{C}$ . ¿Cuál es el coeficiente de temperatura de la resistividad?

**Potencia eléctrica**

- Una manta eléctrica está conectada a un enchufe de pared de 120 V y consume 140 W de potencia. ¿Cuál es la resistencia del cable calefactor de la manta?
- La resistencia calefactora de una plancha es de  $24 \Omega$ . La plancha se enchufa a 120 V en la pared. ¿Cuál es la potencia suministrada a la plancha?
- Un secador de pelo y una aspiradora funcionan con un voltaje de 120 V. El valor de la intensidad del secador de pelo es 11 A y el de la aspiradora es 4.0 A. Determina la potencia consumida por (a) el secador de pelo y (b) la aspiradora. (c) Determina la relación de la energía usada por el secador de pelo en 15 minutos y la energía usada por la aspiradora en media hora.
- Un reproductor de MP3 funciona con un voltaje de 3.7 V y usa 0.095 W de potencia. Halla la corriente que proporciona la batería del reproductor.

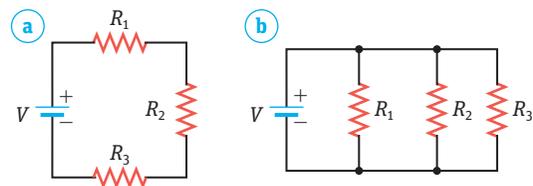
- Al completar una carga de ropa, una secadora usa 16 A de corriente a 240 V en 45 min. Una computadora personal, por su parte, usa 2.7 A de corriente a 120 V. Con la energía usada por la secadora, ¿cuánto tiempo (en horas) podrías usar la computadora para navegar por Internet?
- Un calentador eléctrico que se usa para hervir pequeñas cantidades de agua consta de una espiral de  $15 \Omega$  que está inmersa directamente en el agua. Funciona enchufada a 120 V en la pared. ¿Cuánto tiempo es necesario para que este calentador eleve la temperatura de 0.50 kg de agua de  $13^\circ \text{C}$  al punto normal de ebullición?

**Montaje en serie**

- Tres resistencias, de 25, 45 y  $75 \Omega$  están conectadas en serie y pasa a través de ellas una corriente de 0.51 A. ¿Cuáles son (a) la resistencia equivalente y (b) la diferencia de potencial en las tres resistencias?
- Una lámpara de 60.0 W está colocada en serie con una resistencia y una fuente de 16.0 V. Si el voltaje en la lámpara es 25 V, ¿cuál es la resistencia R?
- La corriente en un circuito en serie es 15.0 A. Cuando se inserta una resistencia adicional de  $8.00 \Omega$  en serie, la corriente cae a 12.0 A. ¿Cuál es la resistencia del circuito original?
- La corriente en una resistencia de  $47 \Omega$  es 0.12 A. Esta resistencia está en serie con una de  $28 \Omega$  y la combinación en serie se conecta a una batería. ¿Cuál es el voltaje de la batería?

**Montaje en paralelo**

- Una cafetera ( $14 \Omega$ ) y una tostadora ( $19 \Omega$ ) se conectan en paralelo al mismo enchufe de 120 V en la pared de la cocina. ¿Cuánta potencia total se proporciona a los dos aparatos cuando están encendidos?
- El dibujo muestra tres resistencias diferentes en dos circuitos distintos. La batería tiene un voltaje de  $V = 24.0$  V y las resistencias tienen valores de  $R_1 = 50.0 \Omega$ ,  $R_2 = 25.0 \Omega$  y  $R_3 = 10.0 \Omega$ . (a) Para el circuito de la izquierda, determina la corriente y el voltaje en cada resistencia. (b) Repite la parte (a) para el circuito de la derecha.

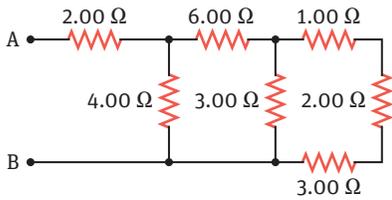


**Circuitos conectados parcialmente en serie y parcialmente en paralelo**

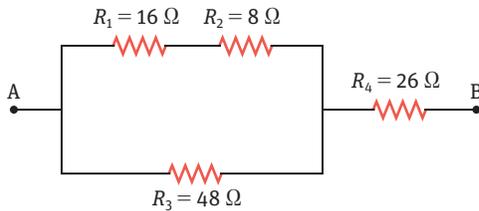
- Una resistencia de  $60.0 \Omega$  está conectada en paralelo con otra de  $16.0 \Omega$ . Este grupo paralelo se conecta en serie con una resistencia de  $6.0 \Omega$ . La combinación total se conecta a una batería de 15.0 V. Halla (a) la corriente y (b) la potencia suministrada a la resistencia de  $16.0 \Omega$ .
- Una cafetera de  $14 \Omega$  y una freidora de  $16 \Omega$  están conectadas en serie y a una fuente de 120 V. Una panificadora de  $23 \Omega$  se conecta también a la fuente de 120 V y en paralelo con la combinación en serie. Halla la corriente total proporcionada por la fuente de voltaje.

## PROBLEMAS

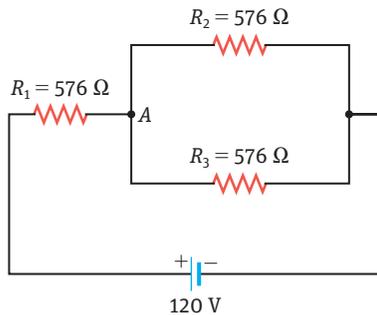
- 24 Halla la resistencia equivalente entre los puntos A y B del circuito.



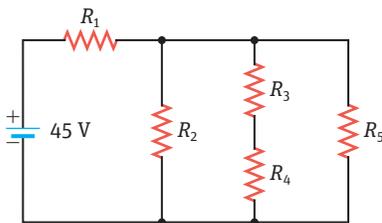
- 25 Calcula la resistencia equivalente entre los puntos A y B en el dibujo.



- 26 Determina la potencia suministrada a cada una de las resistencias del circuito.

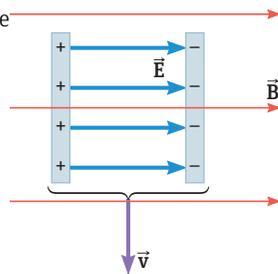


- 27 El circuito del dibujo contiene cinco resistencias idénticas. La batería de 45 V suministra 58 W de potencia al circuito. ¿Cuál es la resistencia  $R$  de cada una?



### Campos magnéticos / La fuerza que ejerce un campo magnético sobre una carga en movimiento

- 28 El dibujo muestra un condensador de placas paralelas que se mueve con una velocidad de 32 m/s en un campo magnético de 3.6 T. La velocidad  $\vec{v}$  es perpendicular al campo magnético. El campo eléctrico dentro del condensador tiene un valor de 170 N/C y cada placa tiene un área de  $7.5 \cdot 10^{-4} \text{ m}^2$ . ¿Cuál es la fuerza magnética (módulo, dirección y sentido) ejercida sobre la placa positiva del condensador?
- 29 Los electrones del haz de un televisor de tubo tienen una energía cinética de  $2.4 \cdot 10^{-15} \text{ J}$ . Inicialmente, estos electrones se mueven horizontalmente de oeste a este. La componente vertical del campo magnético terrestre apunta hacia abajo, hacia la superficie de la Tierra, y tiene un valor de  $2.00 \cdot 10^{-5} \text{ T}$ . (a) ¿En qué sentido



se desvían los electrones por esta componente? (b) ¿Cuál es la aceleración de un electrón en la parte (a)?

### La fuerza sobre una corriente en un campo magnético

- 30 En Nueva York, el campo magnético terrestre tiene una componente vertical de  $5.2 \cdot 10^{-5} \text{ T}$  que apunta hacia abajo (perpendicular al suelo) y una componente horizontal de  $1.8 \cdot 10^{-5} \text{ T}$  que apunta hacia el norte geográfico (paralelo al suelo). ¿Cuáles son la intensidad y el sentido de la fuerza magnética sobre un conductor rectilíneo y largo de 6.0 m que transporta una corriente de 28 A perpendicularmente al suelo?
- 31 Un cable de 45 m de longitud se estira horizontalmente entre dos postes verticales. El cable transporta una corriente de 75 A y experimenta una fuerza magnética de 0.15 N. Halla el campo magnético terrestre en la posición del cable, suponiendo que forma un ángulo de  $60.0^\circ$  con respecto al cable.
- 32 Un conductor recto en un campo magnético experimenta una fuerza de 0.030 N cuando la corriente es 2.7 A. Se cambia la corriente en el conductor y entonces experimenta una fuerza de 0.047 N. ¿Cuál es la nueva corriente?

### Campos magnéticos producidos por corrientes

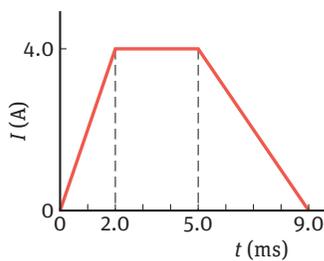
- 33 Un solenoide largo tiene una longitud de 0.65 m y contiene 1400 espiras de cable. Hay una corriente de 4.7 A en el cable. ¿Cuál es la intensidad del campo magnético en el interior del solenoide?
- 34 El campo magnético producido por el solenoide para un sistema de imagen de resonancia magnética (IRM) diseñado para medidas en el cuerpo humano completo, tiene una intensidad de campo de 7.0 T y la corriente en el solenoide es  $2.0 \cdot 10^2 \text{ A}$ . ¿Cuál es el número de espiras por metro de longitud del solenoide? Date cuenta que el solenoide usado para producir el campo magnético en este tipo de sistemas tiene una longitud que no es muy larga comparada con su diámetro. Debido a esta y otras consideraciones de diseño, tu respuesta será solo una aproximación.
- 35 Un solenoide largo tiene una longitud de 0.65 m y contiene 1400 espiras de cable. Hay una corriente de 4.7 A en el cable. ¿Cuál es la intensidad del campo magnético en el interior del solenoide?
- 36 Un solenoide largo tiene 1400 espiras por metro de longitud y transporta una corriente de 3.5 A. Una pequeña bobina de cable circular se coloca dentro del solenoide con la normal a la bobina orientada en un ángulo de  $90.0^\circ$  con respecto al eje del solenoide. La bobina consta de 50 espiras, tiene un área de  $1.2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2$  y transporta una corriente de 0.50 A. Halla el par de torsión ejercido sobre la bobina.
- 37 Dos espiras circulares, con una sola vuelta de cable cada una, tienen el mismo radio de 4.0 cm y centro común. Los planos de las espiras son perpendiculares. Cada una transporta una corriente de 1.7 A. ¿Cuál es la intensidad del campo magnético neto en el centro común?

**El generador eléctrico**

38. Por un motor de 120.0 V circula una corriente de 7.00 A cuando funciona a velocidad normal. La resistencia de la armadura de cable es 0.720 Ω. (a) Determina la fem que se genera en el motor. (b) ¿Cuál es el valor de la corriente en el instante en que se acaba de conectar el motor y no ha comenzado a rotar? (c) ¿Qué resistencia en serie se le debe conectar para limitar la corriente de arrancada a 15.0 A?
39. Un generador tiene una bobina cuadrada de 248 espiras. La bobina rota a 79.1 rad/s en un campo magnético de 0.170 T. La salida máxima del generador es 75.0 V. ¿Cuál es la longitud de un lado de la bobina?
40. Necesitas diseñar un generador de corriente alterna de 60.0 Hz cuya fem máxima sea de 5500 V. El generador contiene una bobina de 150 espiras con un área por espira de 0.85 m<sup>2</sup>. ¿Cuál debería ser la intensidad del campo magnético en el que rota la bobina?
41. El campo magnético terrestre es de unos 6.9·10<sup>-5</sup> T cerca del polo sur magnético. En principio, este campo se podría usar con una bobina giratoria para generar una corriente alterna de 60.0 Hz. ¿Cuál es el número mínimo de espiras (área por espira = 0.022 m<sup>2</sup>) que debe tener la bobina para producir un voltaje eficaz de 120 V?
42. Una aspiradora está conectada a una toma de corriente de 120.0 V y usa una corriente de 3.0 A en su funcionamiento normal cuando la fem generada por el motor eléctrico es 72.0 V. Calcula la resistencia de la bobina del motor.

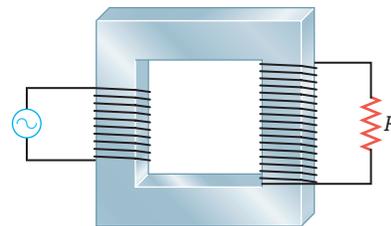
**Inducción mutua y autoinducción**

43. El campo magnético terrestre, igual que cualquier otro campo magnético, almacena energía. El valor máximo del campo magnético terrestre es de unos 7.0·10<sup>-5</sup> T. Calcula la máxima cantidad de energía almacenada en el espacio sobre una ciudad si su superficie es de 5.0·10<sup>8</sup> m<sup>2</sup> y consideramos una altura de 1500 m.
44. La corriente a través de un inductor de 3.2 mH varía con el tiempo de acuerdo con el gráfico que se muestra en el dibujo. ¿Cuál es la fem inducida en el intervalo de tiempo (a) 0 – 2.0 ms, (b) 2.0 – 5.0 ms, (c) 5.0 – 9.0 ms?
45. Dos bobinas de cable se colocan muy próximas. Inicialmente, en una de las bobinas hay una corriente de 2.5 A y en la otra no hay corriente. Luego se desconecta la corriente durante un intervalo de 3.7·10<sup>-2</sup> s. En este tiempo, la fem inducida media en la otra bobina es 1.7 V. ¿Cuál es la inductancia mutua del sistema formado por las dos bobinas?
46. Durante un intervalo de 72 ms se produce un cambio en la corriente de una bobina primaria. Este cambio lleva a la aparición de una corriente de 6.0 mA en una bobina secundaria próxima. La bobina secundaria es parte de un circuito cuya resistencia es 12 Ω. La inductancia mutua entre las dos bobinas es 3.2 mH. ¿Cuál es el cambio en la corriente primaria?



**Transformadores**

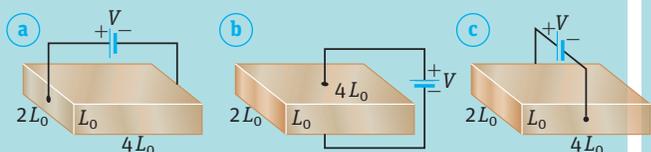
47. El cargador de batería de un reproductor de MP3 contiene un transformador reductor con una relación de espiras 1:32, de manera que el voltaje de una toma de corriente de 120 V se pueda usar para cargar la batería o para manejar el reproductor. ¿Qué voltaje proporciona la bobina secundaria del transformador?
48. La bobina secundaria de un transformador elevador proporciona el voltaje al que opera un filtro de aire electrostático. La relación de espiras del transformador es 50:1. La bobina primaria está conectada a una toma de corriente estándar de 120 V. La corriente en la bobina secundaria es 1.7·10<sup>-3</sup> A. Calcula la potencia consumida por el filtro de aire.
49. La batería recargable de una computadora portátil necesita un voltaje mucho menor que el que proporcionan la toma de corriente de la pared. Por ello, se conecta un transformador a la toma de corriente y se obtiene el voltaje que se necesita para cargar las baterías. Las baterías son de 9.0 V y para cargarlas se usa una corriente de 225 mA. El enchufe de la pared proporciona un voltaje de 120 V (a) Determina la relación de espiras del transformador. (b) ¿Cuál es el valor de la corriente entrante desde la toma de corriente? (c) Calcula la potencia media entregada por la toma de corriente y la potencia media enviada a las baterías.
50. Las resistencias de las bobinas primaria y secundaria de un transformador son 56 y 14 Ω, respectivamente. Ambas bobinas se han hecho con cable de cobre de la misma longitud. Las espiras de cada bobina tienen el mismo diámetro. Calcula la relación de espiras N<sub>s</sub>/N<sub>p</sub>.
51. Un transformador que consta de dos bobinas enrolladas en torno a un núcleo de hierro está conectado a un generador y a una resistencia, como se muestra en el dibujo. Hay 11 espiras en la bobina primaria y 18 espiras en la bobina secundaria. El voltaje máximo en la resistencia es 67 V. ¿Cuál es la fem máxima en el generador?



## EVALUACIÓN FINAL EN GRUPO RESUELVAN LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:



- 1 La resistencia y la intensidad de la corriente dependen de la trayectoria que sigue la corriente. El dibujo muestra tres situaciones en las que la corriente sigue trayectorias diferentes a través de una pieza de un material. Cada una de las piezas rectangulares está hecha de un material cuya resistividad es  $\rho = 1.50 \cdot 10^{-2} \Omega \text{ m}$  y la unidad de longitud en el dibujo es  $L_0 = 5.00 \text{ cm}$ . Cada pieza de material está conectada a una batería de 3.00 V. Halla (a) la resistencia y (b) la corriente en cada caso.



- 2 Dos cables tienen la misma área de sección transversal y están unidos extremo a extremo para formar un único cable. Uno es de wolframio, que tiene un coeficiente de temperatura de resistividad  $\alpha = 0.0045 (\text{°C})^{-1}$ . El otro es de carbono, para el que  $\alpha = -0.0005 (\text{°C})^{-1}$ . La resistencia total del cable compuesto es la suma de las resistencias de los trozos. La resistencia total del cable compuesto no cambia con la temperatura. ¿Cuál es la relación entre las longitudes de las secciones de wolframio y carbono? Ignora cualquier cambio debido a la expansión térmica.

- 3 La resistencia calefactora de una plancha es de  $24 \Omega$ . La plancha se enchufa a 120 V en la pared. ¿Cuál es la potencia suministrada a la plancha?

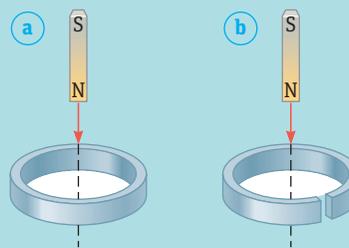
- 4 El tiempo de recuperación de un calentador de agua es el tiempo necesario para calentar toda el agua en la unidad hasta una temperatura deseada. Supón que una unidad de 52 gal (1.00 gal =  $3.79 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ ) comienza con agua fría a  $11 \text{ °C}$  y proporciona agua caliente a  $53 \text{ °C}$ . La unidad es eléctrica y usa una resistencia calefactora (120 V CA,  $3.0 \Omega$ ) para calentar el agua. Suponiendo que no hay pérdidas al ambiente, determina el tiempo de recuperación (en horas) de la unidad.

- 5 Una resistencia de  $60.0 \Omega$  está conectada en paralelo con otra de  $16.0 \Omega$ . Este grupo paralelo se conecta en serie con una resistencia de  $6.0 \Omega$ . La combinación total se conecta a una batería de 15.0 V. Halla (a) la corriente y (b) la potencia suministrada a la resistencia de  $16.0 \Omega$ .

- 6 La bobina de un galvanómetro tiene una resistencia de  $6.0 \Omega$  y su medida tiene una desviación de fondo de escala cuando una corriente de 6.20 mA pasa a través de él. Para convertir el galvanómetro en un amperímetro analógico, se añade una resistencia de derivación de  $24.8 \text{ m}\Omega$ . ¿Cuál es la corriente máxima que puede indicar este amperímetro?

- 7 Una componente del campo magnético tiene un valor de  $0.048 \text{ T}$  y apunta a lo largo del eje  $+x$ , mientras que la otra componente tiene un valor de  $0.065 \text{ T}$  y apunta a lo largo del eje  $-y$ . Una partícula de carga  $+2.0 \cdot 10^{-3} \text{ C}$  se mueve a lo largo del eje  $+z$  a una velocidad de  $4.2 \cdot 10^3 \text{ m/s}$ . (a) Halla la fuerza magnética neta que actúa sobre la partícula. (b) Determina el ángulo que la fuerza neta forma con respecto al eje  $+x$ .

- 8 El dibujo muestra un imán de barra que cae atravesando un anillo metálico. En la parte (a) el anillo está completo, mientras que en la parte (b) se le ha dado un corte. (a) Explica por qué el movimiento del imán en la parte (a) es retardado mientras que está encima o debajo del anillo. Dibuja la corriente inducida en el anillo en cualquier caso. (b) Explica por qué el movimiento del imán no se ve afectado por el anillo en la parte (b).



- 9 Dos bobinas de cable se colocan muy próximas. Inicialmente, en una de las bobinas hay una corriente de 2.5 A y en la otra no hay corriente. Luego se desconecta la corriente durante un intervalo de  $3.7 \cdot 10^{-2} \text{ s}$ . En este tiempo, la fem inducida media en la otra bobina es 1.7 V. ¿Cuál es la inductancia mutua del sistema formado por las dos bobinas?

- 10 Un transformador reductor (relación de espiras = 1:8) se usa con un tren eléctrico para reducir el voltaje desde la toma de corriente de la pared hasta el valor necesario para que funcione el tren. Cuando el tren está corriendo, la corriente en la bobina secundaria es 1.6 A. ¿Cuál es la corriente en la bobina primaria?

### INDICADORES DE EVALUACIÓN



- Define el concepto "corriente eléctrica", sus conceptos y leyes asociados; indica la dirección de dicha corriente, analiza y soluciona ejercicios sobre el tema.
- Establece las relaciones entre corriente eléctrica y diferencia de potencial; resuelve situaciones problemáticas cotidianas en las que se evidencie esta relación.
- Define a un superconductor, establece sus características y los asocia con situaciones de la vida diaria.
- Define una fuente de fem y determina cuantitativamente la fem inducida en un conductor móvil.
- Representa y arma resistores en serie y paralelo, determina sus características y realiza cálculos en situaciones diversas.
- Define las leyes de Lenz y de Faraday que rigen el proceso de la inducción electromagnética y las aplica en la resolución efectiva de ejercicios.
- Integra y contextualiza los conceptos relacionados con la autoinducción e inducción mutua, y resuelve con seguridad ejercicios al respecto.
- Define un generador y un motor eléctrico y establece sus diferencias más notables; realiza las consideraciones cuantitativas pertinentes y resuelve exitosamente ejercicios de aplicación.

# BASURA electrónica

La electrónica se encarga de sistemas de conducción y control de flujo microscópico de electrones. Sus logros se hacen tangibles en la gran cantidad de dispositivos de la vida moderna: televisores, computadoras, teléfonos, impresoras, equipos de sonido, copiadoras, controles remotos, entre otros. Los procesos para producir estos artículos son tan eficientes que se han abaratado, encontrándose al alcance de la gran mayoría de personas. Su costo se ha reducido tanto, al grado de que cuando alguno se descompone, se hace obsoleto o simplemente ya no lo queremos, sencillamente lo desechamos; pero, ¿qué sucede con ellos?... Se convierten en basura electrónica.

De acuerdo con la Organización para la Cooperación y el Desarrollo Económico (OCDE), un desecho electrónico es todo dispositivo alimentado por la energía eléctrica cuya vida útil ha culminado. Seguramente en tu hogar se ha generado basura electrónica.

Existen investigaciones que demuestran y advierten sobre los riesgos al ambiente y a la salud ocasionados por los desechos electrónicos debido a sus altos contenidos de materiales tóxicos y contaminantes, como el plomo, cadmio, níquel, mercurio, retardantes de fuego, entre otros.

En nuestro país no hay una cultura del reciclaje de estos desechos, y su legislación apenas empieza a ser abordada.

El aumento de basura electrónica involucra a productores y compradores; ambas partes son responsables de generar desechos. Lo que sigue es ser copartícipes permanentes en la solución, además compete al gobierno proponer una legislación oportuna y pertinente sobre la gestión de residuos electrónicos. A nivel usuario, el principal problema es que no sabemos qué hacer con un aparato tecnológico cuando ya no lo usamos, y casi siempre termina en la basura.

La sugerencia es ponerse en contacto con la empresa que lo fabricó, con los servicios gubernamentales de nuestra ciudad, o con organizaciones especializadas para que reciban estos aparatos y les proporcionen el tratamiento adecuado.



## Actividades

¿Qué haces con tus aparatos electrónicos cuando ya no los usas?

¿Conoces los centros de acopio y/o reciclaje cercanos a tu hogar?

Investiga cuál queda cerca de tu casa.

Existen empresas que te pueden orientar y apoyar si deseas organizar una campaña de acopio en tu comunidad. Investiga en la red cuáles existen en Ecuador y cómo contactarlas. ¿Se te ocurre que puedes hacer algo con la basura electrónica de tu comunidad?



(© Thinkstock)



(© Thinkstock)



(© Thinkstock)



## Bloque 2 TEMPERATURA Y CALOR

Las altas temperaturas y el calor son evidentes en la actuación del tragafuegos. El tragafuegos rocía el aire con combustible (que puede ser aceite de lámpara altamente purificado) con el fin de crear una fina niebla, que facilite la combustión. Es esencial una buena técnica para mantener la llama lo suficientemente lejos de la cara como para minimizar el riesgo de lesión. (© Thinkstock)

### Exploración de conocimientos

¿Cuáles crees que son las formas de propagación del calor y sus temperaturas?

### CONOCIMIENTOS

Calor y temperatura

- 2.1. Temperatura, escalas
- 2.2. Dilatación de sólidos y líquidos
- 2.3. Calorimetría, fusión, vaporización
- 2.4. Transmisión del calor
- 2.5. Termodinámica

### Objetivos:

- Diferenciar los conceptos de calor y temperatura a partir de la resolución de situaciones relacionadas con el entorno y apreciar sus consecuencias en la materia.

### DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- Analizar los conceptos de calor y temperatura a partir de la explicación de sus características y de la identificación, descripción e interpretación de situaciones problemáticas relacionadas con ellos, específicamente en ejercicios sobre conversiones de escalas termométricas, calor ganado o perdido, calorimetría, calor latente de fusión y ebullición, dilatación de sólidos y líquidos.
- Interpretar las leyes de la termodinámica mediante el diseño de un trabajo experimental, la observación y la toma y registro de datos para su posterior análisis y extracción de conclusiones.

### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

#### Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

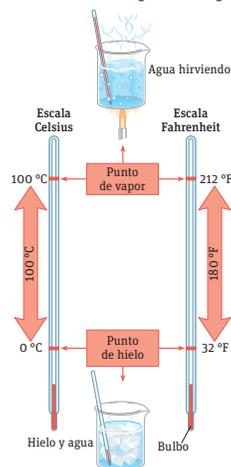
Art. 21.- Las personas tienen derecho a construir y mantener su propia identidad cultural, a decidir sobre su pertenencia a una o varias comunidades culturales y a expresar dichas elecciones; a la libertad estética; a conocer la memoria histórica de sus culturas y a acceder a su patrimonio cultural; a difundir sus propias expresiones culturales y tener acceso a expresiones culturales diversas.



## 2.1 TEMPERATURA, ESCALAS

Para medir la temperatura usamos un termómetro. Muchos termómetros ponen de manifiesto el hecho de que los materiales habitualmente se expanden cuando aumenta la temperatura. Por ejemplo, la figura muestra el conocido termómetro de vidrio con mercurio, que consiste en un bulbo de cristal lleno de mercurio conectado a un tubo capilar. Cuando se calienta el mercurio, se expande en el tubo capilar, siendo la variación del volumen proporcional al cambio en la temperatura. El exterior del vidrio se marca con una escala apropiada para leer la temperatura.

Se han ideado varias escalas de temperaturas diferentes; dos de las más populares son la **escala Celsius** (conocida como centígrada) y la **Fahrenheit**. La figura ilustra estas escalas. Históricamente, ambas escalas fueron definidas asignando dos puntos de temperatura en la escala y dividiendo luego la distancia entre ellos en varios intervalos con el mismo espaciado. Se eligió un punto que era la temperatura a la que funde el hielo a la presión de una atmósfera (el «punto de hielo» o temperatura de fusión del hielo) y el otro, era la temperatura a la que hierve el agua a la presión de una atmósfera (el «punto de vapor» o temperatura de ebullición del agua). Históricamente, en la escala Celsius, se seleccionó un punto de hielo de 0 °C (o grados Celsius) y un punto de vapor de 100 °C. En la escala Fahrenheit, se eligió un punto de hielo de 32 °F (32 grados Fahrenheit) y un punto de vapor de 212 °F. La escala Celsius se usa en todo el mundo, mientras que la escala Fahrenheit se usa fundamentalmente en Estados Unidos, con frecuencia en termómetros clínicos del hogar.



Las escalas de temperatura Celsius y Fahrenheit.

Como indica la figura, la separación entre los puntos de hielo y vapor en la escala Celsius está dividida en 100 grados (100 °C), mientras que en la escala Fahrenheit la separación se divide en 180 grados (180 °F). En consecuencia, el tamaño del grado Celsius es mayor que el grado Fahrenheit en un factor de  $\frac{180}{100}$  o  $\frac{9}{5}$ . Los ejemplos 1 y 2 ilustran cómo hacer conversiones entre las escalas Celsius y Fahrenheit usando este factor.

### EJEMPLO CONVERTIR UNA TEMPERATURA FAHRENHEIT EN CELSIUS

Una persona sana tiene una temperatura oral de 98.6 °F. ¿Cuál sería esta lectura en escala Celsius?

#### Razonamiento y solución

Una temperatura de 98.6 °F está 66.6 grados Fahrenheit por encima del punto de hielo de 32.0 °F. Dado que  $1\text{ °C} = \frac{9}{5}\text{ °F}$ , la diferencia de 66.6 °F es equivalente a:

$$(66.6\text{ °F}) \cdot \left(\frac{1\text{ °C}}{\frac{9}{5}\text{ °F}}\right) = 37.0\text{ °C}$$

Así, la temperatura de la persona es 37.0 grados Celsius por encima del punto de hielo. Añadir 37.0 grados Celsius al punto de hielo de 0 °C da una temperatura Celsius de  $\boxed{37.0\text{ °C}}$ .

### EJEMPLO CONVERTIR UNA TEMPERATURA CELSIUS EN FAHRENHEIT

El marcador de tiempo y temperatura de un banco indica que la temperatura exterior es -20.0 °C. Calcula la temperatura correspondiente en escala Fahrenheit.

#### Razonamiento y solución

La temperatura de -20.0 °C es 20.0 grados Celsius por debajo del punto de hielo de 0 °C. Este número de grados Celsius se corresponde con:

$$(20.0\text{ °C}) \cdot \left(\frac{9}{5}\text{ °F}\right) = 36.0\text{ °F}$$

La temperatura, entonces, es 36.0 grados Fahrenheit por debajo del punto de hielo. Restando 36.0 grados Fahrenheit del punto de hielo de 32.0 °F en la escala Fahrenheit, da una temperatura Fahrenheit de  $\boxed{-4.0\text{ °F}}$ .

La estrategia de razonamiento usada en los ejemplos 1 y 2 para convertir entre diferentes escalas de temperatura se resume a continuación.

#### ► Estrategia de razonamiento: Conversión entre diferentes escalas de temperaturas

- 1 Determinar la diferencia entre la temperatura indicada y el punto de hielo en la escala inicial.
- 2 Convertir este número de grados de una escala a la otra escala usando el factor de conversión adecuado. Para convertir entre las escalas Celsius y Fahrenheit, el factor se basa en el hecho de que  $1\text{ °C} = \frac{9}{5}\text{ °F}$
- 3 Sumar o restar el número de grados en la nueva escala o desde el punto de hielo en la nueva escala.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

En una nueva escala de temperatura el punto de vapor es 348 °X y el punto de hielo, es 112 °X. ¿Cuál es la temperatura correspondiente a 28.0 °C en esa escala?



## LA ESCALA KELVIN DE TEMPERATURA

Aunque las escalas Celsius y Fahrenheit están ampliamente extendidas, la **escala Kelvin de temperatura** tiene gran significado científico. Fue introducida por el físico escocés William Thompson (Lord Kelvin, 1824-1907), y en su honor, cada grado de la escala se llama kelvin (K). Por acuerdo internacional, el símbolo K no se escribe con el símbolo de grado (°), y no se usa la palabra “grado” cuando se citan temperaturas. Por ejemplo, una temperatura de 300 K (no 300 °K) se lee como “trescientos kelvin”, no “trescientos grados kelvin”. El kelvin es la unidad básica del SI para la temperatura.

### Notación científica

Para manejar números muy grandes o muy pequeños se recurre a la notación científica.

Cualquier número imaginable se puede expresar en la forma  $A \cdot 10^n$ , donde A es un número comprendido entre 1 y 9 (ambos inclusive); B, su parte decimal separada de A por un punto (.), y n es un número entero (positivo o negativo). Si ese número es mayor que 1, la potencia será positiva y si el número está comprendido entre 1 y 0, la potencia será negativa.

El orden de magnitud de un número es la aproximación del número a la potencia de 10 más próxima.

#### » Recuerda

#### Expresar cifras en notación científica

Para cifras grandes, el número de lugares que se recorre el punto decimal hacia la izquierda para lograr un número comprendido entre 1 y 10 corresponde al exponente positivo de la potencia de 10:

$$23\,000 = 2.3 \times 10^4$$

4 lugares.

Para cifras pequeñas, el número de lugares que se recorre el punto decimal hacia la derecha corresponde al exponente negativo de la potencia de 10:

$$0.0000019 = 1.9 \times 10^{-6}$$

6 lugares.

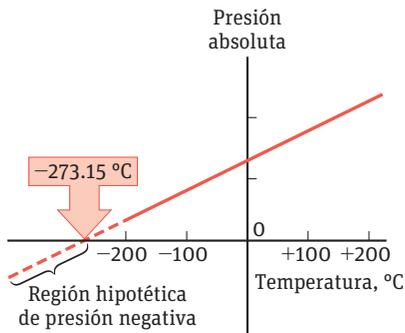


Gráfico de la presión absoluta frente a la temperatura para un gas de baja densidad a volumen constante. El gráfico es una línea recta y, cuando se extrapola (línea punteada) cruza el eje de temperaturas a  $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ .

### Utiliza las TIC

Puedes realizar cambios entre unidades de manera rápida, usando este convertidor: <http://www.convertworld.com/es/>.

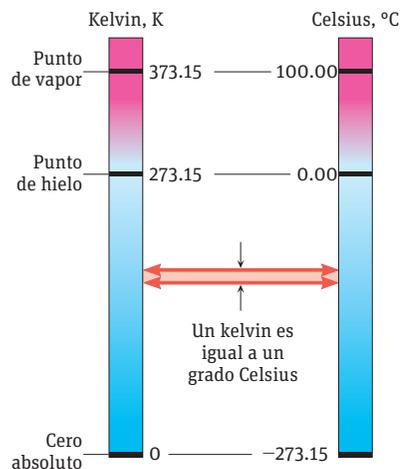
La figura compara las escalas Kelvin y Celsius. El tamaño de un kelvin es idéntico al tamaño de un grado Celsius, porque hay cien divisiones entre los puntos de hielo y de vapor en ambas escalas. Como discutiremos en breve, se ha comprobado experimentalmente que existe una temperatura que es la más baja posible, por debajo de la cual no se puede enfriar ninguna sustancia. Esta temperatura se define como el cero en la escala Kelvin o cero absoluto. El punto de hielo ( $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) se produce a  $273.15\text{ K}$  en la escala Kelvin. Así, la temperatura Kelvin  $T$  y la temperatura Celsius  $T_c$  se relacionan por:

$$T = T_c + 273.15$$

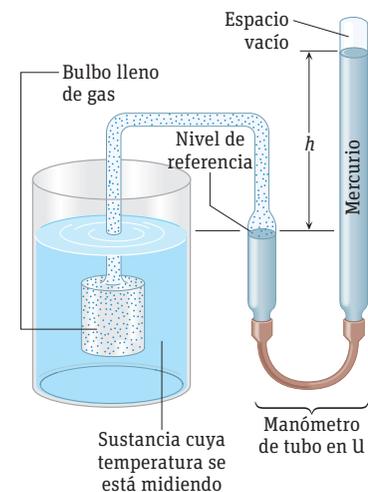
El número  $273.15$  en la ecuación es un resultado experimental, obtenido en estudios que usan un termómetro de gases. Cuando un gas encerrado en un volumen fijo se calienta, su presión aumenta. A la inversa, cuando el gas se enfría, su presión disminuye. Por ejemplo, la presión del aire en las llantas del automóvil aumenta hasta un  $20\%$  después de que se haya conducido el carro y las llantas se hayan calentado. El cambio en la presión de un gas con la temperatura es la base del **termómetro de gas a volumen constante**.

Un termómetro de gas a volumen constante consiste en un bulbo lleno de gas al que se ha conectado un manómetro, como en la figura. El gas suele ser hidrógeno o helio a baja densidad y el manómetro puede ser un tubo en U lleno con mercurio. El bulbo se pone en contacto térmico con la sustancia cuya temperatura se va a medir. El volumen del gas permanece constante elevando o bajando la columna derecha del tubo en U del manómetro, con el fin de mantener el nivel de mercurio en la columna izquierda al mismo nivel de referencia. La presión absoluta del gas es proporcional a la altura  $h$  del mercurio que está a la derecha. Cuando cambia la temperatura, la presión cambia y se puede usar para indicar la temperatura, una vez que se haya calibrado el termómetro de gas de volumen constante.

Supongamos que se mide la presión absoluta del gas de la figura a diferentes temperaturas. Si se representan los resultados en un gráfico presión/temperatura, se obtiene una línea recta. Si se extiende o se extrapola hacia los valores de temperaturas más bajas, la línea cruza el eje de temperatura a  $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ . En realidad, el gas no se puede enfriar hasta esta temperatura, porque todos los gases licuan antes de alcanzarla. Sin embargo, el helio y el hidrógeno licuan a temperaturas tan bajas que por eso se suelen usar en el termómetro. Estos gráficos se pueden obtener para distintas cantidades y tipos de gases a baja densidad y, en todos los casos, se obtiene que al extrapolar la línea recta, corta al eje de temperaturas a  $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ , lo que sugiere que ese valor tiene un significado fundamental. El significado es que es el **punto del cero absoluto** para la medida de temperaturas, donde “cero absoluto” significa que no se pueden alcanzar temperaturas más bajas que aunque se enfríe progresivamente un gas o cualquier otra sustancia. Si se pudiese, entonces posteriores extrapolaciones de la línea de la figura sugerirían que podrían existir presiones absolutas de gas negativas, situación que no tiene significado. Así, la escala Kelvin se elige de modo que su punto cero es la temperatura más baja posible.



Una comparación entre las escalas de temperatura Kelvin y Celsius.



Un termómetro de gas de volumen constante.

## 2.2 DILATACIÓN DE SÓLIDOS Y LÍQUIDOS

### Sólidos normales



¿Alguna vez te sucedió que la tapa metálica de un tarro de cristal era difícil de abrir? Una solución es echar agua caliente sobre la tapa, lo cual la afloja porque el metal se expande más que el vidrio. En mayor o menor medida, gran parte de los materiales se expanden cuando se calientan y se contraen cuando se enfrían. El aumento en una dimensión cualquiera de un sólido se llama **dilatación lineal**; lineal en el sentido de que la expansión se produce en una dirección. La figura ilustra la dilatación lineal de una varilla cuya longitud es  $L_0$  cuando la temperatura es  $T_0$ . Cuando la temperatura de la varilla aumenta a  $T_0 + \Delta T$ , la longitud se convierte en  $L_0 + \Delta L$ , donde  $\Delta T$  y  $\Delta L$  son los cambios en temperatura y longitud, respectivamente. A la inversa, cuando la temperatura disminuye a  $T_0 - \Delta T$ , la longitud disminuye a  $L_0 - \Delta L$ .

Para pequeños cambios de temperatura, la experiencia muestra que el cambio en la longitud es directamente proporcional al cambio en la temperatura ( $\Delta L \propto \Delta T$ ). Además, el cambio en la longitud es proporcional a la longitud inicial de la varilla, un hecho que podemos comprender con la ayuda de la figura. La parte (a) del dibujo muestra dos varillas idénticas. Cada una tiene una longitud  $L_0$  y se expande  $\Delta L$  cuando la temperatura aumenta  $\Delta T$ . La parte (b) muestra las dos varillas calentadas combinadas en una única varilla, para la cual, la expansión total es la suma de las expansiones de cada parte, o lo que es lo mismo:  $\Delta L + \Delta L = 2\Delta L$ . Obviamente, la cantidad de expansión es el doble si la varilla es dos veces mayor que al principio. En otras palabras, el cambio en longitud es directamente proporcional a la longitud original ( $\Delta L \propto L_0$ ). La ecuación expresa el hecho de que  $\Delta L$  es proporcional tanto a  $L_0$  como a  $\Delta T$  ( $\Delta L \propto L_0 \Delta T$ ) usando la constante de proporcionalidad  $\alpha$ , que se denomina **coeficiente de dilatación lineal**.

#### ► Dilatación térmica lineal de un sólido

La longitud de un objeto  $L_0$  cambia una cantidad  $\Delta L$  cuando su temperatura cambia en una cantidad  $\Delta T$ :

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

donde  $\alpha$  es el coeficiente de dilatación lineal.

**Unidad común para el coeficiente de dilatación lineal:**  $\frac{1}{^\circ\text{C}} = (^\circ\text{C})^{-1}$

Resolviendo la ecuación, para  $\alpha$  vemos que  $\alpha = \Delta L / (L_0 \Delta T)$ . Como las unidades de longitud de  $\Delta L$  y  $L_0$  se cancelan algebraicamente, el coeficiente de dilatación lineal  $\alpha$  tiene unidad de  $(^\circ\text{C})^{-1}$  cuando la diferencia de temperatura  $\Delta T$  se expresa en Celsius ( $^\circ\text{C}$ ). Materiales diferentes con la misma longitud inicial se expanden y contraen cantidades diferentes cuando cambia la temperatura, lo que determina que  $\alpha$  depende de la naturaleza del material.

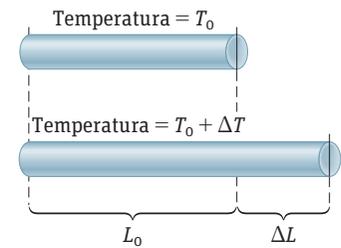
La tabla muestra algunos valores típicos. Los coeficientes de dilatación lineal también varían un poco dependiendo del rango de temperaturas considerado, pero los valores de la tabla son una aproximación adecuada. El ejemplo trata de una situación en la que se puede observar un efecto muy importante debido a la dilatación, incluso aunque el cambio de temperatura sea pequeño.

#### EJEMPLO DEFORMACIÓN DE UNA ACERA

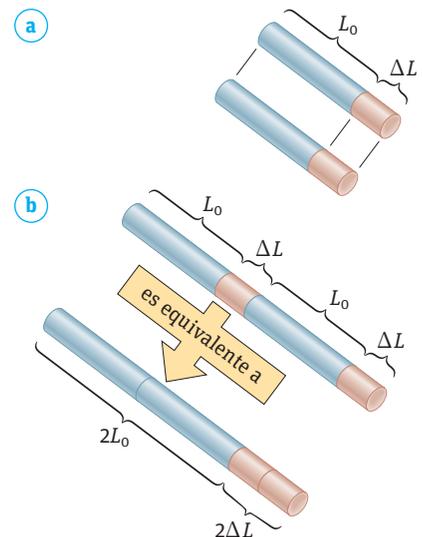
Se construye una acera de cemento entre dos edificios un día que la temperatura es  $25^\circ\text{C}$ . La acera consta de dos placas, cada una de tres metros de longitud y de espesor despreciable (figura a). Cuando la temperatura alcanza los  $38^\circ\text{C}$ , las placas se expanden, pero no se ha dejado espacio para la dilatación. Los edificios no se mueven y las placas se deforman hacia arriba. Determina la distancia vertical y en la parte (b) del dibujo.

#### Razonamiento

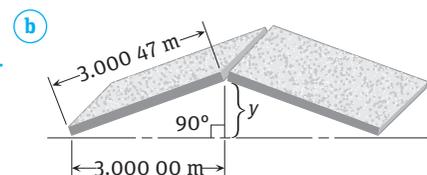
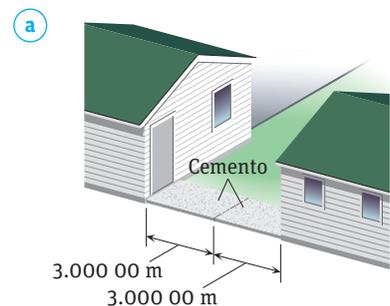
La longitud dilatada de cada placa es igual a su longitud original más el cambio de longitud  $\Delta L$  debido al aumento de temperatura. Conocemos la longitud original y se puede usar la ecuación para calcular el cambio de longitud. Una vez que se haya determinado la longitud dilatada, se puede emplear el teorema de Pitágoras para calcular la distancia vertical y en la figura (b).



Cuando la temperatura de la varilla aumenta  $\Delta T$ , la longitud de la varilla aumenta  $\Delta L$ .



Cada una de las dos varillas idénticas se expande  $\Delta L$  cuando se calienta (a). Cuando las dos varillas se combinan en una única varilla de longitud  $2L_0$ , la varilla «combinada» se expande  $2\Delta L$  (b).



Dos placas de cemento llenan completamente el espacio entre los edificios (a). Cuando aumenta la temperatura, cada placa se expande, provocando que la acera se deforme (b).



**CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR**

Capítulo segundo

Derechos del buen vivir

Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.

**Solución**

El cambio en la temperatura es:  $\Delta T = 38\text{ }^\circ\text{C} - 25\text{ }^\circ\text{C} = 13\text{ }^\circ\text{C}$  y el coeficiente de dilatación lineal del cemento viene dado en la tabla. El cambio en la longitud de cada placa asociado con este cambio de temperatura es:

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T = [12 \cdot 10^{-6} (\text{ }^\circ\text{C})^{-1}] \cdot (3.0\text{ m}) \cdot (13\text{ }^\circ\text{C}) = 0.000\ 47\text{ m}$$

La longitud dilatada de cada placa es, por tanto, 3.000 47 m. Ahora podemos determinar la distancia vertical y aplicando el teorema de Pitágoras al triángulo de la derecha en la figura.

$$y = \sqrt{(3.000\ 47\text{ m})^2 - (3.000\ 00\text{ m})^2} = \boxed{0.053\text{ m}}$$

La deformación de una acera es una consecuencia de no dejar suficiente espacio para la dilatación térmica. Para evitar estos problemas, los ingenieros incorporan juntas o espacios de dilatación en intervalos de la capa de asfalto de un puente, como muestra la figura.



Junta de dilatación en un puente. (© David R. Frazier/Science Source Images)

Sustancia	Coeficiente de dilatación ( $^\circ\text{C}$ ) <sup>-1</sup>	
	Lineal ( $\alpha$ )	Volumen ( $\beta$ )
<b>Sólidos</b>		
Aluminio	$23 \cdot 10^{-6}$	$69 \cdot 10^{-6}$
Latón	$19 \cdot 10^{-6}$	$57 \cdot 10^{-6}$
Cemento	$12 \cdot 10^{-6}$	$36 \cdot 10^{-6}$
Cobre	$17 \cdot 10^{-6}$	$51 \cdot 10^{-6}$
Vidrio (común)	$8.5 \cdot 10^{-6}$	$26 \cdot 10^{-6}$
Vidrio (Pyrex)	$3.3 \cdot 10^{-6}$	$9.9 \cdot 10^{-6}$
Oro	$14 \cdot 10^{-6}$	$42 \cdot 10^{-6}$
Hierro o acero	$12 \cdot 10^{-6}$	$36 \cdot 10^{-6}$
Plomo	$29 \cdot 10^{-6}$	$87 \cdot 10^{-6}$
Níquel	$13 \cdot 10^{-6}$	$39 \cdot 10^{-6}$
Cuarzo (cristal)	$0.50 \cdot 10^{-6}$	$1.5 \cdot 10^{-6}$
Plata	$19 \cdot 10^{-6}$	$57 \cdot 10^{-6}$
<b>Líquidos<sup>b</sup></b>		
Benceno	---	$1240 \cdot 10^{-6}$
Tetracloruro de carbono	---	$1240 \cdot 10^{-6}$
Alcohol etílico	---	$1120 \cdot 10^{-6}$
Gasolina	---	$950 \cdot 10^{-6}$
Mercurio	---	$182 \cdot 10^{-6}$
Alcohol metílico	---	$1200 \cdot 10^{-6}$
Agua	---	$207 \cdot 10^{-6}$

**Coeficientes de dilatación de sólidos y líquidos<sup>a</sup>.**

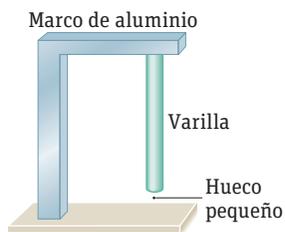
<sup>a</sup> Los valores de  $\alpha$  y  $\beta$  corresponden a temperaturas próximas a 20  $^\circ\text{C}$ .

<sup>b</sup> Como los líquidos no tienen forma fija, no se define para ellos el coeficiente de expansión lineal.



## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Una varilla está colgando de un marco de aluminio, como muestra el dibujo. La varilla y el marco están a la misma temperatura, y hay un pequeño hueco entre la varilla y el suelo. El marco y la varilla se calientan uniformemente. ¿Llegará la varilla a tocar el suelo si está hecha de (a) aluminio, (b) plomo, (c) latón?



- 2 Se construye un péndulo simple con un alambre de metal largo y fino. Cuando la temperatura disminuye, ¿el período del péndulo aumenta, disminuye o queda igual?
- 3 Para aumentar su resistencia, muchas autopistas y edificios se construyen con cemento reforzado (cemento que se refuerza con varillas de acero incrustadas). La tabla muestra que el coeficiente de dilatación lineal  $\alpha$  del cemento es el mismo que el del acero. ¿Por qué es importante que los dos coeficientes sean iguales?
- 4 Un tipo de vasija de cocina se hace de acero inoxidable y tiene un recubrimiento de cobre en el exterior de la parte inferior. A temperatura ambiente, la parte inferior de la vasija es plana, pero cuando se calienta, el fondo deja de ser plano. Cuando el fondo de la vasija se calienta, ¿se abomba hacia fuera o hacia adentro?
- 5 Una bola metálica tiene un diámetro ligeramente mayor que el diámetro de un agujero que se ha cortado en una placa metálica. El coeficiente de dilatación lineal del metal del que se ha hecho la bola es mayor que el del metal de la placa. ¿Cuál o cuáles de los siguientes procedimientos se pueden usar para que la bola pase a través del agujero? (a) Elevar la temperatura de la bola y de la placa en la misma cantidad. (b) Disminuir la temperatura de la bola y la placa en la misma cantidad. (c) Calentar la bola y enfriar la placa. (d) Enfriar la bola y calentar la placa.
- 6 Se recorta un agujero en una placa de aluminio. Una bola de latón tiene un diámetro ligeramente inferior al diámetro del agujero. La placa y la bola están siempre a la misma temperatura. ¿Podría calentarse o enfriarse el conjunto de la placa y la bola para evitar que la bola caiga a través del agujero?
- 7 Supón que tanto el mercurio líquido como el vidrio tienen el mismo coeficiente de expansión de volumen. ¿Podría funcionar el termómetro de vidrio con mercurio?
- 8 ¿La fuerza de empuje proporcionada por agua caliente (por encima de  $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) es mayor que, menor que o igual que la fuerza de empuje proporcionada por agua fría (también por encima de  $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ )?

**La física de un dispositivo para evitar quemaduras (Figura a).** Aunque el ejemplo muestra que la expansión térmica puede provocar problemas, hay ocasiones en las que puede ser útil. Por ejemplo, cada año miles de niños llegan a urgencias con quemaduras por agua hirviendo.

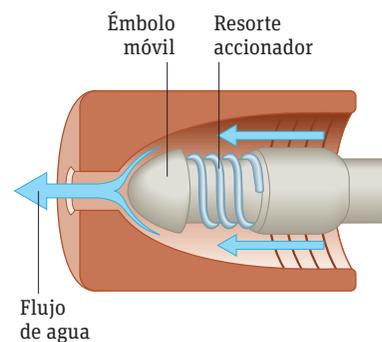
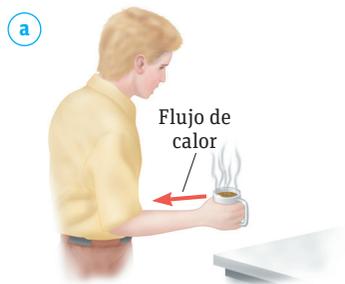


Figura a. Dispositivo antiquemaduras.

## 2.3 CALORIMETRÍA, FUSIÓN, VAPORIZACIÓN



El calor es energía en tránsito desde el cuerpo caliente al frío. El calor fluye de la taza de café más caliente a la mano más fría (a). El calor fluye de la mano más caliente al vaso de agua helada, más fría (b).

Cuando un objeto está a una temperatura elevada se dice que está caliente, y la palabra “caliente” nos trae a la mente la palabra “calor”. El **calor**, que es una forma de energía en tránsito, fluye de un objeto caliente a un objeto frío cuando ambos están en contacto. Esta es la razón por la que una taza de café caliente se siente caliente al tacto, mientras que un vaso de agua helada se siente frío. Cuando la persona de la figura (a) toca la taza de café caliente, el calor fluye de la taza caliente a la mano fría. Cuando la persona toca el vaso en la parte (b) del dibujo, el calor fluye del caliente al frío, en este caso de la mano caliente al vaso frío. La respuesta de los nervios de la mano a la llegada o salida de calor permite al cerebro identificar la taza de café como caliente y el vaso de agua como frío.

¿Qué es exactamente el calor? Como indican las definiciones que siguen, el calor es una forma de energía; es energía en tránsito desde lo caliente a lo frío.

### Definición de calor

Es una forma de energía que fluye desde un cuerpo que está a temperatura más alta a otro que está a temperatura más baja, a causa de la diferencia de temperaturas.

**Unidad SI del calor:** julio (J)

Como es un tipo de energía, el calor se mide en las mismas unidades usadas para el trabajo, la energía cinética y la energía potencial. Así, la unidad SI del calor es el julio.

El calor que fluye de lo caliente a lo frío en la figura procede de la **energía interna** de la sustancia caliente. La energía interna de una sustancia es la suma de la energía cinética molecular (debida al movimiento aleatorio de las moléculas), la energía potencial molecular (debida a las fuerzas que actúan entre los átomos de una molécula y entre las moléculas), y otros tipos de energía molecular. Cuando fluye el calor en circunstancias en las que no se realiza trabajo, la energía interna de las sustancias calientes disminuye y la energía interna de las sustancias frías, aumenta.

Aunque el calor puede originarse en el aporte de energía interna a una sustancia, no es correcto decir que una sustancia contiene calor. La sustancia tiene energía interna, no calor. La palabra “calor” se refiere solo a la energía realmente en tránsito de lo caliente a lo frío.

En las dos secciones siguientes consideraremos algunos efectos del calor. Por ejemplo, cuando preparamos espagueti, lo primero que hacemos es calentar el agua. El calor de la estufa hace que aumente la energía interna del agua. Asociado a este incremento, se produce un aumento de la temperatura. Después de un tiempo, la temperatura llega a 100 °C y el agua comienza a hervir. Durante la ebullición, el calor añadido hace que el agua cambie de fase líquida a vapor. En la próxima sección investigaremos cuánto calor hay que añadir (o retirar) de una sustancia para provocar un cambio de temperatura. Luego, en la sección discutiremos las relaciones entre el calor y el cambio de fase, tal como se produce cuando el agua hierve.

## CALOR Y CAMBIO DE TEMPERATURA: CALOR ESPECÍFICO

### Sólidos y líquidos

Se necesitan grandes cantidades de calor para elevar la temperatura de sólidos y líquidos a los valores más altos. Se requiere una mayor cantidad de calor para elevar la temperatura de una gran masa de material. Similares comentarios se pueden aplicar cuando la temperatura desciende, excepto que el calor debe ser retirado. Para rangos limitados de temperatura, los experimentos muestran que el calor  $Q$  es directamente proporcional al cambio de temperatura  $\Delta T$  y a la masa  $m$ .

Estas dos proporcionalidades se expresan más abajo en la ecuación, con la ayuda de la constante de proporcionalidad  $c$ , que se denomina **capacidad calorífica específica** o **calor específico** del material.

► **Calor suministrado o retirado en el cambio de temperatura de una sustancia**

La cantidad de calor  $Q$  que hay que suministrar o retirar para que una sustancia de masa  $m$  experimente un cambio de temperatura de  $\Delta T$  grados, es:

$$Q = cm\Delta T$$

donde  $c$  es la capacidad calorífica específica o calor específico de la sustancia.

**Unidad común para el calor específico:**  $J/(kg\ ^\circ C)$

Resolviendo la ecuación para el calor específico, vemos que  $c = Q/(m\Delta T)$ , de manera que la unidad para el calor específico es  $J/(kg\ ^\circ C)$ . La tabla revela que el valor del calor específico depende de la naturaleza del material. Los ejemplos ilustran el uso de la ecuación.

Sustancia	Calor específico, $c$ $J/(kg\ ^\circ C)$
<b>Sólidos</b>	
Aluminio	$9.00 \cdot 10^2$
Cobre	387
Vidrio	840
Cuerpo humano (37 °C, media)	$2.00 \cdot 10^3$
Hielo (-15 °C)	$2.00 \cdot 10^3$
Hierro o acero	452
Plomo	128
Plata	235
<b>Líquidos</b>	
Benceno	1740
Alcohol etílico	2450
Glicerina	2410
Mercurio	139
Agua (15 °C)	4186

Calor específico<sup>a</sup> de algunos sólidos y líquidos.

<sup>a</sup> Excepto que se indique otra cosa, los valores se miden a 25 °C y 1 atm de presión

**EJEMPLO UN CORREDOR CON TEMPERATURA ELEVADA**

En media hora, un corredor de 65 kg puede generar  $8.0 \cdot 10^5$  J de calor. Este calor sale del cuerpo del corredor por varios medios, incluyendo los mecanismos reguladores de temperatura del propio cuerpo. Si no se libera el calor, ¿cuánto podría aumentar la temperatura del cuerpo del corredor?

**Razonamiento**

El aumento de la temperatura corporal depende de la cantidad de calor  $Q$  generado por el corredor, su masa  $m$  y el calor específico  $c$  del cuerpo humano. Como se conocen los valores numéricos de las tres variables, podemos determinar el aumento potencial de la temperatura usando la ecuación.

**Solución**

La tabla da el calor específico medio del cuerpo humano como  $3500$   $J/(kg\ ^\circ C)$ . Con este valor, la ecuación revela que:

$$\Delta T = \frac{Q}{cm} = \frac{8.0 \cdot 10^5 \text{ J}}{[3500 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ \text{C})] \cdot (65 \text{ kg})} = \boxed{3.5\ ^\circ \text{C}}$$

Un incremento de 3.5 °C en la temperatura corporal podría poner en peligro la vida. Un modo por el que el cuerpo del corredor evita que esto suceda es eliminando el exceso de calor por transpiración. En contraste, los felinos, como el de la figura, no transpiran y con frecuencia jadean para eliminar el exceso de calor.

**EJEMPLO TOMAR UN BAÑO CALIENTE**

En un calentador entra agua fría, a 15 °C, y sale agua caliente a 61 °C. Una persona usa 120 kg de agua caliente para bañarse. (a) Calcula la energía que necesita para calentar el agua. (b) Suponiendo que su compañía eléctrica le cobra \$0.10 por kilowatio hora, determina el costo de calentar el agua.

**Razonamiento**

La cantidad  $Q$  de calor necesario para elevar la temperatura del agua se puede calcular por medio de la relación  $Q = cm\Delta T$ , ya que se conocen el calor específico, la masa y el cambio de temperatura del agua. Para determinar el costo de esta energía, multiplicamos el costo por unidad de energía (\$0.10 por kilowatio hora) por la cantidad de energía usada, expresada esta energía en unidad kilowatio hora.

**Solución**

(a) La cantidad de calor que se necesita para calentar el agua es:

$$Q = cm\Delta T = [4186 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ \text{C})] \cdot (120 \text{ kg}) \cdot (61\ ^\circ \text{C} - 15\ ^\circ \text{C}) = \boxed{2.3 \cdot 10^7 \text{ J}}$$

(b) El kilowatio hora (kWh) es una unidad de energía que usan las compañías para cobrar la electricidad. Para calcular el costo, necesitamos determinar el número de julios en un kilowatio hora. Recordamos que 1 kilowatio son 1000 watios (1 kW = 1000 W), 1 watio es 1 julio por segundo (1 W = 1 J/s; ver la tabla 6.3), y 1 hora es igual a 3600 segundos (1 h = 3600 s). Así,

$$1 \text{ kWh} = (1 \text{ kWh}) \cdot \left(\frac{1000 \text{ W}}{1 \text{ kW}}\right) \cdot \left(\frac{1 \text{ J/s}}{1 \text{ W}}\right) \cdot \left(\frac{3600 \text{ s}}{1 \text{ h}}\right) = 3.60 \cdot 10^6 \text{ J}$$

El número de kilowatio hora de energía usado para calentar el agua es:

$$(2.3 \cdot 10^7 \text{ J}) \cdot \left(\frac{1 \text{ kWh}}{3.60 \cdot 10^6 \text{ J}}\right) = 6.4 \text{ kWh}$$

Al precio de \$0.10 por kWh, el costo del calentamiento es  $\boxed{\$0.64}$  o 64 centavos.



Los felinos, como el león, jadean con frecuencia para eliminar el exceso de calor. (© Anup Shah/Thinkstock)

## Gases

Como vimos en la sección anterior, el valor del calor específico depende de si la presión o el volumen se mantienen constantes mientras se añade o se retira energía de la sustancia en forma de calor. La distinción entre la presión constante y el volumen constante habitualmente no tiene importancia para sólidos y líquidos, pero es significativa para gases. En la siguiente sección veremos que los valores del calor específico para gases a presión constante son más altos que a volumen constante.

## Otras unidades para medir el calor

Hay tres unidades distintas del julio que se usan con frecuencia para medir el calor. Históricamente se definió una kilocaloría (1 kcal) como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un kilo de agua un grado Celsius. Con  $Q = 1.00$  kcal y  $\Delta T = 1.00$  °C, la ecuación  $Q = cm\Delta T$  muestra que tal definición es equivalente para un calor específico  $c = 1.00$  kcal/(kg °C). De forma similar, una caloría (1 cal) se definió como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua un grado Celsius, lo que da un valor de  $c = 1.00$  cal/(g °C). (Los nutricionistas usan la palabra "Caloría", con la letra C mayúscula, para especificar el contenido energético de los alimentos; este uso es desafortunado, ya que 1 Caloría = 1000 calorías = 1 kcal). Otra unidad de calor que se usa con frecuencia es la unidad térmica británica (BTU), definida históricamente como la cantidad de calor necesaria para que una libra de agua aumente su temperatura 1 grado Fahrenheit.

El físico inglés James Joule (1818-1889) fue el primero que estableció de manera contundente la relación entre la energía en forma de trabajo (en unidades de julio) y la energía en forma de calor (en unidades de kilocalorías). Los experimentos de Joule revelaron que el efecto mecánico del trabajo, como frotarse las manos, puede hacer que aumente la temperatura de la sustancia, como lo hace la absorción de calor. Sus experimentos y los de posteriores investigadores revelaron que:

$$1 \text{ kcal} = 4186 \text{ julios o } 1 \text{ cal} = 4.186 \text{ julios}$$

Por su significado histórico, este factor de conversión se conoce como el **equivalente mecánico del calor**.

## Calorimetría

En secciones anteriores nos encontramos con el principio de conservación de la energía que afirma que la energía no se crea ni se destruye, solo se convierte de una forma en otra. Allí nos referíamos a las energías cinética y potencial. En este capítulo, ampliamos nuestro concepto de energía para incluir el calor, que es la energía que fluye de los objetos que están a temperatura más alta a los objetos que están a temperatura más baja a causa de una diferencia de temperatura. Con independencia de cual sea su forma, ni la energía cinética, ni la potencial ni el calor se pueden crear ni destruir. Este hecho determina el modo en que objetos a diferentes temperaturas alcanzan el equilibrio térmico cuando se ponen en contacto.

Si no hay intercambio de calor con el entorno, la cantidad de calor ganada por los objetos fríos es igual a la cantidad de calor perdido por los calientes, un proceso que es consistente con la conservación de la energía. Este es el tipo de proceso que tiene lugar dentro de un termo. Un termo perfecto evitaría cualquier intercambio de calor desde o hacia el exterior. Si embargo, la energía en forma de calor puede fluir entre materiales dentro del termo en la medida en que se encuentren a diferente temperatura; por ejemplo, entre cubos de hielo y té caliente. La transferencia de energía continúa hasta que se alcance una temperatura común en el equilibrio térmico. El tipo de transferencia de calor que se produce dentro de un termo de té helado también se produce dentro de un calorímetro (Figura a), que es un aparato experimental usado en una técnica denominada **calorimetría**. La figura muestra que, igual que el termo, un calorímetro es esencialmente un recipiente aislado. Se puede usar para determinar el calor específico de una sustancia, como ilustra el ejemplo siguiente.

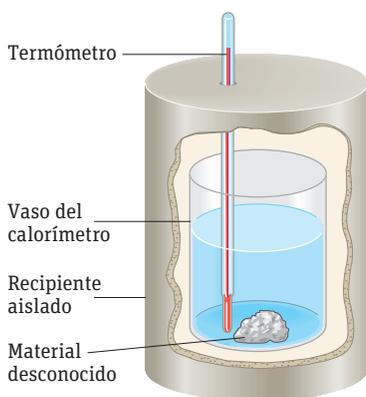


Figura a. Un calorímetro se puede usar para medir el calor específico de un material desconocido.

## EJEMPLO MEDIDA DEL CALOR ESPECÍFICO

El vaso calorimétrico de la figura de la página anterior está hecho de 1.15 kg de aluminio y contiene 0.20 kg de agua. Inicialmente, el agua y el vaso están a la misma temperatura de 18.0 °C. Una cantidad de 0.040 kg de un material desconocido se calienta hasta una temperatura de 97.0 °C y se añade luego al agua. Cuando se restablece el equilibrio térmico, la temperatura del agua, el recipiente y el material desconocido es 22.0 °C. Ignorando la cantidad de calor ganado por el termómetro, calcula el calor específico del material desconocido.

### Razonamiento

Puesto que la energía se conserva y la cantidad de calor que fluye entre el calorímetro y el exterior es despreciable, la cantidad de calor ganado por el agua caliente y el vaso de aluminio cuando aumenta su temperatura es igual a la cantidad de calor perdido por el material desconocido cuando se enfría. Se puede calcular cada cantidad de calor usando la relación  $Q = mc\Delta T$ , si tenemos cuidado de escribir el cambio de temperatura  $\Delta T$  como la temperatura más alta menos la temperatura más baja. La ecuación (calor ganado = calor perdido) contiene una única incógnita: la capacidad calorífica específica que buscamos.

### Solución

$$\underbrace{(cm\Delta T)_{\text{Al}} + (cm\Delta T)_{\text{agua}}}_{\text{Calor ganado por el aluminio y el agua}} = \underbrace{(cm\Delta T)_{\text{desconocido}}}_{\text{Calor perdido por el material desconocido}}$$

$$c_{\text{desconocido}} = \frac{c_{\text{Al}} m_{\text{Al}} \Delta T_{\text{Al}} + c_{\text{agua}} m_{\text{agua}} \Delta T_{\text{agua}}}{m_{\text{desconocido}} \Delta T_{\text{desconocido}}}$$

Los cambios en la temperatura de las sustancias son  $\Delta T_{\text{Al}} = \Delta T_{\text{agua}} = 22.0\text{ °C} - 18.0\text{ °C} = 4.0\text{ °C}$  y  $\Delta T_{\text{desconocido}} = 97.0\text{ °C} - 22\text{ °C} = 75.0\text{ °C}$ . La tabla de calor específico contiene valores para el calor específico del aluminio y el agua. Sustituyendo estos datos en la ecuación anterior, obtenemos que:

$$c_{\text{desconocido}} = \frac{[9.00 \cdot 10^2 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ\text{C})] \cdot (0.15 \text{ kg}) \cdot (4.0\text{ } ^\circ\text{C}) + [4\,186 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ\text{C})] \cdot (0.20 \text{ kg}) \cdot (4.0\text{ } ^\circ\text{C})}{(0.040 \text{ kg}) \cdot (75.0\text{ } ^\circ\text{C})}$$

$$= 1300 \text{ J}/(\text{kg } ^\circ\text{C})$$

$$1.3 \times 10^3 \text{ J}$$

### CLAVES PARA RESOLVER

► Los dos lados de la ecuación (calor ganado = calor perdido) tienen el mismo signo algebraico. Por tanto, cuando usamos esta ecuación para cálculos de calor, escribimos cualquier cambio de temperatura como la temperatura más alta menos la más baja.



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- Se aporta la misma cantidad de calor a dos objetos diferentes. ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones explica por qué los cambios de temperatura no son necesariamente iguales? (a) Los objetos tienen la misma masa pero están hechos de materiales con distinto calor específico. (b) Los objetos están hechos del mismo material pero tienen masa diferente. (c) Los objetos tienen la misma masa y están hechos del mismo material.
- Dos objetos del mismo material pero con masas diferentes se ponen en contacto y ninguno cede nada de calor al ambiente. ¿Cuál de los objetos experimenta el mayor cambio de temperatura; o experimentan ambos objetos el mismo cambio de temperatura?
- Consideremos un objeto de masa  $m$  que experimenta un cambio de temperatura  $\Delta T$ . En la tabla se muestran varias posibilidades para estas variables. Ordena estas posibilidades en orden descendente (primero el mayor) de acuerdo con el calor que se necesita para provocar este cambio de temperatura.

	$m$ (kg)	$\Delta T$ (°C)
(a)	2.0	15
(b)	1.5	40
(c)	3.0	25
(d)	2.5	20



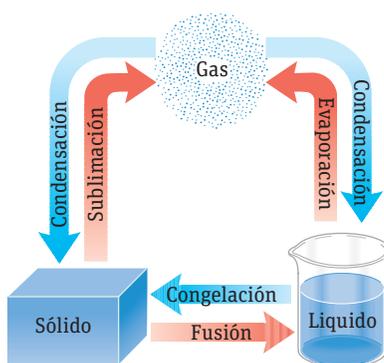
Esta escena antártica muestra focas cangrejeras descansando. Están presentes las tres fases del agua: hielo sólido, flotando en agua líquida, y vapor de agua en el aire (invisible) y en las nubes del cielo. (© Thinkstock)

## CALOR Y CAMBIO DE FASE: CALOR LATENTE

Sorprendentemente, hay situaciones en las que añadir o retirar calor no provoca un cambio de temperatura. Consideremos un vaso de té helado bien agitado que ha alcanzado el equilibrio térmico. A pesar de que en el vaso entra calor de la habitación más caliente, la temperatura del té no sube de 0 °C, mientras haya cubos de hielo. Aparentemente el calor se emplea para otra finalidad que elevar la temperatura; en efecto, se usa para fundir el hielo y solo cuando todo el hielo se haya fundido, la temperatura del líquido comenzará a subir.

Un punto importante ilustrado por el ejemplo del té helado es que hay más de un tipo de fase o estado del agua para la materia. Por ejemplo, parte del agua del vaso está en fase sólida (hielo) y parte en fase líquida. El gas o fase vapor es la tercera fase de la materia. Cuando el agua está en fase gas se dice que hay vapor de agua. En la situación descrita en la figura coexisten las tres fases del agua aunque la fase vapor en el aire no es visible en las fotografías.

La materia puede cambiar de una fase a otra, y el calor juega un importante papel en el cambio. La figura resume las distintas posibilidades. Un sólido puede **fundir** a líquido cuando se añade calor, mientras que el líquido puede **congelarse** cuando se retira calor. De forma similar, un líquido puede **vaporizar** si se le suministra calor, mientras que el gas se puede **condensar** si se retira calor. La evaporación rápida, con la formación de burbujas de vapor dentro del líquido, se llama **ebullición**. Finalmente, a veces, un sólido puede cambiar directamente a gas cuando se le suministra calor; decimos entonces que el sólido **sublima**.

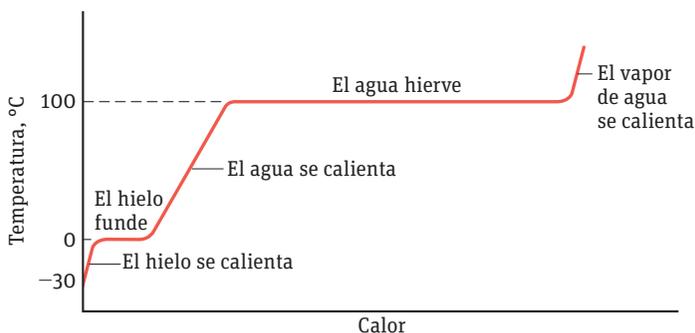


Ejemplos de sublimación son, por ejemplo, el dióxido de carbono sólido, CO<sub>2</sub> (hielo seco) cuando pasa a CO<sub>2</sub> gas o el naftaleno sólido (antipolillas) cuando se transforma en vapor de naftaleno. A la inversa, si se retira calor bajo las condiciones adecuadas, el gas condensará directamente y pasará a estado sólido.

Las tres fases familiares del agua —sólido, líquido y gas— y los cambios de fase que se pueden producir entre cualquiera de ellas.

La figura muestra un gráfico que indica lo que sucede cuando se añade calor a un material que cambia de fase. El gráfico registra la variación de temperatura frente al calor añadido del agua a la presión atmosférica de 1.01·10<sup>5</sup> Pa. El agua parte como hielo a la temperatura de -30 °C. Cuando se añade calor, la temperatura del hielo aumenta de acuerdo con su calor específico [2000 J/(kg °C)]. Hasta que se alcanza la temperatura de fusión/congelación a 0 °C, el agua no cambia de estado. Entonces, cuando se añade calor, el sólido pasa a líquido, manteniendo su temperatura a 0 °C hasta que todo el hielo haya fundido. Una vez que todo el material está en fase líquida, calor adicional provoca que la temperatura aumente de nuevo, ahora de acuerdo con el calor específico del agua líquida [4186 J/(kg °C)]. Cuando la temperatura alcanza la temperatura de ebullición/condensación de 100 °C, el agua comienza a cambiar de líquido a gas y continúa haciéndolo en la medida en que se le añade calor. La temperatura permanece a 100 °C hasta que todo el líquido desaparezca. Cuando todo el material está en fase gas, el calor adicional provocará un nuevo aumento de temperatura, esta vez, de acuerdo con el calor específico del vapor de agua a la presión atmosférica constante [2020 J/(kg °C)]. El ejemplo aplica la información de la figura a una situación cotidiana.

El gráfico muestra el modo en que cambia la temperatura del agua cuando se añade calor, partiendo de hielo a -30 °C. La presión es de una atmósfera.



### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

Derechos del buen vivir

Art. 14.- Se reconoce el derecho de la población a vivir en un ambiente sano y ecológicamente equilibrado, que garantice la sostenibilidad y el buen vivir, *sumak kawsay*. Se declara de interés público la preservación del ambiente, la conservación de los ecosistemas, la biodiversidad y la integridad del patrimonio genético del país, la prevención del daño ambiental y la recuperación de los espacios naturales degradados.

### EJEMPLO AHORRO DE ENERGÍA

Supón que estás cocinando espaguetis y las instrucciones dicen “hervir la pasta en agua durante 10 minutos”. ¿Para cocer los espaguetis en un recipiente abierto con la menor cantidad de energía, deberías (a) poner el quemador al máximo para que el agua hierva vigorosamente o (b) poner el quemador al mínimo de forma que el agua comience a evaporar?

#### Razonamiento

Los espaguetis necesitan cocer a la temperatura de ebullición del agua durante diez minutos. En un recipiente abierto la presión es la atmosférica y el agua hierve a 100 °C, con independencia de que hierva vigorosa o suavemente.

Convertir agua en vapor requiere energía en la forma de calor procedente del quemador, y cuanto mayor sea la cantidad de agua que se convierte, mayor es la cantidad de energía que se necesita.

#### La respuesta (a) es incorrecta

Hacer que el agua hierva vigorosamente consume energía innecesariamente. Todo lo que se consigue es convertir más agua en vapor.

#### La respuesta (b) es correcta

Mantener el agua a punto de hervir consume la menor cantidad de energía para mantener los espaguetis a 100 °C, porque minimiza la cantidad de agua convertida en vapor.

Cuando una sustancia cambia de una fase a otra, la cantidad de calor que hay que añadir o eliminar depende del tipo de material y de la naturaleza del cambio de fase. La cantidad de calor por kilogramo asociado con un cambio de fase se llama **calor latente**.

#### ► Calor suministrado o eliminado para el cambio de fase de una sustancia

El calor  $Q$  que se debe suministrar o eliminar para cambiar la fase de una masa  $m$  de una sustancia es:

$$Q = mL$$

donde  $L$  es el calor latente de una sustancia.

**Unidad SI del calor latente:** J/kg

El **calor latente de fusión**  $L_f$  se refiere al cambio entre las fases sólida y líquida, el **calor latente de vaporización**  $L_v$  se aplica al cambio entre las fases líquida y gas, y el **calor latente de sublimación**  $L_s$  se refiere al cambio entre las fases sólida y gas.

La tabla nos da algunos valores típicos de calores latentes de fusión y vaporización. Por ejemplo, el calor latente de fusión para el agua es  $L_f = 3.35 \cdot 10^5$  J/kg. Es decir, se deben suministrar  $3.35 \cdot 10^5$  J para fundir un kilogramo de hielo a 0 °C en agua líquida a 0 °C; a la inversa, es la cantidad de calor que se debe retirar de un kilogramo de agua líquida a 0 °C para convertirla en hielo a 0 °C.

Sustancia	Temperatura de fusión (°C)	Calor latente de fusión, $L_f$ (J/kg)	Temperatura de ebullición (°C)	Calor latente de vaporización, $L_v$ (J/kg)
Amoníaco	-77.8	$33.2 \cdot 10^4$	-33.4	$13.7 \cdot 10^5$
Benceno	5.5	$12.6 \cdot 10^4$	80.1	$3.94 \cdot 10^5$
Cobre	1083	$20.7 \cdot 10^4$	2566	$47.3 \cdot 10^5$
Alcohol etílico	-114.4	$10.8 \cdot 10^4$	78.3	$8.55 \cdot 10^5$
Oro	1063	$6.28 \cdot 10^4$	2808	$17.2 \cdot 10^5$
Plomo	327.3	$2.32 \cdot 10^4$	1750	$8.59 \cdot 10^5$
Mercurio	-38.9	$1.14 \cdot 10^4$	356.6	$2.96 \cdot 10^5$
Nitrógeno	-210.0	$2.57 \cdot 10^4$	-195.8	$2.00 \cdot 10^5$
Oxígeno	-218.8	$1.39 \cdot 10^4$	-183	$2.13 \cdot 10^5$
Agua	0.0	$33.5 \cdot 10^4$	100	$22.6 \cdot 10^5$

#### Calores latentes de fusión y vaporización.

Los valores se refieren a una presión de 1 atm.

## 2.4 TRANSMISIÓN DEL CALOR: CONVECCIÓN

Cuando se transfiere calor a, o desde una sustancia, la energía interna de la sustancia puede cambiar, como vimos en el capítulo anterior. Este cambio en la energía interna viene acompañado por un cambio en la temperatura o un cambio en la fase. La transferencia de calor nos afecta de muchos modos. Por ejemplo, dentro de nuestros hogares, las calefacciones distribuyen calor en los días fríos, y los aires acondicionados lo retiran en los días calientes. Nuestros cuerpos están transfiriendo calor constantemente en un sentido u otro, para prevenir los efectos adversos de hipo e hipertermia. Prácticamente toda nuestra energía procede del Sol y se transfiere a nosotros desde una distancia de 150 millones de kilómetros, a través del espacio exterior. La luz del Sol provee la energía para la fotosíntesis de las plantas que proporcionan nuestro alimento y, por tanto, energía metabólica. La luz del Sol de hace muchos años alimentó la materia orgánica que se convirtió en combustibles fósiles: petróleo, gas natural y carbón. Este bloque examina los tres procesos por los que se transfiere el calor: convección, conducción y radiación.

Cuando parte de un fluido se calienta, como el aire sobre un fuego, el volumen de esa parte del fluido se expande y disminuye su densidad. De acuerdo con el principio de Arquímedes, el fluido circundante más denso y frío ejerce una fuerza de empuje sobre el fluido caliente y lo empuja hacia arriba. Cuando el fluido sube, el fluido circundante más frío lo reemplaza. Este fluido más frío, a su vez, se calienta y es empujado hacia arriba. Así, se establece un flujo continuo que arrastra el calor. Siempre que el calor se transfiere por el movimiento de una masa de gas o líquido se dice que el calor se ha transferido por **convección**. El propio fluido se llama **corriente de convección**.

### ► Convección

Es el proceso por el que se transporta calor de un lugar a otro por el movimiento de una masa de fluido.

El humo de un incendio, como el de la figura, es un resultado visible de la convección. La figura muestra un ejemplo menos visible de las corrientes de convección en un cazo con agua que se está calentando en una estufa de gas. Las corrientes distribuyen el calor desde el gas en combustión a todas las partes del agua. El ejemplo se refiere a uno de los importantes papeles que juega la convección en el hogar.

Columna de humo procedente de crudo de petróleo ardiendo en Deepwater Horizon, cerca del lugar donde ocurrió el desastre del vertido de petróleo en el Golfo de México en 2010. La columna alcanzó centenares de metros en el aire a causa de la convección. (© Getty Images)



### EJEMPLO La física de EL CALENTAMIENTO Y ENFRIAMIENTO POR CONVECCIÓN

En las casas se usan con frecuencia instalaciones de calefacción por zócalos de agua caliente, y un serpentín de refrigeración es un componente importante de un refrigerador. La localización de estos dispositivos de calentamiento y enfriamiento es diferente porque cada uno está diseñado para maximizar la producción de corrientes de convección. ¿Dónde se debería localizar la unidad de calefacción y el serpentín refrigerante?

(a) La unidad de calefacción cerca del suelo de la habitación y el serpentín de refrigeración cerca de la parte superior del refrigerador.

(b) La unidad de calefacción cerca del techo de la habitación y el serpentín de refrigeración cerca de la parte inferior del refrigerador.

**Razonamiento**

Un objetivo importante del sistema de calefacción es distribuir el calor por toda la habitación. El objetivo análogo del serpentín refrigerante es eliminar el calor de todo el espacio dentro del refrigerador. En cada caso, los dispositivos de calentamiento o enfriamiento deben estar colocados para hacer posible el objetivo.

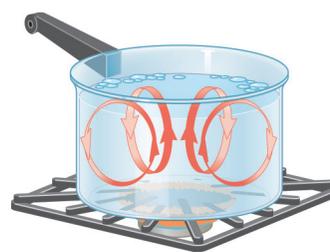
**La respuesta (b) es incorrecta**

Si la unidad de calentamiento se colocara cerca del techo de la habitación, el aire caliente de la unidad permanecería ahí, porque el aire caliente no desciende (sube). Así, sería muy poco natural el movimiento (o convección) del aire para distribuir el calor por la habitación. Si el serpentín refrigerante se colocara cerca de la parte inferior del refrigerador, el aire frío permanecería allí, porque el aire frío no sube (desciende). Habría muy poca convección para llevar el calor de otras partes del refrigerador al serpentín para que lo eliminase.

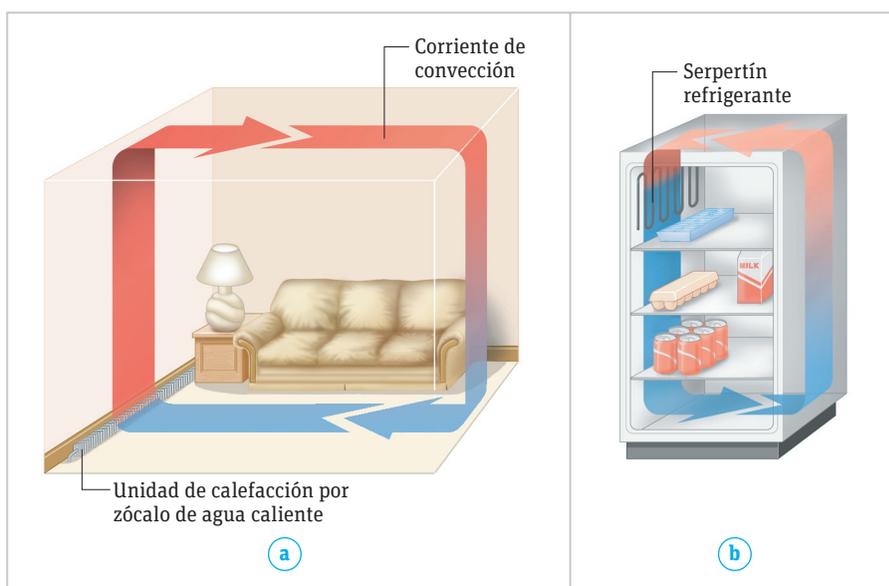
**La respuesta (a) es correcta**

El aire sobre la unidad de calefacción se calienta, igual que el aire sobre un fuego. El aire frío del ambiente ejerce fuerzas de empuje que llevan el aire caliente hacia arriba. El aire frío cerca del techo es desplazado hacia abajo y entonces se calienta por la unidad calefactora, provocando la corriente de convección que se ilustra en la figura (a). Dentro del refrigerador, el aire en contacto con el serpentín colocado en la parte superior es enfriado, su volumen disminuye y su densidad aumenta. El aire de los alrededores más caliente y menos denso, no puede ejercer una fuerza de empuje suficiente para soportar el aire más frío, que acaba descendiendo. En el proceso, el aire más caliente cerca de la parte inferior del refrigerador es desplazado hacia arriba y luego es enfriado en el serpentín, estableciendo las corrientes de convección que se muestran en la figura (b).

**La física de las térmicas.** Otro ejemplo de convección se produce cuando el suelo, calentado por los rayos del Sol, calienta el aire de las capas vecinas. El aire de los alrededores más frío y denso empuja al aire caliente hacia arriba. La corriente ascendente resultante o “térmica”

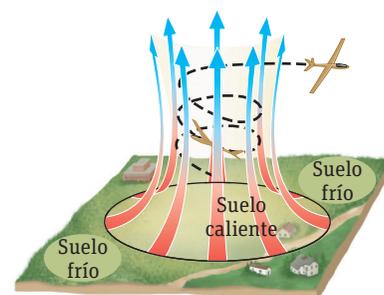


Cuando se calienta la olla se forman corrientes de convección.



El aire calentado por la unidad de calefacción del zócalo es empujado a la parte alta de la habitación por el aire más frío y denso (a). El aire enfriado por el serpentín refrigerante desciende a la parte inferior del refrigerador (b). En ambos casos (a) y (b) se establece una corriente de convección.

puede ser bastante fuerte, dependiendo de la cantidad de calor que pueda aportar el suelo. Como ilustra la figura, esas térmicas pueden ser usadas por pilotos de vuelo sin motor para ganar una altura considerable. Algunas aves, como las águilas, usan las térmicas para la misma finalidad.



Las corrientes ascendentes o térmicas, están provocadas por los movimientos de convección del aire que ha calentado el suelo.

## CONDUCCIÓN

Cualquiera que haya asado una hamburguesa en una sartén de metal sabe que el mango de metal se calienta. De algún modo, el calor es transferido de la hornilla a la mano. Obviamente, el calor no ha sido transferido por el movimiento del metal o el aire circundante, por tanto, no se pueden aplicar las reglas de la convección. En vez de ello, el calor se ha transferido directamente a través del metal por un proceso llamado **conducción**.

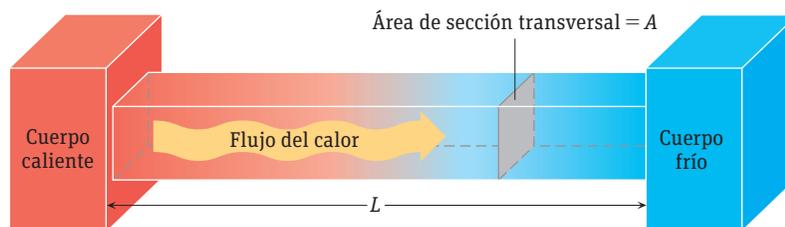
### ► Conducción

Es el proceso por el que el calor se transfiere directamente a través de un material, sin que ningún movimiento aparente del material juegue papel alguno en la transferencia.

Se produce un mecanismo de conducción cuando los átomos o moléculas de las partes calientes del material vibran o se mueven con mayor energía que las de las partes frías. Por medio de colisiones, las moléculas más energéticas pasan algo de su energía a las vecinas menos energéticas. Por ejemplo, imagina un gas que llena el espacio entre dos paredes cuyas caras se mantienen a diferente temperatura. Las moléculas golpean la pared más caliente, absorben energía de ella y rebotan con mayor energía cinética que cuando llegaron. Cuando estas moléculas chocan con sus vecinas menos energéticas, les transfieren parte de su energía. Finalmente esta energía se transmite hasta que llega a las moléculas próximas a la pared más fría. Estas moléculas, a su vez, chocan con la pared, cediendo algo de su energía en el proceso. Por medio de estas colisiones moleculares, el calor es conducido de la pared más caliente a la más fría.

Para ilustrar los factores que influyen en la conducción del calor, la figura muestra una barra rectangular. Los extremos de la barra están en contacto térmico con dos cuerpos, uno de los cuales se mantiene a una temperatura constante más alta, mientras que la otra se mantiene a una temperatura constante más baja. Aunque no se muestra en aras de la claridad, los lados de la barra están aislados de manera que la pérdida de calor a través de ellos es despreciable. La cantidad de calor  $Q$  conducida a través de la barra del extremo más caliente al extremo más frío depende de una serie de factores:

El calor es conducido a través de la barra cuando sus extremos se mantienen a temperaturas diferentes. El calor fluye del extremo más caliente al más frío.



## PROBLEMA DE CONCEPTOS MÚLTIPLES

### EJEMPLO LA TEMPERATURA EN UN PUNTO ENTRE LOS EXTREMOS DE LA BARRA

La temperatura en los extremos de la barra de la figura es  $85.0\text{ }^{\circ}\text{C}$  para el extremo caliente y  $27.0\text{ }^{\circ}\text{C}$  para el extremo frío. La barra tiene una longitud de  $0.680$ . ¿Cuál es la temperatura en un punto que está a  $0.220\text{ m}$  del extremo más frío de la barra?

#### Razonamiento

El punto en cuestión está más próximo al extremo más frío de la barra que a su extremo más caliente. Se puede esperar, por tanto, que la temperatura en este punto esté a menos de la mitad de la diferencia entre  $27.0\text{ }^{\circ}\text{C}$  y  $85.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Demostraremos que, en efecto, esto es así, aplicando la ecuación. Se aplica esta expresión porque no escapa calor por los lados aislados de la barra y lo usaremos dos veces para determinar la temperatura deseada.

### Datos e incógnitas

Los datos disponibles son los siguientes:

Descripción	Símbolo	Valor
Temperatura del extremo caliente	$T_c$	85.0 °C
Temperatura del extremo frío	$T_f$	27.0 °C
Longitud de la barra	$L$	0.680 m
Distancia desde el extremo frío	$D$	0.220 m
<b>Variable desconocida</b>		
Temperatura a la distancia $D$ del extremo frío	$T$	¿?

### Planteamiento del problema

**PASO 1 La conducción del calor.** El calor  $Q$  conducido en el tiempo  $t$  por el punto en cuestión (que está a la distancia  $D$  del extremo más frío de la barra) viene dado por la ecuación como:

$$Q = \frac{kA(T - T_f)t}{D}$$

donde  $k$  es la conductividad térmica del material de que está hecho,  $A$  es el área de la sección transversal de la barra, y  $T$  y  $T_f$  son, respectivamente, la temperatura en el punto en cuestión y en el extremo más frío de la barra. Resolviendo para  $T$  obtenemos la ecuación de la izquierda. Las variables  $Q$ ,  $k$ ,  $A$  y  $t$  son desconocidas, así que iremos al paso 2 para tratar de ellas.

**PASO 2 Revisión de la conducción del calor.** El calor  $Q$  que es conducido desde el punto en cuestión hasta el extremo frío de la barra se origina en el extremo caliente de la barra. De ese modo, puesto que no hay pérdidas de calor a través de los lados, podemos aplicar la ecuación por segunda vez para obtener una expresión para  $Q$ :

$$Q = \frac{kA(T_c - T_f)t}{L}$$

Donde  $T_c$  y  $T_f$  son, respectivamente, las temperaturas de los extremos caliente y frío de la barra, cuya longitud es  $L$ . Esta expresión para  $Q$  se puede sustituir en la ecuación, como se indica a la izquierda. Los términos  $k$ ,  $A$ , y  $t$  siguen siendo desconocidos. Afortunadamente, sin embargo, son innecesarios, porque se pueden eliminar algebráicamente en el cálculo final.

### Solución

Combinando algebráicamente los resultados de cada paso, obtenemos que:

$$T = T_f + \frac{QD}{kAt} = T_f + \left[ \frac{kA(T_c - T_f)t}{L} \right] \frac{D}{kAt}$$

Simplificando este resultado obtenemos:

$$T = T_f + \frac{\cancel{kA}(T_c - T_f)\cancel{t} D}{\cancel{kA}\cancel{t} L} = T_f + \frac{(T_c - T_f)D}{L}$$
$$= 27.0 \text{ °C} + \frac{(85.0 \text{ °C} - 27.0 \text{ °C}) \cdot (0.220 \text{ m})}{0.680 \text{ m}} = \boxed{45.8 \text{ °C}}$$

Como esperábamos, esta temperatura está a menos de la mitad de la diferencia entre 27.0 °C y 85 °C.

$$T = T_f + \frac{QD}{kAt}$$

$$T = T_f + \frac{QD}{kAt}$$

$$Q = \frac{kA(T_c - T_f)t}{L}$$

## RADIACIÓN

La energía del Sol llega a la Tierra por medio de una gran cantidad de ondas de luz visible, así como cantidades importantes de ondas infrarrojas y ultravioleta. Estas ondas se conocen como ondas electromagnéticas, un tipo que también incluye las microondas, usadas para cocinar, y las ondas de radio usadas por las emisoras de AM y FM. La persona que toma el sol en la figura siente calor porque su cuerpo absorbe la energía de las ondas electromagnéticas del Sol. Cualquiera que haya permanecido junto a una chimenea encendida o haya puesto su mano cerca de un foco incandescente, ha experimentado una sensación similar. Así, el fuego y los focos también emiten ondas electromagnéticas y cuando se absorbe la energía de tales ondas, se puede tener la misma sensación de calor.

El proceso de transferencia de energía por medio de ondas electromagnéticas se llama **radiación**, y, a diferencia de la convección o la conducción, no requiere de un medio material. Las ondas electromagnéticas del Sol, por ejemplo, se desplazan a través del espacio vacío en su viaje a la Tierra.

### ► Radiación

Es el proceso por el que se transfiere energía por medio de ondas electromagnéticas.

Todos los cuerpos irradian energía continuamente en forma de ondas electromagnéticas. Incluso un cubo de hielo irradia energía, aunque tan poca en forma de luz visible que el cubo no se puede ver en la oscuridad. Sin embargo, como ilustran las figuras, las ondas infrarrojas que irradian los cuerpos pueden ser detectadas en la oscuridad por cámaras electrónicas. En general, los objetos no emiten mucha luz visible a menos que la temperatura del objeto sea superior a 1000 K. Entonces, aparece un brillo rojo característico, como el de la resistencia calefactora de una estufa eléctrica. Cuando su temperatura alcanza los 1700 K, un objeto comienza a brillar incandescentemente, como el filamento de tungsteno en un foco incandescente.



El bronceado se produce por los rayos ultravioleta. (© Thinkstock)

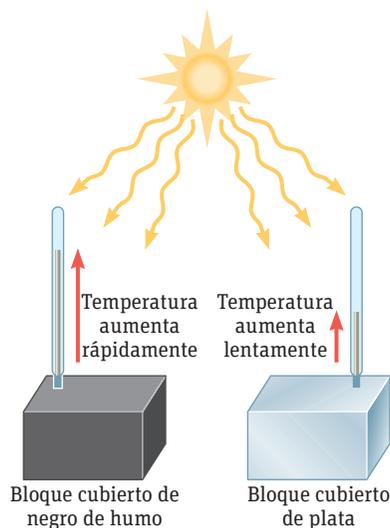
En la transferencia de energía por radiación, la absorción de ondas electromagnéticas es tan importante como su emisión. La superficie de un objeto juega un papel importante en la determinación de cuánta energía radiante absorberá o emitirá el objeto. Los dos bloques bajo el Sol de la figura, por ejemplo, son idénticos, excepto que uno tiene una superficie rugosa recubierta con negro de humo (un hollín negro fino), mientras que el otro tiene una superficie plateada muy pulida.

Como indican los termómetros, la temperatura del bloque negro aumenta mucho más rápidamente que la del bloque plateado. Esto se debe a que el negro de humo absorbe casi el 97 % de la energía radiante incidente, mientras que la superficie plateada solo absorbe el 10 %. La parte restante de la energía incidente se refleja en cada caso. Vemos el negro de humo de color negro porque refleja solo una pequeña parte de la luz que le llega, mientras que vemos la superficie plateada como un espejo porque refleja la mayor parte de la luz. Como el color negro se asocia con la casi completa absorción de luz visible, el término **cuerpo negro perfecto** o, simplemente, **cuerpo negro**, se usa para referirnos a un objeto que absorbe todas las ondas electromagnéticas que le llegan.

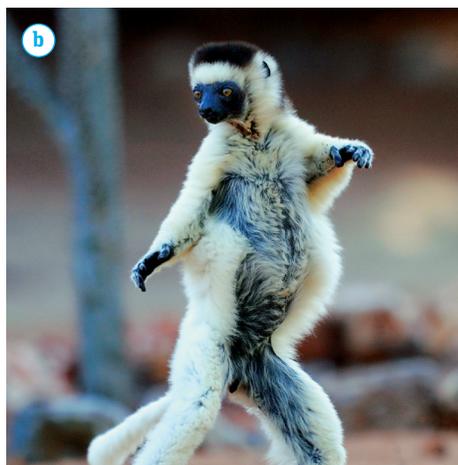
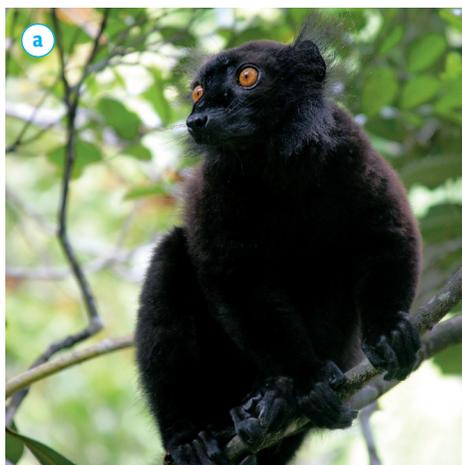
Todos los objetos emiten y absorben ondas electromagnéticas de forma simultánea. Cuando un cuerpo tiene la misma temperatura constante que sus alrededores, la cantidad de energía radiante que está absorbiendo debe equilibrarse con la cantidad que está emitiendo en un intervalo de tiempo dado. El bloque cubierto con negro de humo absorbe y emite la misma cantidad de energía radiante, y el cuerpo plateado, también. En otro caso, si la absorción fuese mayor que la emisión, el bloque podría experimentar una ganancia neta de energía. Como resultado, la temperatura del bloque podría aumentar y no sería constante. De forma similar, si la emisión fuese mayor que la absorción, la temperatura descendería. Como la absorción y la emisión están equilibradas, **un material que sea un buen absorbente, como el negro de humo, es también un buen emisor, y un material que sea un mal absorbente, como la plata pulimentada, es también un mal emisor**. Un cuerpo negro perfecto, que es un buen absorbente, es también un buen emisor.

**La física de la ropa para épocas de calor.** El hecho de que una superficie negra sea buen absorbente y buen emisor es la razón por la que la gente no se encuentra cómoda vistiendo ropas oscuras durante las estaciones calurosas. La ropa oscura absorbe la mayor parte de la radiación solar y luego la reemite en todas direcciones. Aproximadamente la mitad de la radiación emitida se dirige hacia el interior del cuerpo, lo que crea sensación de calor. Por el contrario, la ropa de colores claros resulta más fresca, porque absorbe y reemite relativamente poco de la radiación incidente.

**La física de el calentamiento de un lémur sifaka blanco.** El uso de colores claros para un mayor confort también se produce en la naturaleza. La mayoría de los lémures, por ejemplo, son nocturnos y tienen pelaje negro como, el lémur que se muestra en la figura (a). Como están activos por la noche, el pelaje negro no supone una desventaja en cuanto a la absorción de un exceso de luz solar. La figura (b) muestra una especie de lémur llamado sifaka blanco, que vive en regiones semiáridas donde hay pocas sombras. El color blanco de su pelaje le puede ayudar en la termorregulación, reflejando la luz del Sol, pero en las frías mañanas, la reflexión de la luz del Sol impediría su calentamiento. No obstante, estos lémures tienen la piel negra y su pelaje es ralo en el vientre, y para calentarse por la mañana, vuelven sus vientres oscuros hacia el Sol. El color oscuro mejora la absorción de la luz solar.



La temperatura del bloque cubierto con negro de humo aumenta mucho más rápido que la temperatura del bloque cubierto con plata, porque la superficie negra absorbe la energía radiante del Sol a mayor velocidad.



La mayoría de los lémures, como este, son nocturnos y tienen pelaje oscuro (a). Los lémures llamados sifaka blanco, sin embargo, están activos durante el día y tienen pelaje blanco (b). (a y b. © Thinkstock)

## 2.5 ENERGÍA TÉRMICA (TERMODINÁMICA)



Los globos aerostáticos son un ejemplo de sistema termodinámico. (© Thinkstock)

La **termodinámica** es la rama de la física que se construye sobre las leyes fundamentales por las que se rigen el calor y el trabajo.

En termodinámica, el conjunto de elementos sobre los que centramos la atención se llama **sistema**, mientras que todo lo que los rodea se llama **entorno**. Por ejemplo, el sistema en un motor de automóvil podría ser la gasolina en combustión, mientras que el entorno podría incluir los pistones, el sistema de escape, el radiador y el aire libre. El sistema y sus alrededores están separados por paredes de diversos tipos. Una pared que permite el flujo de calor a través de ella, como la del bloque motor, se llama **pared diatérmica (Figura b Pág. 63)**. Paredes perfectamente aisladas que no permiten el flujo de calor entre el sistema y su entorno se llaman **paredes adiabáticas (Figura a Pág. 63)**.

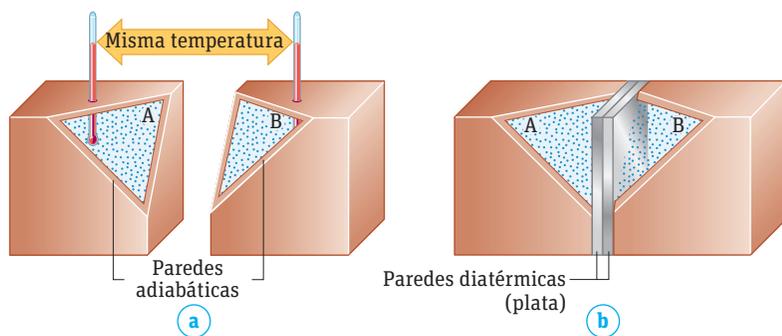
Para comprender las leyes de la termodinámica acerca de las relaciones entre calor y trabajo, es necesario describir las condiciones físicas o **estado de un sistema**. Podría interesarnos, por ejemplo, el aire caliente en uno de los globos de la figura. El aire caliente podría ser el sistema y el recubrimiento del globo sería la pared que separa el sistema de su entorno de aire más frío. El estado del sistema se podría especificar dando valores a la presión, al volumen, a la temperatura y a la masa del aire caliente.

Como se discutirá en este bloque, hay cuatro leyes de la termodinámica. Comenzamos con la que se conoce como ley cero y luego consideraremos las tres restantes.

### LA LEY CERO DE LA TERMODINÁMICA

La ley cero de la termodinámica se refiere al concepto de **equilibrio térmico**. Se dice que dos sistemas están en equilibrio térmico si no fluye calor entre ellos cuando se mantienen en contacto térmico. Por ejemplo, no hay duda de que tú no estarías en equilibrio térmico con el agua del Lago Michigan en enero. Tan pronto como te sumergieras en él, comprobarías lo rápido que tu cuerpo pierde calor hacia el agua helada. Para ayudar a explicar la idea central de la ley cero de la termodinámica, la figura (a) muestra dos sistemas etiquetados como A y B, cada uno dentro de un recipiente cuyas paredes adiabáticas lo aíslan evitando cualquier flujo de calor, y cada uno con la misma temperatura, como indica el termómetro. En la parte (b), una pared de cada recipiente se ha reemplazado por una lámina de plata fija, y las dos láminas se aproximan hasta tocarse. La plata tiene mayor conductividad térmica, de manera que el calor la atraviesa rápidamente y las láminas de plata se comportan como paredes diatérmicas. Incluso aunque las paredes diatérmicas lo permitiesen, no se produciría un flujo neto de calor en la parte (b), lo que indica que los dos sistemas están en equilibrio térmico. No hay flujo neto de calor porque los dos sistemas tienen igual energía térmica que se mide por los . Vemos, entonces, que **la temperatura es el indicador del equilibrio térmico en el sentido de que no hay flujo neto de calor entre dos sistemas que están en contacto térmico si tienen la misma temperatura.**

CLAVES PARA RESOLVER



Los sistemas A y B están rodeados de paredes adiabáticas y registran la misma temperatura en un termómetro (a). Cuando el sistema A se pone en contacto térmico con el sistema B a través de paredes diatérmicas, no se produce un flujo neto de calor entre los sistemas (b).

En la figura el termómetro juega un papel importante. El sistema A está en equilibrio con el termómetro, igual que el sistema B. En cada caso, el sistema registra la misma temperatura, indicando, por tanto, que los dos poseen igual contenido de energía térmica. En consecuencia, los sistemas A y B se encuentran en equilibrio térmico uno con otro. En efecto, el termómetro es un tercer sistema. El hecho de que el sistema A y el sistema B estén cada uno en equilibrio térmico con un tercer sistema a la misma temperatura significa que están en equilibrio térmico entre sí. Este hallazgo es un ejemplo de la **ley cero de la termodinámica**.

#### ► Ley cero de la termodinámica

Dos sistemas que están individualmente en equilibrio térmico con un tercer sistema\* están en equilibrio térmico uno con el otro.

La ley cero establece que la temperatura es un indicador del equilibrio térmico e implica que todas las partes de un sistema deben estar en equilibrio térmico si el sistema tiene una temperatura definida. En otras palabras, no puede haber flujo de calor dentro de un sistema que esté en equilibrio térmico.

## LA PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

Los átomos y las moléculas de una sustancia tienen energía cinética y potencial. Esta y otros tipos de energía molecular constituyen la energía interna de una sustancia. Cuando una sustancia participa en un proceso que involucra a la energía mediante trabajo y calor, la energía interna de la sustancia puede cambiar. La relación entre trabajo, calor y cambio en la energía interna se conoce como la **primera ley de la termodinámica**.

Veremos ahora que la primera ley de la termodinámica es una expresión de la conservación de la energía. Supongamos que un sistema gana calor  $Q$  y que es el único efecto que ocurre. De acuerdo con el principio de conservación de la energía, la energía interna del sistema aumenta desde un valor inicial de  $U_i$  a un valor final de  $U_f$ , siendo el cambio  $\Delta U = U_f - U_i = Q$ . Al escribir esta ecuación usamos el convenio de que **el calor  $Q$  es positivo cuando el sistema gana calor y negativo cuando el sistema pierde calor**.

CLAVES PARA RESOLVER

La energía interna de un sistema también puede cambiar a causa del trabajo. Si un sistema realiza trabajo  $W$  sobre su entorno y no hay flujo de calor, la conservación de la energía indica que la energía interna del sistema disminuye de  $U_i$  a  $U_f$ , siendo ahora el cambio  $\Delta U = U_f - U_i = -W$ . Se incluye el signo menos con el trabajo porque adoptamos el convenio de que **el trabajo es positivo cuando se realiza por el sistema y negativo cuando se realiza sobre el sistema**.

Un sistema puede ganar o perder energía simultáneamente mediante calor  $Q$  y trabajo  $W$ . El cambio en la energía interna se debe a ambos factores y viene dado por la ecuación. Así, la **primera ley de la termodinámica** es estrictamente el principio de conservación de la energía aplicado al calor, al trabajo y a la variación de la energía interna.

### ► La primera ley de la termodinámica

La variación de energía interna de un sistema desde un valor inicial de  $U_i$  a un valor final de  $U_f$ , se debe al calor  $Q$  y al trabajo  $W$  intercambiados con el entorno:

$$\Delta U = U_f - U_i = Q - W$$

$Q$  es positivo cuando el sistema gana calor y negativo cuando pierde calor.  $W$  es positivo cuando el sistema realiza trabajo y negativo cuando el trabajo es realizado sobre el sistema.

El ejemplo ilustra el uso de la ecuación y los convenios de signo para  $Q$  y  $W$ .

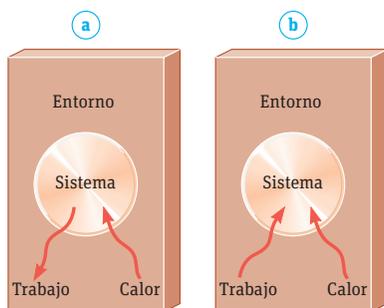


Figura a. El sistema gana energía como calor pero pierde energía al realizar trabajo (a). El sistema gana energía como calor y también gana energía porque se ha realizado trabajo sobre el sistema (b).

#### Recuerda

#### Cifras significativas

Las cifras significativas de una medida son las cifras exactas o dígitos que se conocen con precisión, más un último dígito incierto.

#### CLAVES PARA RESOLVER

- Cuando se usa la primera ley de la termodinámica como expresa la ecuación, hay que tener cuidado con los convenios adecuados para el calor  $Q$  y el trabajo  $W$ .

#### EJEMPLO TRABAJO POSITIVO Y NEGATIVO

La figura a ilustra un sistema y su entorno. En la parte (a), el sistema gana 1500 J de calor de su entorno y 2200 J de trabajo es realizado *por* el sistema sobre el entorno. En la parte (b), el sistema también gana 1500 J de calor, pero 2200 J de trabajo es realizado sobre el sistema por el entorno. En cada caso, determina el cambio en la energía interna del sistema.

#### Razonamiento

En la figura (a) el sistema pierde más energía en la realización del trabajo de la que gana en forma de calor, por tanto, la energía interna del sistema debe disminuir. Así, esperamos que el cambio en la energía interna  $\Delta U = U_f - U_i$  sea negativo. En la parte (b) del dibujo, el sistema gana energía tanto en forma de calor como de trabajo. La energía interna del sistema disminuye y esperamos una  $\Delta U$  positiva.

#### Solución

(a) El calor es positivo,  $Q = +1500$  J, puesto que es ganado por el sistema. El trabajo es positivo,  $W = +2200$  J, puesto que es realizado *por* el sistema. De acuerdo con la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta U = Q - W = (+1500 \text{ J}) - (+2200 \text{ J}) = \boxed{-700.0 \text{ J}}$$

El signo menos de  $\Delta U$  indica que la energía interna ha disminuido, como esperábamos.

(b) El calor es positivo,  $Q = +1500$  J, puesto que es ganado por el sistema. El trabajo es negativo,  $W = -2200$  J, puesto que es realizado sobre el sistema. Así:

$$\Delta U = Q - W = (+1500 \text{ J}) - (-2200 \text{ J}) = \boxed{+3700 \text{ J}}$$

El signo más de  $\Delta U$  indica que la energía interna ha aumentado, como esperábamos.

En la primera ley de la termodinámica, la energía interna  $U$ , el calor  $Q$  y el trabajo  $W$  son formas de energía, y cada una se expresa en unidades de energía, como los julios. Sin embargo, hay una diferencia fundamental entre  $U$  por una parte, y  $Q$  y  $W$  por otra.

#### EJEMPLO UN GAS IDEAL

La temperatura de tres moles de un gas ideal monoatómico se reduce de  $T_i = 540$  K a  $T_f = 350$  K por dos métodos diferentes. En el primer método, 5500 J de calor fluyen hacia el gas, mientras que en el segundo fluyen hacia el gas 1500 J. En cada caso calcula (a) el cambio en la energía interna y (b) el trabajo realizado por el gas.

#### Razonamiento

Como la energía interna de un gas monoatómico es  $U = \frac{3}{2} nRT$  ecuación y dado que los moles  $n$  son constantes, lo único que puede modificar la energía interna es un cambio en la temperatura  $T$ . Como el cambio en  $T$  es el mismo para ambos métodos, el cambio en  $U$  es también el mismo. Se puede calcular el cambio en la energía interna  $\Delta U$  desde una cierta temperatura. Luego, se puede usar la primera ley de la termodinámica con  $\Delta U$  y los valores de calor dados, para calcular el trabajo para cada uno de los métodos.

#### Solución

(a) Con base en la ecuación para la energía interna de un gas ideal monoatómico, calculamos para cada método de adición de calor que:

$$\Delta U = \frac{3}{2} nR(T_f - T_i) = \frac{3}{2} (3.0 \text{ mol}) [8.31 \text{ J}/(\text{mol K})] (350 \text{ K} - 540 \text{ K}) = \boxed{-7100 \text{ J}}$$

### EJEMPLO UN GAS IDEAL

(b) Ahora conocemos  $\Delta U$  y el calor que se da en cada método; podemos usar la ecuación ( $\Delta U = Q - W$ ) para determinar el trabajo:

$$\text{Primer método} \quad W - Q - \Delta U = 5500 \text{ J} - (-7100 \text{ J}) = \boxed{12600 \text{ J}}$$

$$\text{Segundo método} \quad W - Q - \Delta U = 1500 \text{ J} - (-7100 \text{ J}) = \boxed{8600 \text{ J}}$$

El gas realiza trabajo en cada método, pero la cantidad es mayor en el primero.

Para comprender la diferencia entre  $U$  y  $Q$  o  $W$ , consideremos el valor de  $\Delta U$  en el ejemplo 2. En ambos métodos,  $\Delta U$  es la misma. Su valor se ha obtenido una vez que se han especificado las temperaturas inicial y final porque la energía interna de un gas ideal depende solo de la temperatura. La temperatura es una de las variables (junto con la presión y el volumen) que definen el estado de un sistema. **La energía interna depende solo del estado de un sistema, no del método por el que el sistema llega a un estado dado.** En reconocimiento a esta característica, se dice que la energía interna es una **función de estado**. A diferencia de ello, el calor y el trabajo no son funciones de estado porque tienen diferente valor para cada método distinto que use el sistema para pasar de un estado a otro, como indica el ejemplo.



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. Un gas está encerrado en una cámara equipada con un pistón sin rozamiento. Se empuja el pistón hacia adentro y el gas se comprime. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones con respecto a este proceso es consistente con la primera ley de la termodinámica?
  - (a) La energía interna del gas aumentará.
  - (b) La energía interna del gas disminuirá.
  - (c) La energía interna del gas no va a cambiar.
  - (d) La energía interna del gas puede aumentar, disminuir o permanecer igual dependiendo de la cantidad de calor que el gas gane o pierda.

## EL PROCESO TÉRMICO

Un sistema puede interactuar con su entorno de muchos modos, y el calor y el trabajo que entran en juego siempre obedecen a la primera ley de la termodinámica. Esta sección introduce cuatro procesos térmicos comunes. En cada caso, el proceso se presupone **cuasiestático**, lo que significa que se produce lo suficientemente lento como para que la presión y la temperatura sean uniformes en todas las regiones del sistema en todo momento.

**Un proceso isobárico es aquel que se produce a presión constante (Figura b).** Por ejemplo, la figura muestra una sustancia (sólida, líquida o gas) dentro de una cámara equipada con un pistón sin rozamiento. La presión  $p$  experimentada por la sustancia siempre es la misma, porque está determinada por la atmósfera externa, el peso del pistón y el bloque que descansa sobre él. El calentamiento de la sustancia hace que se expanda y realice un trabajo  $W$  levantando el pistón y el bloque a lo largo de un desplazamiento. Se puede calcular el trabajo con  $W = Fs$ , donde  $F$  es el módulo de la fuerza y  $s$  el del desplazamiento.

La fuerza está generada por la presión  $p$  que actúa sobre la superficie inferior del pistón (área =  $A$ ), de acuerdo con  $F = pA$ . Con esta sustitución para  $F$ , el trabajo se convierte en  $W = (pA)s$ . Pero el producto  $As$  es el cambio en el volumen del material,  $\Delta V = V_f - V_i$ , donde  $V_f$  y  $V_i$  son los volúmenes inicial y final, respectivamente. De ese modo, la relación es:

$$\text{Proceso isobárico} \quad W = p \Delta V = p (V_f - V_i)$$

De acuerdo con nuestro convenio de signos, este resultado predice un valor positivo para el trabajo realizado por un sistema cuando se expande isobáricamente ( $V_f$  es mayor que  $V_i$ ). La ecuación también se aplica a una compresión isobárica ( $V_f$  es menor que  $V_i$ ). Entonces, el trabajo es negativo, porque para que se produzca una compresión, hay que realizar trabajo sobre el sistema. El ejemplo destaca que  $W = p \Delta V$  se aplica a cualquier sistema sólido, líquido o gas siempre que la presión permanezca constante mientras se produce el cambio de volumen.

### Reglas de las cifras significativas

1.ª REGLA. Todos los dígitos distintos de cero son siempre significativos

2.ª REGLA. Los ceros entre dígitos distintos de cero son siempre significativos.

3.ª REGLA. Los ceros al comienzo de un número nunca son significativos; solo sirven para fijar la posición del punto decimal en un número menor que 1.

4.ª REGLA. Los ceros que aparecen al final son significativos si van detrás del punto decimal.

5.ª REGLA. Los ceros al final de un número sin punto decimal pueden ser o no significativos.

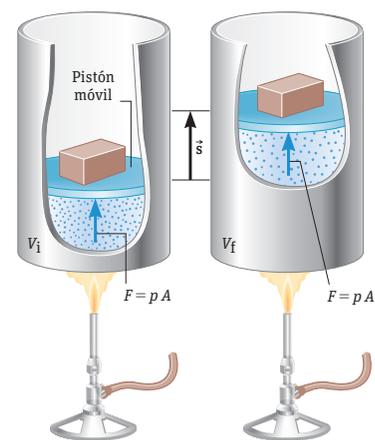
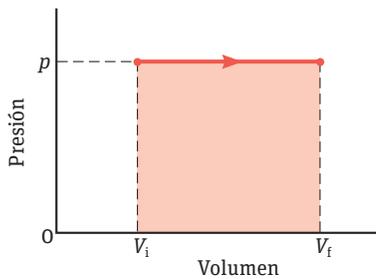


Figura b. La sustancia que está en la cámara se expande isobáricamente porque la presión permanece constante debido a la atmósfera externa y al peso del pistón y del bloque.



Para un proceso isobárico, el gráfico presión-volumen es una línea horizontal. El trabajo realizado [ $W = p(V_f - V_i)$ ] es el área rectangular coloreada bajo el gráfico.

A menudo conviene mostrar gráficamente los procesos térmicos. Por ejemplo, la figura muestra una representación de la presión frente al volumen en una expansión isobárica. Como la presión es constante, el gráfico es una línea horizontal, comenzando en el volumen inicial  $V_i$  y finalizando en el volumen final  $V_f$ . En términos de esta representación, el trabajo  $W = p(V_f - V_i)$  es el área bajo el gráfico, que es el rectángulo sombreado de altura  $p$  y anchura  $V_f - V_i$ .

Otro proceso térmico común es un **proceso isocórico, que se produce a volumen constante (Figura a)**. La figura (a) ilustra un proceso isocórico en el que una sustancia (sólida, líquida o gas) se calienta. La sustancia se expandiría si pudiese, pero el recipiente rígido mantiene el volumen constante; así, el gráfico presión-volumen que se muestra en la figura (b) es una línea recta vertical. Como el volumen es constante, la presión aumenta y la sustancia ejerce más y más fuerza contra las paredes. Aunque se pueden generar fuerzas enormes en un recipiente cerrado, no se realiza trabajo ( $W = 0$  J), porque las paredes no se mueven. Consistente con la realización de un trabajo cero, el área bajo una línea vertical en la figura (b) es cero. Como no se realiza trabajo, la primera ley de la termodinámica indica que el calor en un proceso isocórico solo sirve para cambiar la energía interna:

$$\Delta U = Q - W = Q$$

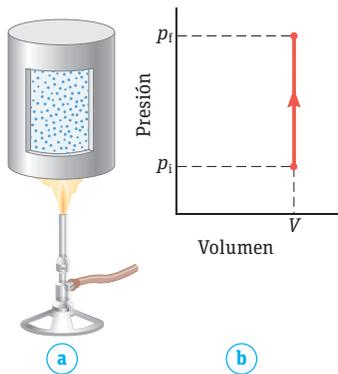


Figura a. La sustancia de la cámara se está calentando isocóricamente porque la cámara mantiene el volumen constante (a). El gráfico presión-volumen para un proceso isocórico es una línea vertical. El área bajo la curva es cero, lo que indica que no se realiza trabajo (b).

Un tercer proceso térmico importante es el **proceso isotérmico, que se produce a temperatura constante**. La próxima sección ilustra el hecho importante de un proceso isotérmico en el que el sistema es un gas ideal.

Por último, está el **proceso adiabático, que se produce sin transferencia de calor**. Como no hay transferencia de calor,  $Q$  es cero, y la primera ley indica que  $\Delta U = Q - W = -W$ . Así, cuando un sistema realiza trabajo adiabáticamente,  $W$  es positivo y la energía interna disminuye exactamente en la misma cantidad de trabajo realizado. Cuando se realiza trabajo sobre un sistema adiabáticamente,  $W$  es negativo y la energía interna disminuye en consecuencia. La próxima sección discute un proceso adiabático para un gas ideal.

Un proceso puede ser lo suficientemente complejo como para que no lo podamos identificar con ninguno de los cuatro que acabamos de discutir. Por ejemplo, la figura muestra un proceso para un gas en el que la presión, el volumen y la temperatura cambian a lo largo de la línea de X a Y. Con la ayuda del cálculo integral, podríamos probar que **el área bajo la curva del gráfico presión-volumen es el trabajo para cualquier clase de proceso**. Así, en la figura se ha coloreado el área que representa el trabajo. El volumen aumenta, por tanto, el trabajo lo realiza el gas. Este trabajo es positivo por convenio, como lo es el área. A la inversa, si un proceso reduce el volumen, el trabajo se realiza sobre el gas y este trabajo es negativo por convenio. En consecuencia, al área bajo el gráfico presión-volumen se le podría asignar un valor negativo.

### Expansión o compresión isotérmica

Cuando un sistema realiza trabajo isotérmicamente, la temperatura permanece constante (Figura b). En la parte (a), por ejemplo, un cilindro metálico contiene  $n$  moles de un gas ideal, y una gran masa de agua caliente mantiene el cilindro y el gas a la temperatura constante  $T$  kelvin. El pistón se mantiene inicialmente en un lugar de forma que el volumen del gas es  $V_i$ . Cuando la fuerza externa aplicada al pistón se reduce cuasiestáticamente, la presión disminuye a medida que el gas se expande hasta el volumen final de  $V_f$ .

La parte (b) da un gráfico de la presión ( $p = nRT/V$ ) frente al volumen del proceso. La línea roja continua del gráfico se llama isoterma (significa "temperatura constante") y representa la relación entre la presión y el volumen cuando la temperatura permanece constante. El trabajo  $W$  realizado por el gas no viene dado por  $W = p\Delta V = p(V_f - V_i)$  porque la presión no es constante. Sin embargo, el trabajo es igual al área bajo la curva.

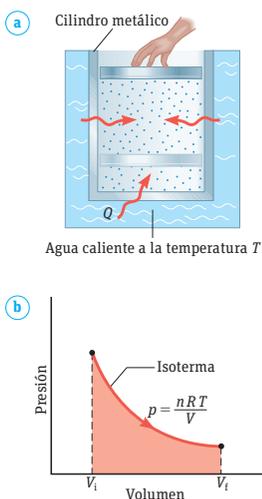


Figura b. El gas ideal en el cilindro se expande isotérmicamente a la temperatura  $T$ . La fuerza que mantiene el pistón en su sitio se reduce lentamente para que la expansión se produzca cuasiestáticamente (a). El trabajo realizado por el gas viene dado por el área coloreada (b).

### EJEMPLO EXPANSIÓN ISOTÉRMICA DE UN GAS IDEAL

Dos moles del gas monoatómico argón se expanden isotérmicamente a 298 K desde un volumen inicial de  $V_i = 0.025 \text{ m}^3$  hasta un volumen final  $V_f = 0.050 \text{ m}^3$ . Suponiendo que el argón se comporta como un gas ideal, calcula (a) el trabajo realizado por el gas, (b) el cambio en la energía interna del gas, y (c) el calor suministrado al gas.

#### Razonamiento y Solución

(a) El trabajo realizado por un gas se puede calcular con la ecuación:

$$W = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right) = (2.0 \text{ mol}) \cdot [8.31 \text{ J}/(\text{mol K})] \cdot (298 \text{ K}) \cdot \ln\left(\frac{0.050 \text{ m}^3}{0.025 \text{ m}^3}\right) = \boxed{+3400 \text{ J}}$$

(b) La energía interna de un gas ideal monoatómico es  $U = \left(\frac{3}{2}\right)nRT$  y no cambia cuando la temperatura es constante. Entonces,  $\Delta U = 0 \text{ J}$

(c) El calor suministrado  $Q$  se puede determinar a partir de la primera ley de la termodinámica:

$$\begin{aligned} Q = \Delta U + W &= 0 \text{ J} + 3400 \text{ J} = \boxed{+3400 \text{ J}} \\ &= 3,4 \times 10^3 \text{ J} \\ &= 3,4 \text{ kJ} \end{aligned}$$

### Expansión o compresión adiabática

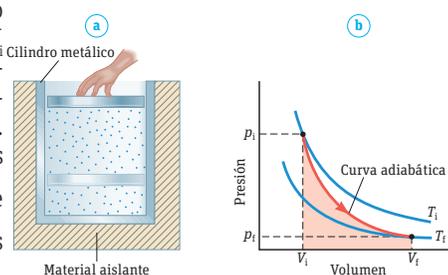
Cuando un sistema realiza trabajo adiabáticamente, no fluye calor hacia o desde el sistema. La figura (a) muestra una situación en la que  $n$  moles de un gas ideal realizan trabajo bajo condiciones adiabáticas, expandiéndose cuasiestáticamente desde un volumen inicial  $V_i$  hasta un volumen final  $V_f$ . La situación es similar a la de la expansión isotérmica de la figura anterior. Sin embargo, aquí se realiza una cantidad de trabajo diferente, porque el cilindro está rodeado por material aislante que evita salga calor de él, es decir, que  $Q = 0 \text{ J}$ . De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, el cambio en energía interna es  $\Delta U = Q - W = -W$ . Como la energía interna de un gas monoatómico es  $U = \frac{3}{2}nRT$ , se tiene directamente que  $\Delta U = U_f - U_i = \frac{3}{2}nRT(T_f - T_i)$ , donde  $T_i$  y  $T_f$  son las temperaturas kelvin inicial y final. Con esta sustitución en la relación  $\Delta U = -W$  se convierte en:

#### Expansión o compresión adiabática de un gas ideal monoatómico

$$W = \frac{3}{2}nR(T_i - T_f)$$

Cuando un gas ideal se expande adiabáticamente, realiza trabajo positivo; así,  $W$  es positivo en la ecuación. Además, el término  $T_i - T_f$  también es positivo, por lo que la temperatura final del gas debe ser menor que la temperatura inicial. La energía interna del gas se reduce para proporcionar la energía necesaria para realizar el trabajo y, como la energía interna es proporcional a la temperatura kelvin, la temperatura disminuye. La figura (b) muestra un gráfico de la presión frente al volumen para un proceso adiabático. La curva adiabática (roja) interseca la isoterma (azul) a la temperatura inicial más alta [ $T_i = p_i V_i(nR)$ ] y también a la temperatura final más baja [ $T_f = p_f V_f(nR)$ ]. El área coloreada bajo la curva adiabática representa el trabajo realizado.

Cuando un gas ideal se expande adiabáticamente, realiza trabajo positivo; así,  $W$  es positivo en la ecuación. Además, el término  $T_i - T_f$  también es positivo, por lo que la temperatura final del gas debe ser menor que la temperatura inicial. La energía interna del gas se reduce para proporcionar la energía necesaria para realizar el trabajo y, como la energía interna es proporcional a la temperatura kelvin, la temperatura disminuye. La figura (b) muestra un gráfico de la presión frente al volumen para un proceso adiabático. La curva adiabática (roja) interseca la isoterma (azul) a la temperatura inicial más alta [ $T_i = p_i V_i(nR)$ ] y también a la temperatura final más baja [ $T_f = p_f V_f(nR)$ ]. El área coloreada bajo la curva adiabática representa el trabajo realizado.



El gas ideal en el cilindro se expande adiabáticamente. La fuerza que mantiene el pistón en su sitio se reduce lentamente de forma que la expansión se produce cuasiestáticamente (a). Un gráfico de la presión frente al volumen da la curva adiabática que se muestra en rojo, la cual interseca con las isotermas (azul) a la temperatura inicial  $T_i$  y a la temperatura final  $T_f$ . El trabajo realizado por el gas viene dado por el área coloreada (b).

#### Resumen de procesos térmicos.

Tipo de proceso térmico	Trabajo realizado	Primera ley de la termodinámica ( $\Delta U = Q - W$ )
Isobárico (presión constante)	$W = p(V_f - V_i)$	$\Delta U = Q - \underbrace{p(V_f - V_i)}_W$
Isocórico (volumen constante)	$W = 0 \text{ J}$	$\Delta U = Q - \underbrace{0 \text{ J}}_W$
Isotérmico (temperatura constante)	$W = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$ (para un gas ideal)	$\underbrace{0 \text{ J}}_{\Delta U} = Q - nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$
Adiabático (sin flujo de calor)	$W = \frac{3}{2}nR(T_i - T_f)$ (para un gas ideal monoatómico)	$\Delta U = \underbrace{0 \text{ J}}_Q - \underbrace{\frac{3}{2}nR(T_i - T_f)}_W$ para un gas ideal

$$\gamma = C_p / C_v$$

$$p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma$$



## CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

Derechos del buen vivir

Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Se añaden cien julios de calor a un gas y el gas se expande a presión constante. ¿Es posible que la energía interna aumente en 100 J? **(a)** Sí. **(b)** No, el aumento de la energía interna es menor que 100 J porque el trabajo es realizado por el gas. **(c)** No; el aumento en la energía interna es mayor que 100 J porque el trabajo es realizado por el gas.
- 2 Un gas se comprime isotérmicamente y su energía interna aumenta. ¿Es un gas ideal?  
**(a)** No, porque si la temperatura de un gas ideal permanece constante, su energía debe permanecer también constante.  
**(b)** No, porque si la temperatura de un gas ideal permanece constante, su energía interna debe disminuir.  
**(c)** Sí, porque si la temperatura de un gas ideal permanece constante, su energía interna debe aumentar.
- 3 Un material sufre un proceso isocórico que también es adiabático. ¿La energía interna del material al final del proceso es  
**(a)** mayor que,  
**(b)** menor que, o  
**(c)** la misma que era.

## LA SEGUNDA LEY DE LA TERMODINÁMICA

El helado se derrite cuando se deja a temperatura ambiente en un día caluroso. Una lata de refresco fría se calienta en un día de campo caluroso. El helado y el refresco nunca se vuelven más fríos cuando se dejan en un entorno caliente, porque el calor siempre fluye espontáneamente de mayor a menor temperatura, es decir, el de mayor temperatura cede calor y el de menor temperatura gana calor. El flujo espontáneo de calor es el centro de interés de una de las leyes más importantes de toda la ciencia, la **segunda ley de la termodinámica**.

► **La segunda ley de la termodinámica:** El enunciado del flujo de calor

El calor fluye espontáneamente de una sustancia que está a temperatura más alta a otra que está a temperatura más baja y no fluye espontáneamente en el sentido inverso.

Es importante darse cuenta de que la segunda ley de la termodinámica se refiere a un aspecto de distinta naturaleza del que corresponde a la primera ley de la termodinámica. La segunda ley es un enunciado sobre la tendencia natural del calor de fluir de lo caliente a lo frío, mientras que la primera ley se refiere a la conservación de la energía y centra su atención tanto en el calor como en el trabajo. Toda una serie de dispositivos importantes dependen en su funcionamiento del calor y del trabajo, y para comprender estos dispositivos, son necesarias ambas leyes. Por ejemplo, un motor de automóvil es un tipo de máquina térmica porque aprovecha calor para producir trabajo. En la discusión de las máquinas térmicas, usaremos conjuntamente la primera y la segunda ley para analizar la eficiencia de las máquinas. Luego, veremos que los refrigeradores, los acondicionadores de aire y las bombas de calor también emplean calor y trabajo y están estrechamente relacionados con las máquinas térmicas. El modo en que operan estas tres aplicaciones también depende de estas dos leyes de la termodinámica.

## MÁQUINAS TÉRMICAS

**La física de una máquina térmica.** Es un dispositivo que usa calor para realizar trabajo. Tiene tres características esenciales:

1. Se suministra calor a la máquina a una temperatura de entrada relativamente alta desde un dispositivo llamado **fente de calor**.
2. Parte del calor entrante o absorbido se usa para realizar trabajo por la **sustancia de trabajo** de la máquina, que es el material que está en el interior de la máquina que realiza el trabajo realmente (por ejemplo, la mezcla de gasolina-aire en un motor de automóvil).
3. El remanente del calor absorbido se cede a un dispositivo llamado **fente de frío**, que tiene una temperatura más baja que la temperatura de entrada.

La figura ilustra estas características. El símbolo  $Q_c$  se refiere al calor absorbido, y el subíndice C indica el foco caliente. De forma similar, el símbolo  $Q_f$  se refiere al calor cedido y el subíndice F indica el foco frío. El símbolo  $W$  se refiere al trabajo realizado. Las barras verticales que encierran cada uno de estos tres símbolos en el dibujo se han puesto para resaltar que aquí se trabaja con los valores absolutos, o cantidades, de los símbolos. Así,  $|Q_c|$  indica la cantidad de calor absorbido,  $|Q_f|$  se refiere a la cantidad de calor cedido y  $|W|$  se refiere a la de trabajo realizado.

Para ser muy eficiente, una máquina térmica debe producir una cantidad de trabajo al menos igual que el calor añadido. Por ello, la **eficiencia**  $e$  de una máquina térmica se define como la proporción entre el trabajo realizado por la máquina  $|W|$  y el calor absorbido  $|Q_c|$ :

$$e = \frac{|W|}{|Q_c|}$$

Si todo el calor absorbido se convirtiese en trabajo, la máquina tendría una eficiencia de 1.00, puesto que  $|W| = |Q_c|$ ; y la máquina tendría una eficiencia del 100 %. **Habitualmente, las eficiencias se indican como porcentajes que se obtienen multiplicando por 100 la proporción  $|W|/|Q_c|$ .** Así, una eficiencia del 68% significaría que se usa un valor de 0.68 para la eficiencia en la ecuación.

Una máquina, como cualquier dispositivo, debe obedecer el principio de conservación de la energía. Parte del calor absorbido por la máquina  $|Q_c|$  se convierte en trabajo  $|W|$  y el remanente  $|Q_f|$  es cedido a la fuente fría (Figura a). Si no hay otras pérdidas en la máquina, el principio de conservación de la energía requiere que:

$$|Q_c| = |W| + |Q_f|$$

Resolviendo esta ecuación para  $|W|$  y sustituyendo el resultado en la ecuación, obtenemos la siguiente expresión alternativa para la eficiencia  $e$  de una máquina térmica:

$$e = \frac{|Q_c| - |Q_f|}{|Q_c|} = 1 - \frac{|Q_f|}{|Q_c|}$$

El ejemplo ilustra cómo se aplican los conceptos de eficiencia y conservación de la energía a una máquina térmica.

### Utiliza las TIC

Observa mediante este interactivo el funcionamiento de una máquina térmica:  
<http://www.youtube.com/watch?v=LSqXSpQNpUQ>.

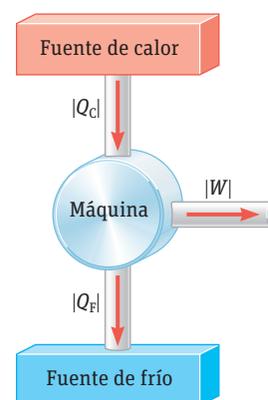


Figura a. Esta representación esquemática de una máquina térmica muestra el calor absorbido que procede de la fuente caliente ( $|Q_c|$ ), el trabajo que realiza la máquina ( $|W|$ ) y el calor que cede a la fuente fría ( $|Q_f|$ )

## PROBLEMA DE CONCEPTOS MÚLTIPLES

### EJEMPLO UN MOTOR DE AUTOMÓVIL

Un motor de automóvil tiene una eficiencia del 22.0 % y produce un trabajo de 2510 J. ¿Cuál es la cantidad de calor cedido por este motor?

#### Razonamiento

La conservación de la energía indica que la cantidad de calor cedido al foco frío es la parte del calor absorbido que no se ha convertido en trabajo.

Se conoce el trabajo y el calor absorbido se puede obtener a partir de la eficiencia del motor, que también se conoce.

#### Datos e incógnitas

Disponemos de los siguientes datos:

Descripción	Símbolo	Valor
Eficiencia del motor	$e$	22.0 % (0.220)
Cantidad de trabajo	$ W $	2510 J
<b>Variable desconocida</b>		
Cantidad de calor cedido	$ Q_f $	¿?

#### Planteamiento del problema

**PASO 1 La conservación de la energía** De acuerdo con el principio de conservación de la energía, los valores de calor absorbido  $|Q_c|$ , trabajo realizado  $|W|$  y calor cedido  $|Q_f|$  están relacionados de acuerdo con  $|Q_c| = |W| + |Q_f|$ . Al resolver para  $|Q_f|$  obtenemos la ecuación de la derecha. En este resultado,  $|W|$  es conocido, pero  $|Q_c|$  no lo es, aunque será determinado en el paso 2.

$$|Q_f| = |Q_c| - |W|$$

↑  
?

**PASO 2 La eficiencia del motor** La ecuación da la eficiencia del motor como  $e = |W|/|Q_c|$ . Resolviendo para  $|Q_c|$ , obtenemos que:

$$|Q_c| = \frac{|W|}{e}$$

$$|Q_f| = |Q_c| - |W|$$

↑  
 $|Q_c| = \frac{|W|}{e}$

el cual se puede sustituir en la ecuación, como se muestra en la columna de la derecha.

#### Solución

Combinando algebraicamente los resultados de cada paso, obtenemos que:

**PASO 1**    **PASO 2**

▼            ▼

$$|Q_f| = |Q_c| - |W| = \frac{|W|}{e} - |W|$$

La cantidad de calor cedido es, entonces:

$$|Q_f| = |W| \left( \frac{1}{e} - 1 \right) = (2510 \text{ J}) \cdot \left( \frac{1}{0.220} - 1 \right) = \boxed{8900 \text{ J}} = 8,90 \times 10^3 \text{ J}$$

#### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Cuando la eficiencia está expresada como porcentaje (por ejemplo, 22.0 %), debe convertirse a una fracción decimal (por ejemplo, 0.220) antes de incluirla en una ecuación.

## PRINCIPIO DE CARNOT Y LA MÁQUINA DE CARNOT

¿Qué es lo que hace que una máquina opere con su máxima eficiencia? El ingeniero francés Sadi Carnot (1796-1832) propuso que una máquina térmica tiene la máxima eficiencia cuando los procesos en la máquina son reversibles. **Un proceso reversible es aquel en el que tanto el sistema como su entorno pueden ser devueltos al estado exacto en el que estaban antes de que el proceso tuviese lugar.**

En un proceso reversible, tanto el sistema como su entorno pueden volver a su estado inicial. Por tanto, un proceso que comprende un mecanismo que disipa energía, como el rozamiento, no puede ser reversible, porque la energía perdida a causa del rozamiento podría alterar el sistema, el entorno o ambos. También hay otras razones distintas del rozamiento por las que un proceso puede no ser reversible. Por ejemplo, el flujo espontáneo de calor de una sustancia caliente a una sustancia fría es irreversible, incluso aunque no haya rozamiento.

Para que el calor fluya en sentido inverso, hay que realizar un trabajo, como veremos más adelante. El agente que realiza este trabajo debe estar localizado en el entorno de las sustancias calientes y frías y, en consecuencia, el entorno debe cambiar mientras el calor pasa del cuerpo frío al caliente. Como el sistema y el entorno *no* pueden ser devueltos a sus estados iniciales, el proceso del flujo de calor espontáneo es irreversible. De hecho, todos los procesos espontáneos son irreversibles, como la explosión de un producto químico inestable o el estallido de una burbuja. Cuando se usa la palabra “reversible” en relación con una máquina, no siempre nos estamos refiriendo a un engranaje que permite que la máquina haga funcionar un dispositivo en sentido inverso. Todos los autos tienen marcha atrás, por ejemplo; pero el motor de un automóvil no es termodinámicamente reversible, puesto que el rozamiento existe con independencia de la forma en que se mueva el coche.

Actualmente, la idea de que la eficiencia de una máquina térmica es máxima cuando la máquina opera de forma reversible, se conoce como el **principio de Carnot**.

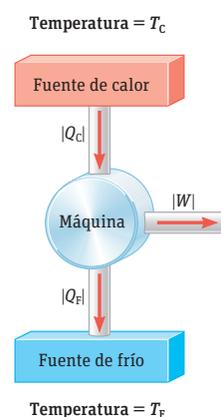
► **Principio de Carnot:** Un enunciado alternativo de la segunda ley de la termodinámica. Ninguna máquina que opera de forma no irreversible entre dos fuentes de temperatura constante puede tener una eficiencia mayor que una máquina que opera de forma reversible entre las mismas temperaturas. Además, todas las máquinas reversibles que operan entre las mismas temperaturas tienen la misma eficiencia.

Resulta llamativo que el principio de Carnot no haga referencia a la sustancia de trabajo de la máquina. No importa si la sustancia de trabajo es un gas, un líquido o un sólido. En la medida en que el proceso es reversible, la eficiencia de la máquina es máxima. Sin embargo, el principio de Carnot no afirma, ni siquiera implícitamente, que una máquina reversible tenga una eficiencia del 100 %.

Se puede demostrar que si el principio de Carnot no fuese válido, sería posible que el calor fluyese espontáneamente desde una sustancia fría a una sustancia caliente, violando la segunda ley de la termodinámica. Entonces, el principio de Carnot es, en efecto, otra manera de expresar la segunda ley.

Ninguna máquina real opera de forma reversible. No obstante, la idea de una máquina reversible proporciona una referencia útil para evaluar el rendimiento de las máquinas reales. La figura muestra una máquina reversible, llamada **máquina de Carnot**, que es particularmente útil como modelo ideal. Una característica importante de una máquina de Carnot es que todo el calor absorbido ( $|Q_c|$ ) procede del foco caliente a una única temperatura  $T_c$ , y todo el calor cedido ( $|Q_f|$ ) va al foco frío a una única temperatura  $T_f$ . Esta característica importante se destaca en el problema que se centra en el gráfico presión-volumen para una máquina de Carnot que usa un gas ideal como su sustancia de trabajo.

El principio de Carnot implica que la eficiencia de una máquina reversible es independiente de la sustancia de trabajo de la máquina y además puede depender solo de las temperaturas de los focos caliente y frío. Puesto que la eficiencia es  $e = 1 - |Q_f| / |Q_c|$  de acuerdo con la ecuación, la proporción  $|Q_f| / |Q_c|$  puede depender solo de las temperaturas del foco.



Una máquina de Carnot es una máquina reversible en la que todo el calor absorbido ( $|Q_c|$ ) procede del foco caliente a una única temperatura  $T_c$ , y todo el calor cedido ( $|Q_f|$ ) va al foco frío a una única temperatura  $T_f$ .



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. La segunda ley de la termodinámica, en la forma del principio de Carnot, indica que las máquinas térmicas más eficientes son las que operan de forma reversible entre dos temperaturas. ¿Significa esto que una máquina reversible que opera entre las temperaturas de 600 K y 400 K debe ser más eficiente que una máquina irreversible que opere entre 700 y 300 K?
2. Tres máquinas reversibles, A, B y C usan el mismo foco frío para ceder el calor que no usan. No obstante, usan diferentes focos calientes que tienen las siguientes temperaturas (A) 1000 K, (B) 1100 K y (C) 900 K. Ordena estas máquinas según la eficiencia creciente (primero la de menos eficiencia) **(a)** A, C, B; **(b)** C, B, A; **(c)** B, A, C; **(d)** C, A, B.
3. Supón que quieres mejorar la eficiencia de una máquina de Carnot. ¿Qué respuesta describe el mejor procedimiento?
  - (a)** Disminuir la temperatura kelvin del foco frío en un factor de cuatro.
  - (b)** Elevar la temperatura kelvin del foco caliente en un factor de cuatro.
  - (c)** Dividir la temperatura kelvin del foco frío a la mitad y doblar la temperatura Kelvin del foco caliente.
  - (d)** Las tres opciones dan el mismo incremento en la eficiencia.
4. Considera un hipotético dispositivo que toma 10 000 J de calor de un foco caliente y 5000 J de calor del foco frío (cuya temperatura es mayor que 0 K) y produce 15 000 J de trabajo. ¿Qué podemos decir sobre este dispositivo?
  - (a)** Viola la primera ley de la termodinámica pero no la segunda.
  - (b)** Viola la segunda ley de la termodinámica pero no la primera.
  - (c)** Viola tanto la primera como la segunda ley de la termodinámica.
  - (d)** No viola ni la primera ni la segunda ley de la termodinámica.

## CLAVES PARA RECORDAR

### ► Convección

La convección es el proceso en el que se transfiere calor de un lugar a otro por el movimiento de una masa de fluido. Durante la convección natural, la parte más caliente y menos densa de un fluido es empujada hacia arriba por una fuerza ascendente provocada por las partes circundantes más frías y densas. La convección forzada se consigue cuando un dispositivo externo, como un ventilador o una bomba, provoca el movimiento del fluido.

### ► Conducción

La conducción es el proceso por el que se transfiere calor directamente a través de un material sin que ningún movimiento aparente del material juegue papel alguno en la transferencia. Materiales que conducen bien el calor, como la mayoría de los metales, se denominan conductores térmicos. Materiales que conducen mal el calor, como la madera, el cristal y la mayoría de los plásticos, se denominan aislantes térmicos. El calor  $Q$  conducido durante un tiempo  $t$  a través de una barra de longitud  $L$  y sección transversal de área  $A$ , viene dado por la ecuación de la derecha, donde  $\Delta T$  es la diferencia de temperatura entre los extremos de la barra y  $k$  es la conductividad térmica del material.

$$Q = \frac{(kA \Delta T)t}{L}$$

### ► Radiación

La radiación es el proceso por el que se transfiere energía por medio de ondas electromagnéticas. Todos los materiales, con independencia de su temperatura, absorben y emiten ondas electromagnéticas de forma simultánea. Los objetos que son buenos absorbentes de energía radiante también son buenos emisores, y los objetos que son malos absorbentes también son malos emisores. Un objeto que absorbe toda la radiación incidente se llama cuerpo negro perfecto. Un cuerpo negro perfecto, como es un absorbente perfecto, también es un emisor perfecto.

La energía radiante  $Q$  emitida durante un tiempo  $t$  por un objeto de área  $A$  y cuya temperatura Kelvin es  $T$ , viene dada por la ley de radiación de Stefan-Boltzmann, donde  $\sigma = 5.67 \cdot 10^{-8} \text{ J}/(\text{s m}^2 \text{ K}^4)$  es la constante de Stefan-Boltzmann y  $e$  es la emisividad, un número adimensional característico de la superficie del objeto. La emisividad varía entre 0 y 1, siendo cero para una superficie no emisora y uno para un cuerpo negro perfecto.

$$Q = e\sigma T^4 A t$$

La potencia radiante neta  $P_{\text{neto}}$  emitida por un objeto con una temperatura  $T$  localizado en un entorno con una temperatura  $T_0$ , es la potencia que emite menos la que absorbe, y viene dada por la ecuación.

$$P_{\text{neto}} = e\sigma A(T^4 - T_0^4)$$

► **Las escalas de temperatura comunes**

En la escala Celsius de temperatura, hay 100 divisiones iguales entre el punto de hielo (0 °C) y el punto de vapor (100 °C). En la escala de temperaturas Fahrenheit, hay 180 divisiones iguales entre el punto de hielo (32 °F) y el punto de vapor (212 °F).

► **La escala Kelvin de temperatura**

Para el trabajo científico, la escala de temperatura adecuada es la Kelvin. Un kelvin (K) es igual en tamaño a un grado Celsius. No obstante, la temperatura  $T$  en la escala Kelvin difiere de la temperatura en la escala Celsius  $T_c$  en un factor constante aditivo de 273.15, como indica la ecuación. El límite inferior de temperatura en la escala Kelvin se llama cero absoluto y se designa como 0 K.

$$T = T_c + 273.15$$

► **Dilatación térmica lineal**

La mayor parte de las sustancias se expanden cuando se calientan. Debido a la dilatación lineal, un objeto de longitud  $L_0$  experimenta un cambio en su longitud  $\Delta L$  cuando su temperatura cambia  $\Delta T$ , como muestra la ecuación, donde  $\alpha$  es el coeficiente de dilatación lineal.

$$\Delta L = \alpha L_0 \Delta T$$

Se puede producir un esfuerzo térmico cuando un objeto que se mantiene rígidamente en un sitio, intenta expandirse o contraerse. El esfuerzo puede ser muy grande, incluso para pequeños cambios de temperatura.

Cuando cambia la temperatura, un agujero en una placa de material sólido se expande o se contrae como si el material estuviese lleno con el material circundante.

► **Dilatación térmica de volumen**

Para la dilatación de volumen, el cambio  $\Delta V$  en el volumen de un objeto de volumen  $V_0$  viene dado por la ecuación, donde  $\beta$  es el coeficiente de dilatación de volumen. Una cavidad, en un bloque de material sólido, se expande o se contrae cuando cambia su temperatura, como si la cavidad estuviese rellena con el material circundante.

$$\Delta V = \beta V_0 \Delta T$$

► **Calor y cambio de temperatura: calor específico**

El calor  $Q$  que se debe suministrar o retirar para modificar la temperatura de una sustancia de masa  $m$  en un valor  $\Delta T$  viene dado por la ecuación de la derecha, donde  $c$  es una constante conocida como calor específico.

$$Q = cm\Delta T$$

Cuando diversos materiales se ponen en contacto térmico dentro de recipientes perfectamente aislados, el principio de conservación de la energía determina que la cantidad de calor perdido por los materiales más calientes es igual a la cantidad de calor ganada por los materiales más fríos.

El calor se puede medir en una unidad llamada kilocaloría (kcal). El factor de conversión entre kilocalorías y julios se denomina equivalente mecánico del calor: 1 kcal = 4186 julios.

► **Calor y cambio de fase: calor latente**

Se puede suministrar o retirar calor para hacer que un material cambie de una fase a otra. El calor  $Q$  que hay que suministrar o retirar para que una masa  $m$  de sustancia cambie de fase viene dado por la ecuación, donde  $L$  es el calor latente de la sustancia y tiene unidades SI de J/kg. Los calores latentes de fusión, vaporización y sublimación se refieren, respectivamente, a los cambios de fase sólido/líquido, líquido/vapor y sólido/vapor.

$$Q = mL$$

► **La ley cero de la termodinámica**

Dos sistemas están en equilibrio térmico si no hay un flujo neto de calor entre ellos cuando se ponen en contacto. La temperatura es el indicador del equilibrio térmico, en el sentido de que no hay flujo de calor entre dos sistemas en contacto térmico que están a la misma temperatura. La ley cero de la termodinámica dice que dos sistemas que están individualmente en equilibrio térmico con un tercer sistema, están en equilibrio térmico entre sí.

### ► La primera ley de la termodinámica

La primera ley de la termodinámica dice que cuando un sistema intercambia calor  $Q$  y trabajo  $W$ , su energía interna cambia desde un estado inicial  $U_i$  a un estado final  $U_f$  de acuerdo con la ecuación. En esta ecuación,  $Q$  es positivo cuando el sistema gana calor y negativo cuando lo pierde.  $W$  es positivo cuando el sistema realiza trabajo y negativo cuando el trabajo se realiza sobre el sistema. La primera ley de la termodinámica es una aplicación del principio de conservación de la energía al calor, el trabajo y el cambio de energía interna.

$$\Delta U = U_f - U_i = Q - W$$

Se dice que la energía interna es una función de estado porque depende solo del estado del sistema y no del modo en que el sistema ha llegado a estar en ese estado.

### ► El proceso térmico

Un proceso térmico es cuasiestático cuando tiene lugar con la suficiente lentitud como para que exista una presión y una temperatura constantes en todas las regiones del sistema, en todo momento. Un proceso isobárico es el que se produce a presión constante. El trabajo  $W$  realizado cuando un sistema cambia a una presión constante  $p$  desde un volumen inicial  $V_i$  a un volumen final  $V_f$  viene dado por la ecuación. Un proceso isocórico es aquel que tiene lugar a volumen constante y en este proceso no se realiza trabajo. Un proceso isotérmico es el que se produce a temperatura constante. Un proceso adiabático es el que se produce sin transferencia de calor. El trabajo realizado por cualquier tipo de proceso cuasiestático viene dado por el área bajo la curva correspondiente al gráfico presión-volumen.

$$W = p \Delta V = p (V_f - V_i)$$

### ► Procesos térmicos con un gas ideal

Cuando  $n$  moles de un gas ideal cambian cuasiestáticamente desde un volumen inicial  $V_i$  a un volumen final  $V_f$  a la temperatura constante de  $T$  kelvin, el trabajo realizado viene dado por la ecuación y se dice que el proceso es isotérmico.

$$W = nRT \ln\left(\frac{V_f}{V_i}\right)$$

Cuando  $n$  moles de un gas ideal monoatómico cambia cuasiestática y adiabáticamente desde una temperatura inicial  $T_i$  hasta una temperatura final  $T_f$ , el trabajo viene dado por la ecuación. Durante un proceso adiabático, además de la ley de los gases ideales, un gas ideal cumple la ecuación, donde  $\gamma = C_p / C_v$  es la proporción entre los calores específicos a presión constante y volumen constante.

$$W = \frac{3}{2} nR (T_i - T_f)$$

$$p_i V_i^\gamma = p_f V_f^\gamma$$

### ► Máquinas térmicas

Una máquina térmica produce trabajo ( $|W|$ ) a partir de un calor absorbido que es extraído de un foco caliente ( $|Q_c|$ ) a una temperatura relativamente alta. La máquina cede calor a un foco que se encuentra a una temperatura relativamente baja ( $|Q_f|$ ).

La conservación de la energía requiere que  $|Q_c|$  sea igual a  $|W|$  más  $|Q_f|$ , como indica la ecuación.

### ► Principio de Carnot y la máquina de Carnot

Un proceso reversible es aquel en el que tanto el sistema como el entorno pueden volver exactamente al estado en que se encontraban antes de que se produjese el proceso.

El principio de Carnot es un enunciado alternativo a la segunda ley de la termodinámica. Dice que ninguna máquina irreversible que opere entre dos focos a temperatura constante puede tener una eficiencia mayor que una máquina reversible que opere entre las mismas temperaturas. Además, todas las máquinas reversibles que operan entre las mismas temperaturas tienen la misma eficiencia.

Una máquina de Carnot es una máquina reversible en la que todo el calor absorbido se origina en un foco caliente ( $|Q_c|$ ) a una única temperatura Kelvin  $T_c$  y todo el calor cedido va al foco frío ( $|Q_f|$ ) a una única temperatura Kelvin  $T_f$ .

La ecuación se aplica a las máquinas de Carnot. La eficiencia de una máquina de Carnot  $e_{\text{Carnot}}$  es la eficiencia máxima que puede tener una máquina que opere entre dos temperaturas fijas.

## Construcción de un colector termosolar



### Nos informamos

Los invernaderos son recintos cerrados y cubiertos por cristales o plásticos que se utilizan para proteger las plantas del frío. Lo hacen gracias al ambiente cálido y húmedo que se genera en su interior.

Su principio de funcionamiento es el siguiente: la radiación solar directa atraviesa el cristal y es absorbida por los cuerpos del interior; estos, a su vez, radian una energía que no puede atravesar el cristal o el plástico por tener distinta longitud de onda; de este modo, se eleva la temperatura del aire atrapado dentro. Los cuerpos pintados de negro son los que absorben más radiación solar.

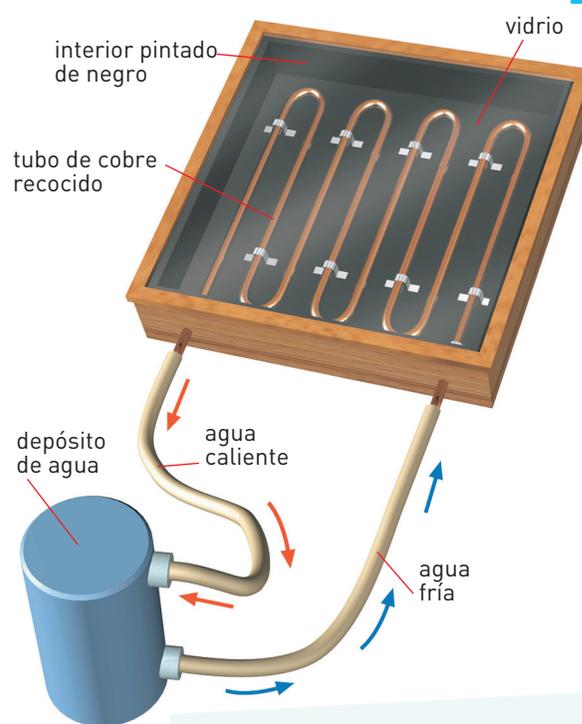
### El problema

En este trabajo de laboratorio construirás un colector termosolar. Así podrás desarrollar la habilidad para planificar y manejar soluciones técnicas y cubrir necesidades habituales en la vida cotidiana.

### Procedimiento

1. Fabrica una caja usando madera aglomerada. Unas dimensiones de  $80 \times 80 \times 10$  cm son suficientes. Las tablas pueden pegarse o clavarse.
2. Recubre el interior de la caja con corcho blanco de 0.5 cm de espesor, que se pega a la madera aglomerada.
3. Construye un serpentín con el tubo de cobre. Ten en cuenta que cuanto mayor sea la longitud del serpentín, mayor será el rendimiento del colector.
4. Pinta de negro tanto el corcho blanco interior de la caja como el tubo de cobre.
5. Coloca el serpentín en el interior de la caja y sujétalo con grapas. La entrada y la salida del tubo deben sobresalir por unos orificios practicados lateralmente.
6. Cubre la parte superior de la caja con el vidrio, sujétalo con grapas y sella con silicona todas las rendijas.
7. Pon el colector al sol y conecta un extremo del tubo a la llave del agua mediante una manguera. Deja pasar el agua lentamente por él y comprobarás que sale más caliente por el otro extremo.

Puedes aumentar más la temperatura del agua uniendo los extremos del tubo de cobre a la parte superior e inferior de un depósito de 5 L. En este circuito cerrado, el agua circulará constantemente por el colector debido a la diferencia de densidad entre el agua fría y caliente.



### MEDIDAS DE SEGURIDAD

- El cristal debe manipularse con cuidado para evitar accidentes.
- El tubo de cobre se dobla mejor usando una herramienta apropiada (dobladora de tubos).

### RELACIONA Y CONCLUYE

1. ¿Por qué crees que el tubo de cobre debe tener forma de serpentina? ¿Sería suficiente un tubo recto?
2. Justifica la conveniencia de pintar de negro el interior del colector solar.

## PROBLEMAS

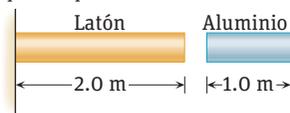
### Las escalas de temperatura comunes / La escala Kelvin de temperatura / Termómetros

- Supón que estás haciendo senderismo en el Gran Cañón. En la parte alta, la temperatura a primera hora de la mañana son unos frescos  $3\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Por la tarde, la temperatura en la parte baja del cañón ha subido a unos agradables  $34\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es la diferencia entre las temperaturas más alta y más baja en (a) grados Fahrenheit y (b) kelvin?
- Te sientes indispuesto y tu temperatura es  $312.0\text{ kelvin}$ . Convierte esta temperatura a la escala Fahrenheit.
- En la superficie de la Luna la temperatura varía desde  $375\text{ K}$  durante el día a  $1.00 \cdot 10^{-2}\text{ K}$  por la noche. ¿Cuáles son estas temperaturas en las escalas (a) Celsius y (b) Fahrenheit?
- ¿Cuál es tu temperatura corporal normal? Puede que no sean los  $98.6\text{ }^{\circ}\text{F}$  indicados a menudo como temperatura media, y que fue determinada en el siglo XIX. Un estudio más reciente ha indicado que la temperatura media es  $98.2\text{ }^{\circ}\text{F}$ . ¿Cuál es la diferencia entre ambas medias, expresada en grados Celsius?
- Trabaja en equipo:** Una mochila de  $85.0\text{ N}$  está colgando en medio de un alambre de aluminio como se muestra en el dibujo. La temperatura del alambre desciende luego en  $20.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcula la tensión en el alambre a la temperatura más baja. Supón que la distancia entre los soportes no cambia e ignora cualquier esfuerzo térmico.



### Dilatación térmica lineal

- Una parte de un oleoducto de acero tenía una longitud de  $65\text{ m}$  cuando fue instalado a una temperatura de  $18\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es el cambio en su longitud cuando la temperatura cae a los  $-45\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- Un portaviones de acero tiene  $370\text{ m}$  de longitud cuando se desplaza a través del helado Atlántico Norte a la temperatura de  $2.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál será la longitud del portaviones cuando viaje por las cálidas aguas del mar Mediterráneo a la temperatura de  $21\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?
- La Torre Eiffel es una estructura de acero cuya altura aumenta  $19.4\text{ cm}$  cuando la temperatura cambia entre  $-9$  y  $+41\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es su altura aproximada (en metros) a la temperatura más baja?
- Se perfora un agujero en una placa de cobre cuya temperatura es  $11\text{ }^{\circ}\text{C}$ . (a) Cuando la temperatura de la placa aumenta, ¿el radio del agujero será mayor o menor que su radio a  $11\text{ }^{\circ}\text{C}$ ? ¿Por qué? (b) Cuando se calienta la placa a  $110\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿en qué proporción  $\Delta r/r_0$  cambiará su radio?
- Cuando la temperatura de una moneda aumenta en  $75\text{ }^{\circ}\text{C}$ , su diámetro aumenta en  $2.3 \cdot 10^{-5}\text{ m}$ . Si el diámetro original de la moneda es  $1.8 \cdot 10^{-2}\text{ m}$ , calcula su coeficiente de dilatación lineal.
- Una varilla está hecha de plomo y otra de cuarzo. Se calientan ambas varillas y experimentan el mismo cambio de temperatura. El cambio de longitud de cada varilla es el mismo. Si la longitud inicial de la varilla de plomo es  $0.10\text{ m}$ , ¿cuál es la longitud inicial de la varilla de cuarzo?
- Las barras de latón y de aluminio del dibujo están, cada una, unidas a una pared rígida. A  $28\text{ }^{\circ}\text{C}$  el hueco entre las varillas es  $1.3 \cdot 10^{-3}\text{ m}$ . ¿A qué temperatura estará cerrado el hueco?



- Como muestra el dibujo, dos tiras delgadas de metal están atornilladas juntas en un extremo; ambas tienen la misma temperatura. Una es de acero y la otra es de aluminio. La tira de acero es  $0.10\%$  más larga que

la tira de aluminio. ¿Cuánto tendría que aumentar la temperatura de las tiras para que ambas tuviesen la misma longitud?



- Un matraz se llena con  $1.500\text{ L}$  ( $L = \text{litro}$ ) de un líquido a  $97.1\text{ }^{\circ}\text{C}$ . No obstante, cuando el líquido se enfría a  $15.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , su volumen es solo  $1.383\text{ L}$ . Desprecia la contracción del matraz y usa la tabla página 48 para identificar el líquido.
- Una esfera hueca delgada de plata tiene un radio interior de  $2.0 \cdot 10^{-2}\text{ m}$  cuando la temperatura es  $18\text{ }^{\circ}\text{C}$ . El objeto se calienta a  $147\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Calcula el cambio en su volumen interior.
- Un tubo de ensayo contiene  $2.54 \cdot 10^{-4}\text{ m}^3$  de tetracloruro de carbono líquido a una temperatura de  $75.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Este tubo de ensayo y el tetracloruro de carbono se enfrían hasta una temperatura de  $-13.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ , que está por encima de la temperatura de congelación del tetracloruro de carbono. Calcula el volumen de tetracloruro de carbono en el tubo de ensayo a  $-13.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- Supongamos que estás vendiendo sidra a dos dólares el galón cuando la temperatura es  $4.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . El coeficiente de dilatación de volumen de la sidra es  $280 \cdot 10^{-6}\text{ }^{\circ}\text{C}^{-1}$ . ¿Cuánto dinero (en centavos) podrías ganar por galón rellenando el recipiente un día en que la temperatura es  $26\text{ }^{\circ}\text{C}$ ? Ignora la expansión del recipiente.
- Idealmente, cuando se usa un termómetro para medir la temperatura de un objeto, la temperatura del propio objeto no debería cambiar. Sin embargo, si una cantidad significativa de calor fluye del objeto al termómetro, la temperatura cambiará. Un termómetro tiene una masa de  $31.0\text{ g}$ , un calor específico  $c = 815\text{ J}/(\text{kg }^{\circ}\text{C})$ , y una temperatura de  $12.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ . Si se introduce en  $119\text{ g}$  de agua, y la temperatura final del agua y el termómetro es  $41.5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿cuál era la temperatura del agua antes de introducir el termómetro en ella?
- ¿Cuánto calor hay que añadir a  $0.45\text{ kg}$  de aluminio para cambiar de un sólido a  $130\text{ }^{\circ}\text{C}$  a un líquido a  $660\text{ }^{\circ}\text{C}$  (es su temperatura de fusión). El calor latente de fusión del aluminio es  $4.0 \cdot 10^5\text{ J}/\text{kg}$ .
- Supongamos que la cantidad de calor perdida cuando  $3.0\text{ kg}$  de agua congelan a  $0.0\text{ }^{\circ}\text{C}$  fuese eliminada de alcohol etílico en su temperatura de fusión/congelación a  $-114.4\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuántos kilogramos de alcohol etílico podrían congelar?
- Calcula la masa de agua que se convierte en vapor cuando  $2.10\text{ kg}$  de mercurio a  $205\text{ }^{\circ}\text{C}$  se añaden a  $0.110\text{ kg}$  de agua a  $80.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ .
- Una masa  $m = 0.054\text{ kg}$  de vapor de benceno en su temperatura de ebullición a  $80.1\text{ }^{\circ}\text{C}$  se condensa mezclando ese vapor con agua a  $41\text{ }^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es la masa mínima de agua que se necesita para condensar todo el vapor de benceno? Supón que la mezcla y la condensación tienen lugar en un recipiente perfectamente aislado.
- El calor latente de vaporización del  $\text{H}_2\text{O}$  a la temperatura corporal ( $37.0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ) es  $2.42 \cdot 10^6\text{ J}/\text{kg}$ . Para enfriar el cuerpo de un corredor de  $75\text{ kg}$  [calor específico medio =  $3500\text{ J}/(\text{kg }^{\circ}\text{C})$ ] en  $1.5\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿cuántos kilos de agua en forma de sudor tienen que evaporarse?

**Conducción**

- 24 La cantidad de calor transferida por segundo desde los capilares sanguíneos que están debajo de la piel a la superficie es 240 J/s. La energía se transfiere a una distancia de  $2.0 \cdot 10^{-3}$  m a través de un cuerpo cuya área superficial es  $1.6 \text{ m}^2$ . Suponiendo que la conductividad térmica es la de la grasa corporal, determina la diferencia de temperaturas entre los capilares y la superficie de la piel.
- 25 Un extremo de un atizador de hierro se coloca sobre el fuego donde la temperatura es  $502 \text{ }^\circ\text{C}$  y el otro extremo se mantiene a la temperatura de  $26 \text{ }^\circ\text{C}$ . El atizador tiene  $1.2 \text{ m}$  de longitud y un radio de  $5.0 \cdot 10^{-3}$  m. Ignorando el calor perdido transversalmente a lo largo del atizador, calcula la cantidad de calor conducido de un extremo del atizador a otro en  $5.0 \text{ s}$ .

**Radiación**

- 26 Un foco 1 funciona con una temperatura de filamento de  $2700 \text{ K}$  mientras que un foco 2 tiene una temperatura de filamento de  $2100 \text{ K}$ . Ambos filamentos tienen la misma emisividad, y ambos focos irradian la misma potencia. Calcula la proporción  $A_1/A_2$  del área del filamento de los focos.
- 27 La cantidad de potencia radiante producida por el Sol es aproximadamente  $3.9 \cdot 10^{26} \text{ W}$ . Suponiendo que el Sol es un cuerpo negro perfecto esférico con un radio de  $6.96 \cdot 10^8 \text{ m}$ , calcula su temperatura superficial (en kelvin).

**La primera ley de la termodinámica**

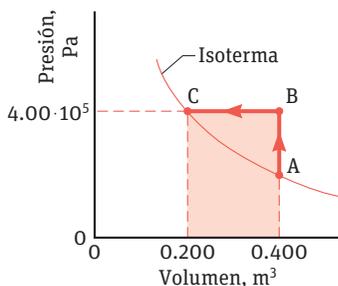
- 28 Para salir de su residencia universitaria al final del semestre, un estudiante realizó un trabajo de  $1.6 \cdot 10^4 \text{ J}$ . En el proceso, su energía interna disminuyó en  $4.2 \cdot 10^4 \text{ J}$ . Determina cada una de las siguientes magnitudes (incluyendo el signo algebraico): (a)  $W$ , (b)  $\Delta U$ , (c)  $Q$ .
- 29 Un sistema realiza  $164 \text{ J}$  de trabajo sobre su entorno y gana  $77 \text{ J}$  de calor en el proceso. Calcula el cambio en la energía interna de (a) el sistema y (b) el entorno.
- 30 Durante un proceso, un sistema realiza  $4.8 \cdot 10^4 \text{ J}$  de trabajo y recibe  $7.6 \cdot 10^4 \text{ J}$  de calor. Calcula el cambio en la energía interna del sistema.

**El proceso térmico**

- 31 Un sistema gana  $2780 \text{ J}$  de calor a una presión constante de  $1.26 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , y su energía interna aumenta en  $3990 \text{ J}$ . ¿Cuál es el cambio en el volumen del sistema? Indica si aumenta o disminuye.
- 32 Un sistema gana  $1500 \text{ J}$  de calor, mientras la energía interna del sistema aumenta en  $4500 \text{ J}$  y el volumen disminuye en  $0.010 \text{ m}^3$ . Supón que la presión es constante y calcula su valor.

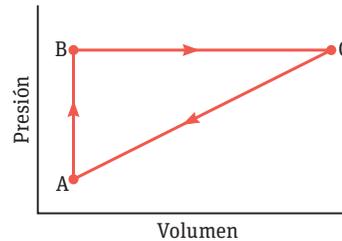
**Procesos térmicos con un gas ideal**

- 33 La presión y el volumen de un gas ideal monoatómico cambian de A a B y a C, como muestra el dibujo. La línea curvada entre A y C es una isoterma. (a) Determina el calor total del proceso y (b) especifica si el flujo de calor es hacia o desde el gas.



- 34 Un gas ideal realiza los tres procesos que se muestran en el dibujo (A → B, B → C y C → A). En general, para cada proceso, la energía interna

$U$  del gas puede cambiar porque se debe añadir o retirar calor  $Q$  del gas, y se debe realizar trabajo  $W$  sobre el gas o por el gas. Para los tres procesos que se muestran en el gráfico, calcula las cinco entradas que faltan en la tabla siguiente:



	$\Delta U$	$Q$
A → B	(b)	+561 J
B → C	+4 303 J	(c)
C → A	(d)	(e)

**Máquinas térmicas**

- 35 Una máquina térmica que absorbe energía mediante calor, usa parte de esta energía para realizar trabajo y deja escapar el resto. De forma similar, se puede ver una persona como una máquina térmica que absorbe energía interna, usa parte de ella para realizar trabajo y emite el resto como calor. Supongamos que un atleta entrenado puede funcionar como una máquina térmica con una eficiencia de 0.11. (a) ¿Cuál es la energía interna que emplea el atleta para realizar  $5.1 \cdot 10^4 \text{ J}$  de trabajo? (b) Determina la cantidad de calor que emite el atleta.

**Principio de Carnot y la máquina de Carnot**

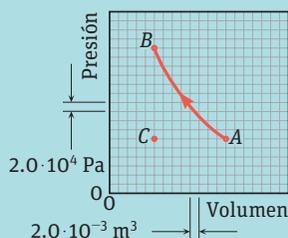
- 36 Una máquina tiene una temperatura de foco caliente de  $950 \text{ K}$  y una temperatura de foco frío de  $620 \text{ K}$ . La máquina trabaja a las tres quintas partes de su eficiencia máxima. ¿Cuál es la eficiencia de la máquina?
- 37 Una máquina de Carnot tiene una eficiencia de 0.700 y la temperatura de su foco frío es  $378 \text{ K}$ . (a) Determina la temperatura de su foco caliente. (b) Si se ceden  $5230 \text{ J}$  de calor al foco frío, ¿qué cantidad de calor entra en la máquina?
- 38 Una máquina de Carnot opera con un gran foco caliente y un foco frío muy pequeño. Como resultado, la temperatura del foco caliente permanece constante mientras que la temperatura del foco frío aumenta lentamente. Este cambio de temperatura disminuye la eficiencia de la máquina de 0.75 a 0.70. Calcula la relación entre la temperatura final del foco frío y su temperatura inicial.

## EVALUACIÓN FINAL

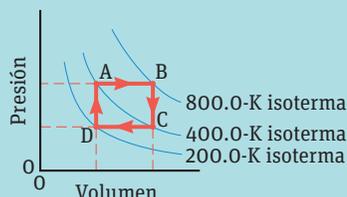
EN GRUPO RESUELVAN LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:



- Los dermatólogos eliminan con frecuencia pequeñas lesiones de piel precancerosas congelándolas rápidamente con nitrógeno líquido, a una temperatura de 77 K. ¿Cuál es esta temperatura en las escalas (a) Celsius y (b) Fahrenheit?
- Cuando la temperatura de una moneda aumenta en 75 °C, su diámetro aumenta en  $2.3 \cdot 10^{-5}$  m. Si el diámetro original de la moneda es  $1.8 \cdot 10^{-2}$  m, calcula su coeficiente de dilatación lineal.
- Una regla de acero está calibrada para dar una lectura correcta a 20.0 °C. Un delineante usa la regla a 40.0 °C para dibujar una línea en una placa de cobre a 40.0 °C. La regla caliente indicaba que la longitud de la línea era 0.50 m. ¿A qué temperatura debería enfriarse la placa para que la longitud de la línea fuese realmente 0.50 m?
- Una tetera de cobre contiene agua a 24 °C. Cuando se calienta el agua hasta su temperatura de ebullición de 100.0 °C, el volumen de la tetera se expande hasta  $1.2 \cdot 10^{-5}$  m<sup>3</sup>. Determina el volumen de la tetera a 24 °C.
- Un termo contiene 150 cm<sup>3</sup> de café a 85 °C. Para enfriar el café, añades al termo dos cubos de hielo de 11 g. Los cubos de hielo están inicialmente a 0 °C y funden completamente. ¿Cuál es la temperatura final del café? Considera el café como si fuese agua.
- La energía interna de un sistema cambia porque el sistema gana 165 J de calor y realiza 312 J de trabajo. Al volver a su estado inicial, el sistema pierde 114 J de calor. Durante este proceso de vuelta (a) ¿qué trabajo se realiza? y (b) ¿el trabajo lo realiza el sistema o se realiza sobre el sistema?
- Un sistema sufre un proceso en dos pasos. En el primer paso, la energía interna del sistema aumenta en 228 J cuando se realizan 166 J de trabajo sobre él. En el segundo paso, la energía interna del sistema aumenta en 115 J cuando se realizan 177 J de trabajo sobre él. Calcula el calor para el proceso global. ¿Qué tipo de proceso es este proceso global? Explícalo.
- El volumen de un gas cambia a lo largo de la línea curva entre A y B en el dibujo. No supongas que la línea curva es una isoterma o que el gas es ideal. (a) Calcula el trabajo en el proceso y (b) determina si el trabajo es positivo o negativo.



- El dibujo se refiere a un mol de un gas ideal monoatómico y muestra un proceso que tiene cuatro pasos, dos isobáricos (A a B, C a D) y dos isocóricos (B a C y D a A). Completa la tabla siguiente para calcular  $\Delta U$ ,  $W$  y  $Q$  (incluyendo los signos algebraicos) para cada uno de los cuatro pasos.



	$\Delta U$	$W$	$Q$
A • B			
B • C			
C • D			
D • A			

- Como resultado de una puesta a punto, la eficiencia de un motor de automóvil aumenta un 5.0 %. Para un calor absorbido de 1300 J, ¿cuánto trabajo más produce el motor después de la puesta a punto que antes?
- Una máquina de Carnot funciona entre las temperaturas de 650 y 350 K. Para mejorar la eficiencia de la máquina, se decide elevar la temperatura del foco caliente en 40 K o rebajar la temperatura del foco frío en 40 K. ¿Qué cambio supone una mejora mayor? Justifica tu respuesta calculando la eficiencia en cada caso.

### INDICADORES DE EVALUACIÓN



- Define el concepto “temperatura” y relaciona cualitativa y cuantitativamente las diferentes escalas de temperatura (°C, °F y K);
- Explica los procesos de dilatación de sólidos y líquidos, y demuestra aptitud en la resolución de ejercicios.
- Define entropía, ejemplifica situaciones en las que se demuestre que la entropía del universo tiende a aumentar y desarrolla cálculos al respecto.

# EL REY del **asfalto**

Las primeras máquinas térmicas construidas por el ser humano funcionaban con base en vapor; por ejemplo, las locomotoras llegaron a ser buenos medios de transporte y de carga que decididamente abrieron el camino hacia la modernidad.

Las máquinas de vapor son llamadas de combustión externa porque el combustible arde en sus partes exteriores, y una vez formado el vapor, pasa por cilindros y conductos; en contraste, cuando el combustible arde o se quema dentro de un cilindro, de tal forma que los gases en expansión mueven directamente el pistón, se dice que se trata de una máquina de combustión interna.

La combustión interna permitió aplicar la fuerza motriz a vehículos menores, para los que no era funcional la voluminosa máquina de vapor. A principios del siglo XIX se construyeron motores de combustión interna que funcionaban con trementina o hidrógeno, pero fue hasta el empleo de gasolina que se logró hacerlas rentables. En 1860, el inventor francés Étienne Lenoir construyó el primer motor práctico de combustión interna y, en 1876, el técnico alemán Nikolaus August Otto diseñó un motor de cuatro tiempos.

Más adelante, en 1789, Eli Whitney ideó un medio para facilitar la fabricación de cañones: en lugar de hacer una por una sus piezas particulares, las universalizó de tal modo que cada una fuera aplicable a cualquier cañón. La fabricación en serie de piezas intercambiables para cualquier artículo fue una innovación decisiva en la producción masiva de nuestros días.

Henry Ford, ingeniero estadounidense, explotó a fondo este concepto. En 1909 fabricó automóviles despachando cada uno exactamente igual al anterior, todos ellos construidos con las mismas piezas: el modelo Ford-T. Descubrió que podía acelerar la producción empleando obreros que hicieran siempre el mismo trabajo especializado con ininterrumpida regularidad. En 1913 Ford fabricaba mil modelos T

cada día. Para 1927, año en que deja de producirse este vehículo, había lanzado quince millones de unidades y el precio había descendido a 290 dólares. Entonces surgió la necesidad de cambiar anualmente el auto: los fabricantes incluían variedades, detalles e innovaciones superficiales, esto hizo que el precio se multiplicara en un factor mayor de cien, privando a las personas de las ventajas en la reducción de costos por la producción masiva.

La introducción rápida y progresiva de mejoras y refinamientos continúa desde la inclusión de neumáticos, aire acondicionado, caja de cambios automáticos, dirección hidráulica y controles eléctricos hasta sistemas de audio y video, computadoras y sensores para que el auto se estacione solo. ¡El reinado del automóvil llegó para nunca irse!... Bueno, a menos de que encontremos alternativas y hagamos posible la construcción de dispositivos pequeños para volar de manera segura, eficiente y económica... ¿Podrías afirmar que esto no sucederá?

## **Reflexiona**

Elabora un ensayo sobre una ciudad sin automóviles. Plantea cómo sería la vida, cómo se trasladarían de un sitio a otro, la seguridad del peatón y cuál sería el impacto ecológico. Extensión mínima: dos cuartillas.



(© Thinkstock)



(© Thinkstock)



(© Thinkstock)



# Bloque 3

## ESTADOS DE LA MATERIA PROPIEDADES Y COMPORTAMIENTO

### CONOCIMIENTOS

- 3.1. Líquidos, sólidos y teoría cinética
- 3.2. El estado gaseoso
- 3.3. Teoría cinético- molecular de los gases
- 3.4. Medición de la presión de los gases
- 3.5. Leyes de los gases
- 3.6. Relación entre la presión, el número de moléculas y la temperatura de un gas
- 3.7. Los gases reales
- 3.8. Propiedades de los líquidos
- 3.9. Soluciones. Componentes, tipos y propiedades
- 3.10. Concentración de una disolución

Líquidos y sólidos son los estados físicos de la mayoría de las sustancias que observamos. La teoría cinética de la materia justifica su existencia como consecuencia de las fuerzas de interacción que se establecen entre las partículas que las forman. Un razonamiento simple y sutil que nos permitirá entender por qué hay líquidos pegajosos y otros que deslizan con gran facilidad; líquidos muy volátiles u otros que pueden aceptar importantes cantidades de calor sin dejar de ser líquidos.

Los mismos razonamientos que predicen la mayor parte de las propiedades de las sustancias, nos van a explicar por qué el agua es una excepción en la que casi nada parece ser como debiera, pero gracias a ello, nuestro líquido elemento soporta la vida tal y como la conocemos.

#### Exploración de conocimientos

¿Cuáles son las características de los líquidos, sólidos y gases que permiten entender el comportamiento de los mismos en la naturaleza?

#### Objetivos:

- Establecer las propiedades de los estados de agregación molecular de la materia mediante el análisis y descripción de la teoría cinético-molecular para comprender las leyes de los gases.
- Distinguir las unidades físicas y químicas de la concentración de soluciones mediante la elaboración de diversas mezclas homogéneas en el laboratorio, para comprender su composición.

### 3.1 LÍQUIDOS, SÓLIDOS Y TEORÍA CINÉTICA

En capítulos anteriores estudiamos con detalle las características de los gases. Estos representan uno de los estados físicos en los que se puede presentar la materia, además del sólido y el líquido. En la tabla se repasan las características físicas propias de cada estado y a continuación, al igual que sucedía con los gases, se justificarán a la luz de la teoría cinética corpuscular de la materia.

#### DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- Definir las propiedades de los diferentes estados de la materia y su comportamiento, sobre todo del estado gaseoso, a partir de la descripción de las propiedades generales de los gases, de los principios de la teoría cinético-molecular de los gases, de los procesos de medición de la presión de los gases y de su relación con el número de moléculas y la temperatura.
- Interpretar las leyes de los gases a partir del diseño de trabajos experimentales en los cuales se realice una verdadera observación científica, un registro de datos para su posterior análisis y una demostración matemática.
- Relacionar la estequiometría con las leyes de los gases a partir de la identificación, descripción e interpretación de ejercicios de aplicación, de la relación existente entre los datos obtenidos durante el desarrollo de trabajos experimentales sobre el tema, de la descripción de gases reales y del análisis reflexivo de problemas contemporáneos asociados con los gases, como la contaminación atmosférica.

SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Los sólidos están formados por partículas ordenadas y rígidas unidas. Estas partículas solo tienen un ligero movimiento de vibración que aumenta al aumentar la temperatura del sólido.	Los líquidos están formados por pequeños grupos de partículas, unidos por fuerzas de valor intermedio. Estas fuerzas les obligan a mantenerse cerca, pero pueden tener un movimiento aleatorio que les permita deslizarse.	Los gases están formados por partículas libres. Las fuerzas entre ellas son nulas, de ahí que se muevan al azar, ocupando todo el espacio del recipiente donde se encuentran.

Tabla Aplicación de la teoría cinética a sólidos, líquidos y gases.

#### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 32.- La salud es un derecho que garantiza el Estado, cuya realización se vincula al ejercicio de otros derechos, entre ellos el derecho al agua, la alimentación, la educación, la cultura física, el trabajo, la seguridad social, los ambientes sanos y otros que sustentan el buen vivir.

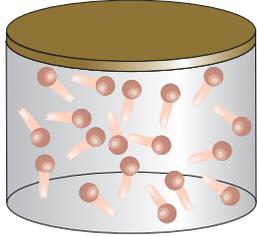
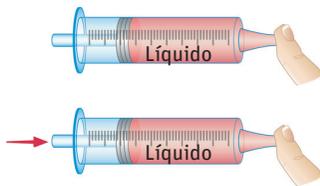
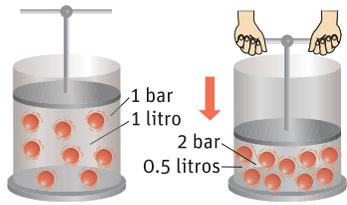
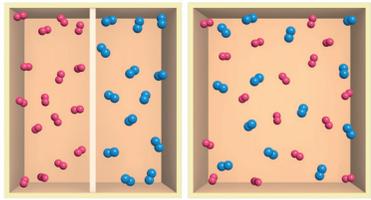
SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
<p><b>1. Tienen forma y volumen definido.</b></p>  <p>El sólido mantiene su forma y volumen aunque esté contenido en diferentes recipientes.</p>	<p><b>1. No tienen forma definida pero mantienen su volumen.</b></p>  <p>El volumen de líquido es el mismo, pero su forma se adapta a la del recipiente.</p>	<p><b>1. No tienen forma ni volumen definido.</b></p>  <p>El gas ocupa todo el recipiente adaptándose a su forma y volumen.</p>
<p><b>2. Son casi incompresibles.</b></p>  <p>Una presión elevada apenas hará disminuir el tamaño de un sólido.</p>	<p><b>2. Son muy poco compresibles.</b></p>  <p>Una presión elevada apenas hará disminuir el volumen de un líquido.</p>	<p><b>2. Son muy compresibles.</b></p>  <p>Aumentando la presión es posible reducir considerablemente el volumen de un gas.</p>
<p><b>3. Densidad elevada.</b> En general, algo más elevada que en los líquidos y mucho más que en los gases.</p>	<p><b>3. Densidad alta.</b> En general, algo menos elevada que en los sólidos y mucho más que en los gases.</p>	<p><b>3. Densidad baja.</b> Su valor varía mucho con las condiciones físicas (presión y temperatura).</p>
<p><b>4. No fluyen.</b> De forma natural, las partículas mantienen su posición.</p>	<p><b>4. Son fluidos.</b> Sus partículas deslizan con facilidad (por eso atraviesan orificios de tamaños diversos).</p>	<p><b>4. Son fluidos.</b> Sus partículas deslizan con facilidad (por eso atraviesan orificios de tamaños diversos).</p>
<p><b>5. Apenas difunden en otros sólidos.</b></p>  <p>Tras estar sometidos a presión durante mucho tiempo, algunos átomos de plomo difunden entre los de cobre.</p>	<p><b>5. Difunden en otro líquido miscible.</b></p>  <p>Una gota de tinta que cae en un vaso de agua acaba formando una mezcla homogénea. El movimiento al azar de las partículas de tinta favorece que se distribuyan por toda el agua.</p>	<p><b>5. Difunden con rapidez.</b></p>  <p>Un gas contenido en un recipiente vacío u ocupado por otro gas, llegará a distribuirse uniformemente por todo el recipiente. Es el resultado de la difusión de sus partículas.</p>

Tabla Características físicas de cada estado de agregación.

## 3.2 EL ESTADO GASEOSO

Ya sabemos que la materia se puede presentar en estado sólido, líquido o gaseoso, cada uno con sus características.

Para determinar la masa de una sustancia sólida, basta con pesarla. Si la sustancia es un líquido, habitualmente mediremos su volumen y, conociendo su densidad, podremos determinar su masa con un sencillo cálculo. Pero si la sustancia se encuentra en estado gaseoso, la situación es más complicada; el gas ocupa un volumen que depende no solo de la **cantidad de materia**, sino también de la **presión** y de la temperatura a la que se encuentre. Estas características propias de un gas se pueden medir del siguiente modo:

### Recuerda

La relación entre la masa y los moles de una sustancia pura es:

$$M_m = \frac{m}{n}$$

- **Cantidad de materia.** Pesando un recipiente vacío y un recipiente lleno de gas, podemos conocer su masa. Para expresarla como moles o moléculas, bastará con usar su **masa molar** como factor de conversión.

Este proceso tiene el inconveniente de que el aire también es un gas y suele encontrarse en el interior del recipiente antes de introducir el nuevo. Así, para pesarlo, deberíamos asegurarnos de que no hay ningún otro gas en su interior. Por ello lo habitual es medir la cantidad de materia de un gas de forma indirecta, es decir, midiendo su volumen, presión y temperatura, mediante una relación matemática, que deduciremos en este bloque.

- **Volumen.** Los gases tienen tendencia a expandirse y ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene. La unidad de volumen en el Sistema Internacional es el **metro cúbico** ( $m^3$ ), aunque con frecuencia emplearemos el **litro (L)** o alguno de sus múltiplos o submúltiplos.
- **Temperatura.** Se mide con un termómetro, habitualmente con la escala Celsius. Veremos que muchas de las relaciones entre gases requieren que la temperatura se exprese en **kelvin (K)**.
- **Presión. Magnitud** física que mide la fuerza ejercida por unidad de superficie. Su unidad de medida en el SI, es el **pascal (Pa)**, que se define como la presión ejercida cuando se aplica una fuerza de un newton (N) sobre una superficie de un metro cuadrado ( $Pa = N\ m^{-2}$ ). El Sistema Anglosajón usa la **libra fuerza por pulgada cuadrada** (psi, del inglés, pounds per square inch).

En los gases, es frecuente medir la presión en **atmósferas (atm)**, unidad referida a la presión que ejerce la atmósfera, al nivel del mar. Su valor fue determinado por el científico italiano Evangelista Torricelli en 1643.

Algunas equivalencias entre unidades de presión son:

$$1\ atm = 101\ 300\ Pa = 101.3\ kPa = 14.7\ psi$$

Para medir la presión que ejerce un gas se usa el **manómetro** (figura); aparato que se puede encontrar, por ejemplo, en los dispositivos que se usan para inflar las ruedas de los automóviles. Para medir la presión atmosférica, se emplea el **barómetro** (tradicionalmente de mercurio que, por su toxicidad, han sido prohibidos). Los barómetros actuales (similares a los manómetros) aprecian variaciones de presión en torno al valor de 1 atm, lo que ayuda a predecir el tiempo meteorológico.



Al conectar el manómetro a una rueda, medimos la presión del aire en su interior y, si es preciso, añadimos o dejamos que salga aire. Los manómetros pueden ser digitales o analógicos. (© Thinkstock)

### 3.3 TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LOS GASES

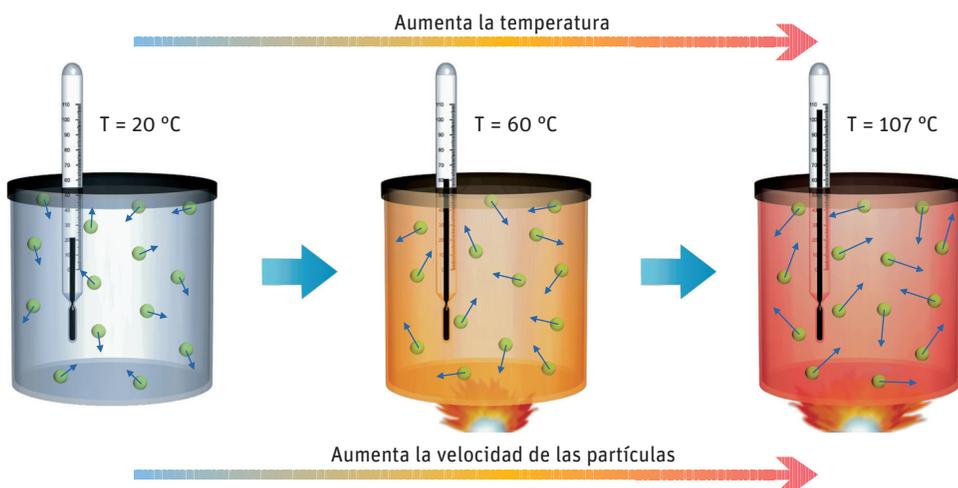
A lo largo del siglo XIX, los científicos Rudolf Clausius (Alemania, 1822-1888), James Clerk Maxwell (Escocia, 1831-1879) y Ludwig Boltzman (Austria, 1844-1906), sentaron las bases de la Teoría cinético-molecular de los gases, por medio de los siguientes postulados:

- 1 Los gases están formados por partículas muy pequeñas que son átomos (en el caso de los gases nobles) o moléculas con un reducido número de átomos (como  $H_2$ ,  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $CO_2$ , etc.).
- 2 Las fuerzas entre las partículas del gas son nulas, de ahí que esas partículas se muevan libremente.
- 3 La distancia que separa las partículas que forman el gas es muy grande en comparación con el tamaño del recipiente en que se encuentran. El volumen que ocupan las partículas del gas es despreciable en relación al volumen del recipiente, por eso podemos suponer que cada partícula del gas se mueve por todo el recipiente, como si fuese la única partícula que hubiese en su interior.
- 4 Las partículas de gas se mueven con gran rapidez en un movimiento al azar. En su movimiento, las partículas chocan con otras partículas o con las paredes del recipiente. Estos choques son perfectamente elásticos.
- 5 La energía cinética de las partículas depende solo de la temperatura del gas. Cuanto mayor sea la temperatura, mayor será su energía cinética y, en consecuencia, mayor la velocidad con que se mueven.

#### El cero absoluto de temperatura

La teoría cinética establece una relación entre la velocidad a la que se mueven las partículas de un gas y la temperatura a la que este se encuentra. Cuanto mayor es la temperatura, mayor es la velocidad de las partículas y viceversa (figura).

De acuerdo con lo anterior, podemos pensar que si se enfría un gas, sus partículas se moverán a una velocidad cada vez menor. Llegará un momento en el que esa velocidad tienda a cero, y entonces, el gas tendrá la menor temperatura posible. Esta temperatura es 0 K, el punto de inicio de la escala absoluta de temperaturas; que, como sabemos, coincide con  $-273.15\text{ }^\circ\text{C}$ .

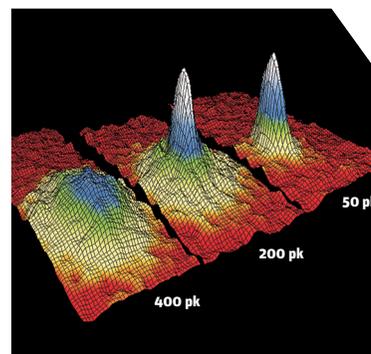


#### A TU ALREDEDOR

##### Acercarse a 0 K

Para rebajar la temperatura de un gas hasta un valor próximo a los 0 K se dirige hacia sus partículas un haz de luz láser con la intención de frenarlas y reducir así su energía cinética. Con posterioridad, se atrapan las partículas de gas frío en un campo magnético, dando lugar a un condensado Bose-Einstein.

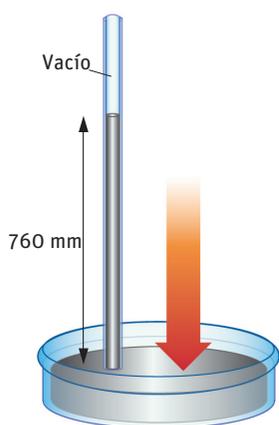
Con esta técnica, se han alcanzado temperaturas muy próximas al cero absoluto. El valor más bajo que se ha descrito hasta la fecha actual es de 450 pK y se logró en 2003, por el equipo de Wolfgang Ketterle, en los laboratorios del MIT (Massachusetts Institute of Technology).



El condensado Bose-Einstein es un estado de la materia que se da en ciertos materiales cuando se encuentran a muy baja temperatura. En la imagen se observa una muestra de algunos átomos de rubidio a medida que desciende su temperatura. El color indica las moléculas que tienen una determinada velocidad; el blanco se corresponde con las partículas de menor velocidad. (© Thinkstock)

Cuanto mayor es la temperatura, mayor velocidad tienen las partículas y por ello, mayor energía cinética.

### 3.4 MEDICIÓN DE LA PRESIÓN DE LOS GASES



Experimento de Torricelli. La presión atmosférica sostiene la columna de mercurio.

El aire es un gas tan integrado en nuestras vidas que no es extraño que hayan tenido que pasar algo más de cuatrocientos años para medir su presión, y algo menos de trescientos para averiguar que en su composición entraba el oxígeno.

No obstante, en nuestra vida cotidiana podemos señalar numerosas experiencias que nos muestran la existencia de los gases y el efecto de la presión que ejercen; por ejemplo, al introducir un popote en un vaso de refresco, vemos que el líquido alcanza el mismo nivel dentro, que fuera de él. Esto se debe a que el aire dentro del popote ejerce una presión que impide que suba el líquido en su interior; es la **presión atmosférica**. Para que el líquido ascienda dentro del popote, es necesario succionar haciendo el vacío en el interior. Torricelli midió la presión atmosférica de forma similar como se muestra en la figura. Colocó mercurio (Hg) en una cubeta de boca abierta, de forma que la atmósfera ejerciera presión sobre su superficie. A continuación llenó con mercurio un tubo de vidrio y, sin sacarlo de la cubeta, lo invirtió de forma que sus bordes estuviesen siempre introducidos en el mercurio. Comprobó que, cualquiera que fuese el tamaño del tubo, el nivel del mercurio en su interior no superaba 760 mm de altura.

Torricelli dedujo que esto sucedía porque la presión que ejerce la atmósfera sobre el mercurio de la cubeta es igual a la que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura. Observa que, como inicialmente el tubo estaba lleno de mercurio, en su parte superior hay vacío ocupado solo por unos pocos átomos de mercurio que se han vaporizado y cuya presión se puede despreciar.

Conociendo la densidad del mercurio ( $13.58 \text{ g cm}^{-3}$ ), es posible establecer la relación entre la unidad atmósfera y la unidad pascal:

$$p = \frac{F}{S}$$

Teniendo en cuenta que  $F = m g$ , es el peso de la columna de Hg;  $m = d V$ , es la masa de la columna de Hg; y  $V = S h$ , es el volumen de la columna de Hg, se tiene que:

$$p = \frac{mg}{S} = \frac{dVg}{S} = \frac{dShg}{S} \Rightarrow p = dhg$$

Sustituyendo los valores conocidos:

$$p = 13.58 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} \cdot \frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} \cdot 0.76 \text{ m} \cdot 9.81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Otras equivalencias entre unidades de presión son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 1.013 \text{ bar} = 1013 \text{ mbar (milibar)}$$

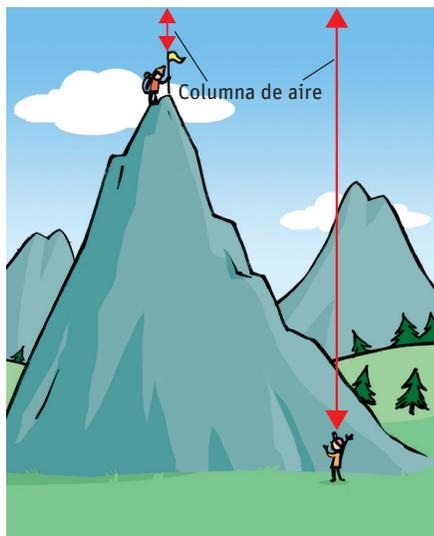


Figura a. La presión atmosférica al nivel del mar es mayor que en lo alto de una montaña porque la columna de aire que tenemos sobre nosotros en el primer caso, es mayor.

La presión en un determinado lugar, depende de la altura de la columna de aire que haya sobre él; así, la presión atmosférica al nivel del mar es mayor que en lo alto de una montaña (Figura a). Se puede establecer una relación entre la presión atmosférica en un lugar y la altura del mismo, gracias a unos aparatos llamados altímetros.

La presión también depende de la temperatura, por eso se pueden usar los valores de la presión y su evolución para predecir el tiempo atmosférico. En las predicciones meteorológicas, es frecuente expresar la presión en hPa (hectopascuales), en lugar de en pascuales  $1 \text{ atm} = 1.013 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 1013 \text{ hPa}$ .

## 3.5 LEYES DE LOS GASES

### Ley de Boyle

En los siglos XVII y XVIII los científicos abordaron el estudio de los gases. Sus trabajos permitieron deducir una serie de leyes para predecir el comportamiento de un gas cuando sufría una transformación. Con posterioridad, se estableció una teoría científica, la Teoría cinética de los gases, que explicaba por qué estos tenían el comportamiento que se desprendía de las leyes. El conjunto es un buen ejemplo de aplicación del método científico.

Como hemos visto al comienzo de este capítulo, para estudiar un gas hay que manejar cuatro magnitudes: la cantidad de materia, el volumen, la temperatura y la presión. En cada caso, los estudios que condujeron al establecimiento de cada una de las leyes mantenían constante el valor de dos de estas magnitudes; introducían modificaciones en la tercera y medían el resultado que se producía en la cuarta.

### Ley de Boyle-Mariotte. Relación p-V de un gas

En el siglo XVII, el científico inglés Robert Boyle y el francés Edme Mariotte, estudiaron cómo variaba el volumen de un gas, al modificar la presión que se ejercía sobre él, manteniendo constante la cantidad de gas y la temperatura.

El dispositivo que utilizaron era similar al de la figura. Consiste en un tubo acodado donde se introduce una determinada cantidad de mercurio, quedando en la parte cerrada del tubo una cierta cantidad de gas. La escala graduada permite medir el volumen de gas atrapado y, la diferencia de la altura del mercurio en las dos columnas, la presión a la que está sometido.

Sin que varíe la temperatura, se añade más mercurio por la parte abierta del tubo, aumentando así la presión del gas atrapado y reduciendo su volumen.

Realizando una serie de mediciones, se obtiene una tabla de datos (Tabla) cuya representación gráfica se puede ver en la figura.

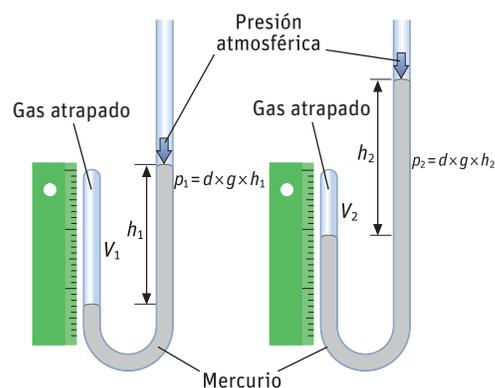
$p$ (cm Hg)	$V$ (cm <sup>3</sup> )	$pV$
81	44	3564
99.6	36	3586
127.8	28	3578
162.8	22	3582
197.9	18	3562
255	14	3570

Variación del volumen de un gas al variar la presión.

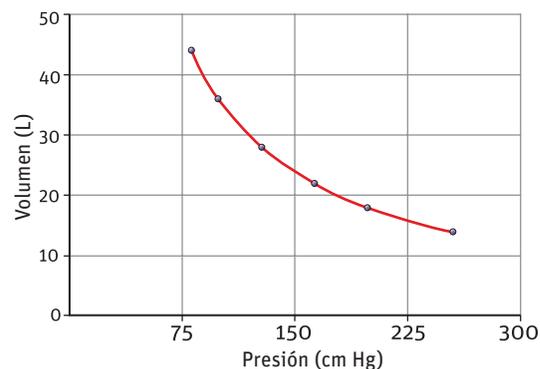
Si se realiza la experiencia con otra cantidad de gas, o a otras temperaturas, se obtienen gráficas similares aunque algo desplazadas respecto de la anterior.

► **Ley Boyle-Mariotte:** Cuando un gas experimenta transformaciones a temperatura constante, la presión que ejerce es inversamente proporcional al volumen que ocupa. Matemáticamente se puede expresar:

$$pV = \text{cte.} \Rightarrow p_1V_1 = p_2V_2$$



Experimento de Boyle-Mariotte.



A temperatura constante, el producto de la presión por el volumen de un gas, permanece constante.

En los cálculos de la ley de Boyle, la presión y el volumen se pueden expresar en cualquier unidad, siempre que sea la misma en los dos estados.

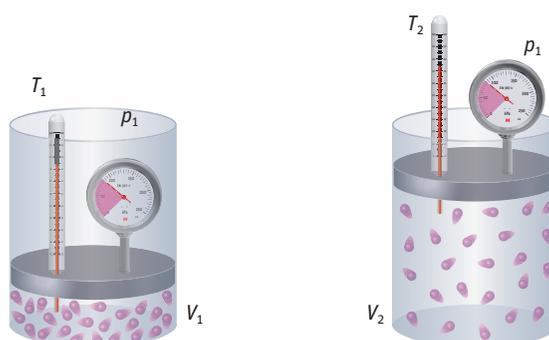


Grabado que muestra el despegue en Tullerías (París), de un globo de hidrógeno pilotado por J. A. Charles. La proeza se realizó el 1 de diciembre de 1783; subió a más de 3000 m y estuvo en el aire dos horas y cinco minutos. Fue todo un récord.

## LEY DE CHARLES. RELACIÓN V-T DE UN GAS

A finales del siglo XVIII, el científico francés Jaques Alexander Charles (1746-1823) analizó las variaciones que experimentaba el volumen de un gas cuando cambiaba su temperatura mientras se mantenía constante la presión a la que se encontraba. Charles era un gran aficionado a los globos aerostáticos, lo que le permitió comprobar el aumento del volumen del globo cuando se calentaba el gas y su disminución cuando dejaba de calentarse. Todo ello a la presión atmosférica ambiental, que se mantenía constante.

En el laboratorio podemos hacer experiencias similares usando un cilindro de émbolo móvil, con un termómetro que permita medir la temperatura y un manómetro para controlar la presión. Para un valor concreto de la presión  $p_1$  vamos calentando el gas a distintas temperaturas y anotando el valor que debe tener el volumen para que esa presión no experimente variación. Hacemos varias series de experimentos, para distintos valores de la presión del gas:  $p_2$ ,  $p_3$ , etc. (figura).



Experimento de Charles. Si la presión permanece constante, un aumento de temperatura produce un aumento del volumen del gas.

En la tabla se muestran los valores que se pueden obtener en tres de esas experiencias, y en la figura, su representación gráfica.

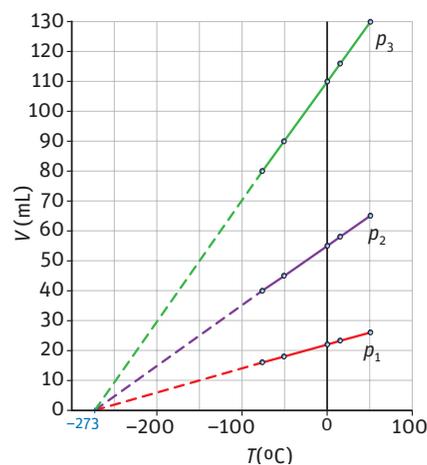
EXPERIENCIA 1 ( $p_1$ )	
T (°C)	V (mL)
-73	16
-48	18
2	22
27	24
52	26

Volumen de un gas a distintas temperaturas cuando la presión es constante.

EXPERIENCIA 2 ( $p_2$ )	
T (°C)	V (mL)
-73	40
-48	45
2	55
27	60
52	65

A presión constante, el volumen y la temperatura de un gas son magnitudes directamente proporcionales.

EXPERIENCIA 3 ( $p_3$ )	
T (°C)	V (mL)
-73	80
-48	90
2	110
27	120
52	130



Podemos concluir que cuando una cierta cantidad de gas experimenta cambios a presión constante, el volumen que ocupa y la temperatura a la que se encuentra son magnitudes directamente proporcionales. Si prolongamos las gráficas hacia valores cada vez más bajos de volumen y temperatura, vemos que en todos los casos, el gas tendrá un volumen 0 cuando la temperatura sea  $-273.15$  °C. Esto llevó a establecer una nueva escala de temperaturas, la escala Kelvin o absoluta, que tiene como 0 la temperatura de  $-273.15$  °C, y un intervalo igual al centígrado. Como sabemos, la relación entre ambas escalas es:  $K = °C + 273.15$ .

Con los valores obtenidos en las experiencias anteriores y expresando la temperatura en kelvin, obtenemos los datos de la tabla y una nueva gráfica (figura).

**Tabla** Variación del volumen de un gas a distintas temperaturas (en K) a presión constante.

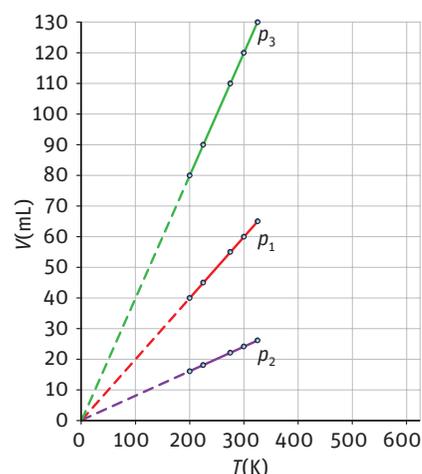
EXPERIENCIA 1 ( $P_1$ )				EXPERIENCIA 2 ( $P_2$ )				EXPERIENCIA 3 ( $P_3$ )			
T (°C)	T (K)	V (mL)	$\frac{V}{T}$	T (°C)	T (K)	V (mL)	$\frac{V}{T}$	T (°C)	T (K)	V (mL)	$\frac{V}{T}$
-73	200	16	0.08	-73	200	40	0.2	-73	200	80	0.4
-48	225	18	0.08	-48	225	45	0.2	-48	75	90	0.4
2	275	22	0.08	2	275	55	0.2	2	100	110	0.4
27	300	24	0.08	27	300	60	0.2	27	125	120	0.4
52	325	26	0.08	52	325	65	0.2	52	150	130	0.4

A partir de estos resultados se obtiene la relación matemática entre el volumen de un gas y su temperatura absoluta a presión constante; lo que hace posible enunciar la ley de Charles.

► Ley de Charles. Cuando un gas experimenta transformaciones a presión constante, la relación entre el volumen que ocupa y su temperatura absoluta, es de proporcionalidad directa.

$$\frac{V}{T} = cte. \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Con la escala absoluta, a 0 K el volumen es de 0 L.



### EJERCICIOS RESUELTOS

1 Un gas ocupa un volumen de 3.00 L a la presión de 700 mm Hg. ¿Cuál será su presión si el volumen pasa a ser de 650 cm<sup>3</sup>, sin que varíe su temperatura?

**Solución**

1 ► La cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes. Varían la presión y el volumen.

ESTADO 1	ESTADO 2
$V_1 = 3 \text{ L}$	$V_2 = 650 \text{ cm}^3$
$p_1 = 700 \text{ mm Hg}$	$p_2 = ?$

2 ► La ley que se cumple es la de Boyle-Mariotte:

$$pV = cte. \Rightarrow p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 V_1}{V_2} = \frac{700 \text{ mm Hg} \cdot 0.650 \text{ L}}{3 \text{ L}} = 152 \text{ mm Hg}$$

2 El indicador de una ampolla de émbolo móvil señala 800.0 cm<sup>3</sup> cuando la temperatura del gas que contiene es 80.00 °C. ¿Qué temperatura marcará el termómetro cuando el indicador señale 1.5 L? El manómetro de la ampolla señala que la presión del gas es, en todo momento, 10<sup>2</sup> hPa.

**Solución**

1 ► Varían la temperatura y el volumen del gas, mientras que la cantidad y la presión se mantienen constantes.

ESTADO 1	ESTADO 2
$V_1 = 800 \text{ cm}^3$	$V_2 = 1.5 \text{ L}$
$T_1 = 80 \text{ °C}$	$T_2 = ?$

2 ► Se cumple la ley de Charles. En los cálculos se puede expresar el volumen en cualquier unidad, siempre que sea la misma en los dos estados; la temperatura debe expresarse siempre en K:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0.8 \text{ L}}{(80+273) \text{ K}} = \frac{1.5 \text{ L}}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{1.5 \text{ L} \cdot 353 \text{ K}}{0.8 \text{ L}} = 661.9 \text{ K} = 388.7 \text{ °C}$$

### CLAVES PARA RESOLVER

- Identifica las características de los estados 1 y 2 del gas, analizando qué magnitudes permanecen constantes y cuáles cambian.
- Elige la ley adecuada, teniendo en cuenta las unidades en que se expresan las magnitudes.



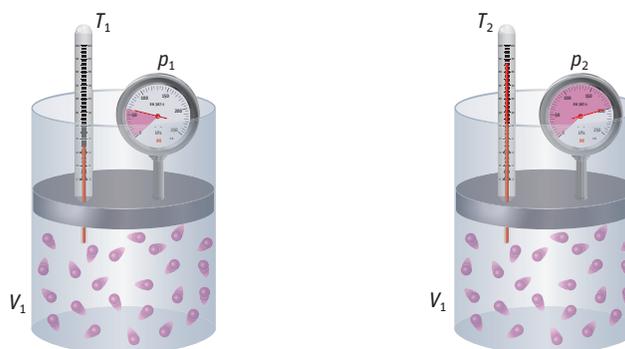
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- Un gas ocupa un volumen de 3 L a la presión de 700 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará si su presión se duplica, sin que varíe su temperatura?
- En una ampolla de émbolo móvil tenemos una cierta cantidad de gas que ocupa 800 cm<sup>3</sup> y se encuentra a 50 °C. ¿Qué volumen ocupará si el gas se enfría hasta -50 °C sin variar la presión?

## LEY DE GAY-LUSSAC. RELACIÓN P-T DE UN GAS

También en los últimos años del siglo XVIII, el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) estudió la relación entre la presión de un gas y su temperatura, cuando se sometía a transformaciones en las que se mantenía constante el volumen del recipiente. Como resultado enunció una ley en 1800.

Podemos reproducir su experiencia con un cilindro de émbolo fijo (para trabajar a volumen constante), al que se conecta un manómetro para medir la presión y un termómetro para medir la temperatura (figura).

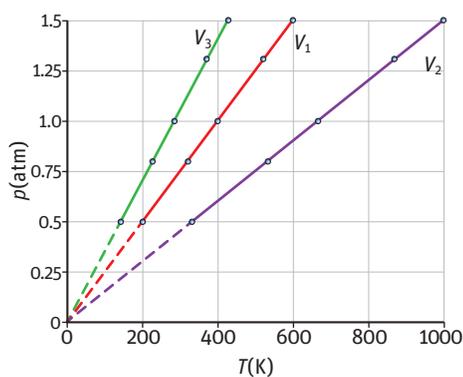


Experimento de Gay-Lussac. Si el volumen permanece constante, un aumento de temperatura produce un aumento de la presión del gas.

Fijamos en el cilindro un volumen,  $V_1$ ; lo calentamos y anotamos el valor de la presión para distintas temperaturas. En nuevas series de experimentos, repetimos el proceso a distintos volúmenes fijos ( $V_2$ ,  $V_3$ , etc.) y recogemos los resultados en tablas (Tabla).

EXPERIENCIA 1 ( $V_1$ )				EXPERIENCIA 2 ( $V_2$ )				EXPERIENCIA 3 ( $V_3$ )			
$T$ (°C)	$T$ (K)	$p$ (atm)	$\frac{p}{T}$	$T$ (°C)	$T$ (K)	$p$ (atm)	$\frac{p}{T}$	$T$ (°C)	$T$ (K)	$p$ (atm)	$\frac{p}{T}$
-73	200	0.21	$1.2 \cdot 10^{-3}$	-73	200	0.32	$1.6 \cdot 10^{-3}$	-73	200	0.68	$3.4 \cdot 10^{-3}$
-48	225	0.24	$1.1 \cdot 10^{-3}$	-48	225	0.36	$1.6 \cdot 10^{-3}$	-48	225	0.77	$3.4 \cdot 10^{-3}$
2	275	0.29	$1.1 \cdot 10^{-3}$	2	275	0.43	$1.6 \cdot 10^{-3}$	2	275	0.94	$3.4 \cdot 10^{-3}$
27	300	0.32	$1.1 \cdot 10^{-3}$	27	300	0.47	$1.6 \cdot 10^{-3}$	27	300	1.03	$3.4 \cdot 10^{-3}$
52	325	0.34	$1.1 \cdot 10^{-3}$	52	325	0.51	$1.6 \cdot 10^{-3}$	52	325	1.11	$3.4 \cdot 10^{-3}$

**Tabla** Variación del volumen de un gas a distintas temperaturas cuando la presión es constante.



Al representar gráficamente los valores obtenidos (ver figura), se comprueba que, a volumen constante, la presión y la temperatura de un gas son magnitudes directamente proporcionales, lo que hace posible enunciar la ley de Gay-Lussac.

► **Ley de Gay-Lussac:** Cuando un gas experimenta transformaciones a volumen constante, la relación entre la presión que ejerce y su temperatura absoluta es de proporcionalidad directa.

$$\frac{p}{T} = cte. \Rightarrow \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Empleando la escala de temperatura absoluta, a 0 K le corresponde una presión de 0 atm.

## EJERCICIOS RESUELTOS

En una bombona de 500.0 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 2.5 atm cuando se encuentra a 50 °C. ¿A qué temperatura tendrá que estar el gas para que la presión se reduzca a la mitad?

### Solución

- 1 ▶ Varían la temperatura y la presión, mientras que la cantidad y el volumen del gas, permanecen constantes (la bombona es la misma en todo el proceso).

ESTADO 1	ESTADO 2
$p_1 = 2.5 \text{ atm}$	$p_2 = 1.25 \text{ atm}$
$T_1 = 50 \text{ °C}$	$T_2 = ?$

- 2 ▶ Según los datos planteados, podemos decir que se cumple la ley de Gay-Lussac.

En los cálculos podemos expresar la presión en cualquier unidad, siempre que sea la misma en los dos estados, pero la temperatura debe expresarse siempre en kelvin.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2.5 \text{ atm}}{(50+273)\text{K}} = \frac{1.25 \text{ atm}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{1.25 \text{ atm} \cdot 323 \text{ K}}{2.5 \text{ atm}} = 161.5 \text{ K} = -111.5 \text{ °C}$$

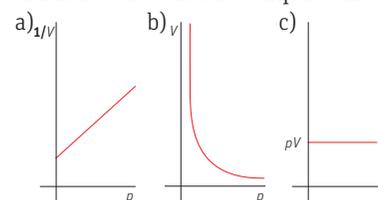
Nota: observa que cuando alcanza los 433 °C, el gas habrá duplicado la presión, con independencia de cuál fuese la presión inicial.

## CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Identifica las características de los estados 1 y 2 del gas.
- ▶ Aplica la ley adecuada.

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- ¿En cuánto cambia la presión de un gas si su temperatura pasa de 50 °C a 100 °C, a volumen constante? Y si duplicamos la presión, ¿qué ocurrirá con su temperatura?
- Indica cuál de las siguientes gráficas representa la variación de la presión de un gas al modificar el volumen del recipiente, manteniendo constante la temperatura:



## A TU ALREDEDOR

### Latas que explotan y latas que se arrugan

Algunos botes de *spray* que contienen desodorante, insecticida o productos similares, llevan la indicación de que no se apliquen sobre una llama ni se tiren a un foco de calor, aun cuando parezca que se ha terminado su contenido.

Para su funcionamiento, estos botes contienen un gas propelente inflamable (butano o propano) que, aplicado sobre una llama de fuego, provocaría una llamarada que podría hacer que el bote explotase.



Cuando parece que el *spray* se ha terminado, en su interior queda algo de gas, pero la presión dentro del bote es igual a la del exterior. Si entonces lo exponemos a una fuente de calor, el gas del interior aumenta su temperatura, con el consiguiente aumento de la presión, pudiendo llegar a estallar.



Por el mismo motivo, si calentamos un bote de refresco en el que queden restos del líquido y luego (siempre con unas pinzas) lo introducimos en un recipiente con agua fría, veremos que el bote se arruga. Al introducir el bote en el agua fría, el gas que había en su interior se enfría rápidamente, lo que reduce la presión que ejerce contra las paredes desde dentro. La presión exterior sobre el bote es ahora mayor que la interior y hace que sus paredes se aproximen.

## LOS GASES IDEALES

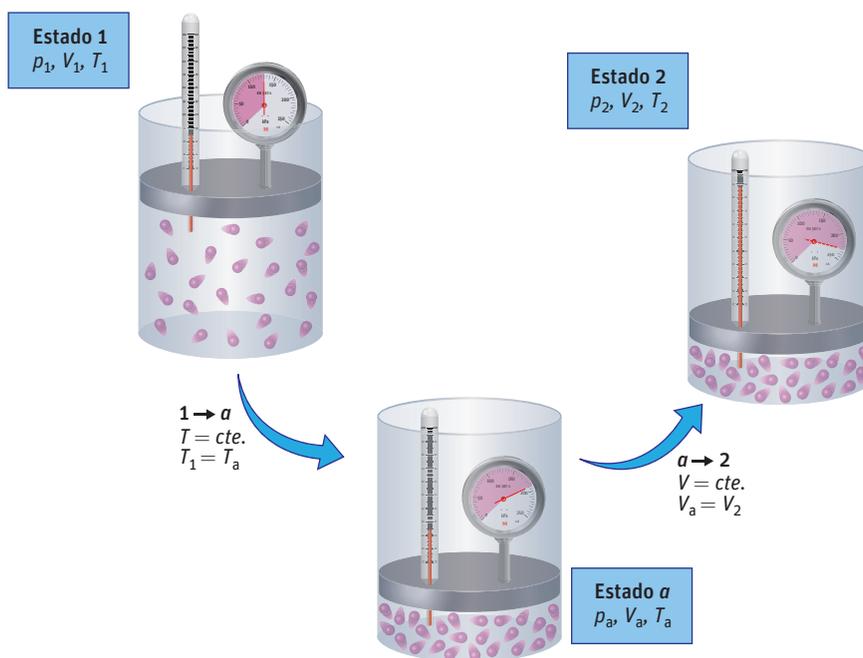
El hidrógeno, el oxígeno y el nitrógeno, entre otros, son gases que cumplen perfectamente las leyes establecidas por Boyle-Mariotte, Charles y Gay-Lussac. Se les denomina **gases ideales**, a diferencia de los gases reales que estudiaremos al final de este bloque.

Como hemos visto, cada una de estas leyes se estableció estudiando el comportamiento de una determinada cantidad de gas cuando se mantenía constante una magnitud física (temperatura, presión o volumen), se variaba una segunda magnitud y se medía el efecto sobre una tercera.

Lo habitual es que cuando un gas experimenta una de estas transformaciones, cambie cualquiera de estas magnitudes, por lo que las leyes que rigen este comportamiento deben deducirse de las establecidas de forma experimental, y que acabamos de señalar.

Supongamos, como se muestra en la figura, que tenemos un gas en un *estado 1*, caracterizado por unos valores concretos de volumen, presión y temperatura:  $V_1$ ,  $p_1$  y  $T_1$ , que experimenta una transformación hasta un *estado 2*, caracterizado por los valores  $V_2$ ,  $p_2$  y  $T_2$ , en principio, diferentes de los del estado anterior.

Podremos establecer relaciones entre las tres magnitudes si suponemos que el paso de 1 a 2 no se realiza directamente, sino a través de un intermedio, que llamaremos *estado a*, de tal manera que la transformación  $1 \rightarrow a$  se realice manteniendo constante una de las magnitudes (por ejemplo, la temperatura), y la transformación  $a \rightarrow 2$ , se realice manteniendo constante otra magnitud (por ejemplo, el volumen).



**Transformación con variación de presión, volumen y temperatura en dos pasos: el primero, a temperatura constante; y el segundo, a volumen constante.**

A partir de este experimento es posible deducir una expresión general que explique el comportamiento de los gases ideales cuando se modifica cualquiera de las magnitudes que determinan su comportamiento (presión, volumen, temperatura).

## Cómo deducir la ecuación combinada de los gases ideales

Para deducir una ecuación general de los gases ideales hay que estudiar cada una de las transformaciones de la experiencia anterior, paso a paso.

1. Proceso a temperatura constante  
Transformación 1 → a

Se cumple la ley de Boyle-Mariotte, ya que, al mantener constante la temperatura, se produce un aumento de presión con la correspondiente disminución del volumen:

$$(1) p_1 V_1 = p_a V_a$$

2. Proceso a volumen constante  
Transformación a → 2

Se cumple la ley de Gay-Lussac, ya que, al mantener constante el volumen, se produce un aumento de la temperatura con el correspondiente aumento de la presión:

$$(2) \frac{p_a}{T_a} = \frac{p_2}{T_2}$$

3. Proceso global  
Transformación 1 → 2

Como  $T_1 = T_a$  y  $V_a = V_2$ , las expresiones (1) y (2) se pueden escribir:

$$(1) p_1 V_1 = p_a V_2 \quad (2) \frac{p_a}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Despejando  $p_a$  en ambas expresiones e igualándolas, se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} (1) p_a = \frac{p_1 V_1}{V_2} \\ (2) p_a = \frac{T_1 p_2}{T_2} \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{p_1 V_1}{V_2} = \frac{T_1 p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Esta expresión se conoce como ecuación combinada o general de los gases ideales.

- La ecuación combinada o ecuación general de los gases ideales relaciona la presión, el volumen y la temperatura de un gas en un estado con la presión, el volumen y la temperatura del gas en otro estado diferente.

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

En la ecuación de los gases ideales, la presión y el volumen se pueden expresar en cualquier unidad, siempre que sea la misma en ambos miembros, pero la temperatura debe expresarse siempre en kelvin (K).

Al considerar constante cada una de las magnitudes, esta ecuación engloba las tres leyes experimentales de los gases que hemos estudiado, como se puede comprobar en la Tabla 1.

A TEMPERATURA CONSTANTE	$T_1 = T_2$	$\frac{p_1 V_1}{\cancel{T_1}} = \frac{p_2 V_2}{\cancel{T_2}}$	$p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow$ Ley de Boyle-Mariotte
A PRESIÓN CONSTANTE	$p_1 = p_2$	$\frac{p_1 \cancel{V_1}}{T_1} = \frac{p_2 \cancel{V_2}}{T_2}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow$ Ley de Charles
A VOLUMEN CONSTANTE	$V_1 = V_2$	$\frac{p_1 \cancel{V_1}}{T_1} = \frac{p_2 \cancel{V_2}}{T_2}$	$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow$ Ley de Gay Lussac

La ecuación combinada de los gases ideales cumple las leyes experimentales de Boyle-Mariotte, Charles y Gay Lussac.

## CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ► Identifica las características del estado 1 y 2 del gas.
- 2 ► Asegúrate de que las cantidades de p y V en ambos estados se encuentran en las mismas unidades y que la T está en kelvin.
- 3 ► Aplica la ecuación combinada de los gases ideales.



## CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

### Derechos del buen vivir

Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.

## EJERCICIOS RESUELTOS

**Cuando el émbolo de un pistón cilíndrico hace que el gas que hay en su interior ocupe un volumen de 0.5 L, el manómetro indica que ejerce una presión de 1.25 atm y el termómetro que su temperatura es 25.0 °C. ¿Cuál será su temperatura cuando el volumen que ocupa el gas pasa a ser 850 mL y la presión 400 mm Hg?**

### Solución

- 1 ► Las condiciones iniciales y finales a las que se encuentra el gas, son:

ESTADO 1	ESTADO 2
$V_1 = 0.5 \text{ L}$	$V_2 = 850 \text{ mL}$
$T_1 = 25 \text{ °C}$	$T_2 = ?$
$p_1 = 1.25 \text{ atm}$	$p_2 = 400 \text{ mm Hg}$

- 2 ► Unificamos para todas las magnitudes el criterio de unidades:

$$V_1 = 500 \text{ mL}$$

$$p_1 = 1.25 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = 950 \text{ mm Hg}$$

$$T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ K}$$

- 3 ► A partir de la ecuación combinada de los gases ideales:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

Sustituimos los valores conocidos:

$$\frac{950 \text{ mm Hg} \cdot 500 \text{ mL}}{298 \text{ K}} = \frac{400 \text{ mm Hg} \cdot 850 \text{ mL}}{T_2}$$

Despejamos la temperatura que es nuestra incógnita:

$$T_2 = \frac{400 \cdot 850 \cdot 298}{950 \cdot 500} = 213.3 \text{ K} = -59.7 \text{ °C}$$

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



- 1 En un recipiente de 30 L se colocó un gas a 80 °C que ejerce una presión de 1000 mm Hg. Determina cuál será ahora el volumen del recipiente si lo calentamos hasta 150 °C y dejamos que la presión llegue hasta 3 atm.
- 2 Un submarinista realiza una inmersión a 30 m de profundidad, en unas aguas que se encuentran a 7.0 °C; en esas condiciones, la presión que soporta es de 4.0 atm. En un momento dado, se escapa de su tanque de aire una burbuja de 50 mL que asciende hasta la superficie, donde la temperatura es de 20 °C. ¿Cuál será el volumen de la burbuja en la superficie?
- 3 Un globo meteorológico lleno de helio tiene un volumen de  $2.00 \cdot 10^3 \text{ m}^3$  al nivel del suelo, donde la presión atmosférica es de 1.00 atm y la temperatura, 20 °C. Cuando el globo se eleva a un punto donde la presión es 0.450 atm su volumen alcanza los  $5.00 \cdot 10^3 \text{ m}^3$ . ¿Cuál es su temperatura en ese punto?
- 4 En un recipiente de 5 L tenemos un gas que ejerce una presión de 10 psi a 35 °C.
  - a) ¿Es posible que experimente una transformación en la que se dupliquen la presión y el volumen del gas?
  - b) ¿Qué sucederá con la temperatura?

### 3.6 RELACIÓN ENTRE LA PRESIÓN, EL NÚMERO DE MOLÉCULAS Y TEMPERATURA DE UN GAS

Las leyes de los gases estudiadas hasta ahora nos permiten relacionar la presión, el volumen y la temperatura de una cierta cantidad de gas en un estado, con los valores de esas mismas magnitudes para la misma cantidad de gas, en otro estado. Sin embargo, ninguna permite relacionar la cantidad de gas, su masa o sus partículas, con la presión que ejerce cuando ocupa un determinado volumen a una determinada temperatura.

Según la hipótesis de Avogadro “el volumen que ocupan dos gases, que se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura, es directamente proporcional al número de partículas de cada uno”.

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Por otro lado, de la ecuación combinada de los gases ideales se deduce que, para cualquier gas,

$$\frac{pV}{T} = cte.$$

El valor de esa constante se puede deducir experimentalmente a partir de la hipótesis de Avogadro: si se introduce 1 mol de un gas ideal cualquiera en un recipiente de volumen variable (por ejemplo un cilindro de émbolo móvil), a una temperatura de 0 °C (273.15 K) y a una presión de 1 atm (101 325 Pa), este gas ocupará siempre un volumen de 22.4 L ( $22.4 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ ). A ese volumen se le conoce como volumen molar.

Para estas condiciones, la constante, representada por la letra R, se denomina constante de los gases ideales y su valor es:

$$R = \frac{pV}{T} = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22.4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Para un número cualquiera de partículas, experimentalmente se comprueba que el valor de la constante se ve afectado proporcionalmente. Así, para n mol:

$$\frac{pV}{T} = nR$$

Reordenando la expresión obtenemos la ecuación de estado de los gases ideales.

► La **ecuación de estado de los gases ideales** relaciona la presión, el volumen y la temperatura de un gas con la cantidad de gas, expresada en moles.

$$pV = nRT$$

Si se emplean el valor y las unidades de R indicadas, la presión debe expresarse en atmósferas, el volumen en litros y la temperatura, en kelvin. En el SI, su valor es de  $8.314 \text{ Pa m}^3 \text{ K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ , o lo que es igual  $8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

Con frecuencia esta expresión se usa para conocer la cantidad de partículas (moles o moléculas) de un gas que se encuentran en unas condiciones determinadas de presión y temperatura. También es muy útil para calcular la masa molar de un gas o su densidad.

Tradicionalmente en el estudio de los gases, se ha utilizado el término **condiciones normales (TPN, CNPT, o c.n.)** para referirse a la presión de 1 atm (101 325 Pa) y la temperatura de 0 °C (273.15 K). Hay que tomar en cuenta que cuando se realiza un experimento en el laboratorio, la temperatura suele ser de 25 °C y no de 0 °C.

Actualmente la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada - IUPAC - prefiere denominar a esas condiciones, **condiciones estándar (TPE)**, aunque es importante no confundirlas con las condiciones estándar termodinámicas.

Otra recomendación de la IUPAC es usar el valor de  $10^5 \text{ Pa}$  para la presión, en lugar de 1 atm; este cambio implica la modificación en el valor del volumen molar, que pasaría a ser de 22.7 L.

## CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Aplica la ecuación de estado de los gases ideales y expresa las magnitudes en las unidades adecuadas.
- ▶ Expresa el resultado en las unidades solicitadas.



## CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

### Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 12.- El derecho humano al agua es fundamental e irrenunciable. El agua constituye patrimonio nacional estratégico de uso público, inalienable, imprescriptible, inembargable y esencial para la vida.

## EJERCICIOS RESUELTOS

¿Cuántos gramos de amoníaco gaseoso tendremos en un recipiente de 30 L si ejerce una presión de 500 mm Hg cuando se encuentra a  $-5\text{ }^{\circ}\text{C}$ ?

Datos: masas atómicas ( $\text{g mol}^{-1}$ );  $\text{N} = 14$ ,  $\text{H} = 1$ ;  $R = 0.082\text{ atm L K}^{-1}\text{ mol}^{-1}$

### Solución

- ▶ El gas cumple la ecuación de estado:  $pV = nRT$

Sustituyendo los datos conocidos con las unidades adecuadas, nos queda:

$$\frac{500}{760}\text{ atm} \cdot 30\text{ L} = n \cdot 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot (273 - 5)\text{ K}$$

$$n = \frac{0.66 \cdot 30}{0.082 \cdot 268} = 0.9\text{ mol NH}_3$$

- ▶ La masa molar del amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) nos permite calcular la masa que corresponde a 0.7 mol:

$$M(\text{NH}_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17\text{ g mol}^{-1}$$

$$m(\text{NH}_3) = 0.7\text{ mol} \cdot 17\text{ g mol}^{-1} = 15.3\text{ g NH}_3$$

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



- 1 Un prototipo ecológico de automóvil emplea gas hidrógeno como combustible. Su depósito puede almacenar 110 L de este gas, a 350 atm. Suponiendo que la temperatura ambiente es de  $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿cuál será la masa de hidrógeno en el depósito lleno?
- 2 En dos recipientes idénticos y a la misma temperatura se introducen 5 g de gas helio y 5 g de gas dióxido de carbono. Determina en cuál de los dos recipientes la presión es mayor.
- 3 Un recipiente de 10 L tiene dióxido de azufre que ejerce una presión de 500 mm Hg cuando se encuentra a  $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$ , ¿cuántas moléculas de dióxido de azufre habrá en el recipiente?

Datos: masas atómicas ( $\text{g mol}^{-1}$ );  
 $\text{He} = 4$ ,  $\text{C} = 12$ ,  $\text{O} = 16$

Datos: masas atómicas ( $\text{g mol}^{-1}$ );  $\text{S} = 32$ ,  
 $\text{O} = 16$ .  $N_A = 6.022 \cdot 10^{23}\text{ moléculas mol}^{-1}$

Solución:  $1.9 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{SO}_2$

## A TU ALREDEDOR

### El submarinismo y las leyes de los gases

Cuando un submarinista se sumerge en el agua, su cuerpo se somete a una presión que aumenta 1 atm por cada 10 m de inmersión. El cuerpo humano tiene una serie de cavidades llenas de aire: los pulmones, los canales auditivos, los senos nasales, etc. Los cambios en la presión suponen cambios de volumen a los que el cuerpo tiene que adaptarse.

Existen dos modalidades de buceo: en apnea, solo con los recursos del propio cuerpo, o con escafandra, que facilita un aporte de aire adicional.



Un buzo en apnea debe realizar una espiración forzada cerrando la nariz y la boca, para compensar la disminución del volumen del aire por aumento de la presión externa y reequilibrar el volumen en los pulmones. Esto tiene un límite pues, una presión elevada puede romper el tímpano o los vasos alveolares, encharcando los pulmones de sangre.

Con bombona, el buzo dispone de una fuente de aire autónoma que le permite reequilibrar el volumen de las cavidades introduciendo más cantidad de aire en su cuerpo. Pero esto puede representar problemas en el ascenso, pues un exceso de aire en los pulmones puede dilatarlos al disminuir la presión, hasta el punto de que se rompan los alvéolos. Además, alguna burbuja de aire puede pasar a la sangre y provocar una embolia.



## LA TEORÍA CINÉTICA Y LAS LEYES DE LOS GASES

La teoría cinética explica las leyes de los gases que hemos estudiado a lo largo de este capítulo, y que fueron deducidas de forma experimental.

### La teoría cinética y la ley de Boyle-Mariotte

La ley de Boyle-Mariotte establece que cuando un gas experimenta transformaciones a temperatura constante, la presión que ejerce es inversamente proporcional al volumen que ocupa (Figura a).

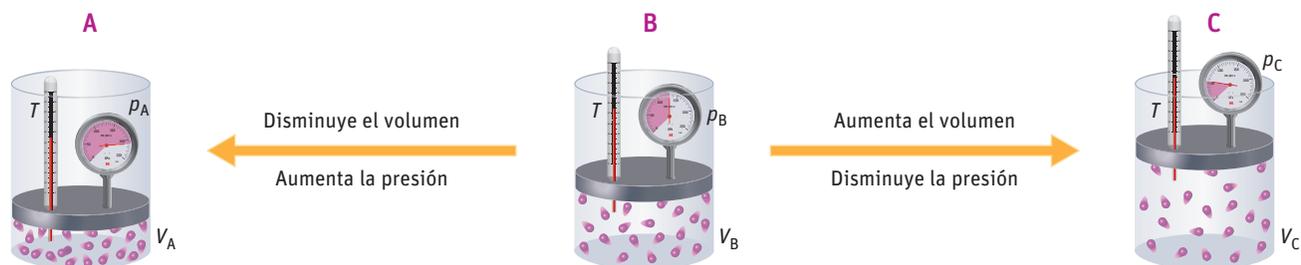


Figura a. Explicación de la ley de Boyle-Mariotte según la teoría cinética.

Si en un recipiente de émbolo móvil, introducimos una cierta cantidad de gas (parte B) y, sin que varíe su temperatura, bajamos el émbolo de manera que se reduzca el volumen del gas (parte A), en ambas situaciones, las partículas del gas se van a mover a la misma velocidad, ya que están a la misma temperatura. En A, el volumen del recipiente es menor, por lo que las partículas llegarán antes a las paredes del recipiente y aumentará el número de choques contra las mismas, lo que se traducirá en un aumento de la presión. Haciendo un razonamiento similar, encontraremos que, si subimos el émbolo, aumenta el volumen del recipiente (parte C), pero como las partículas del gas se mueven a la misma velocidad, tardarán más en alcanzar las paredes; esto hará que disminuya el número de choques y, con ello, la presión que medimos.

### La teoría cinética y la ley de Charles

La ley de Charles establece que cuando un gas experimenta transformaciones a presión constante, el volumen que ocupa es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentra (Figura b).

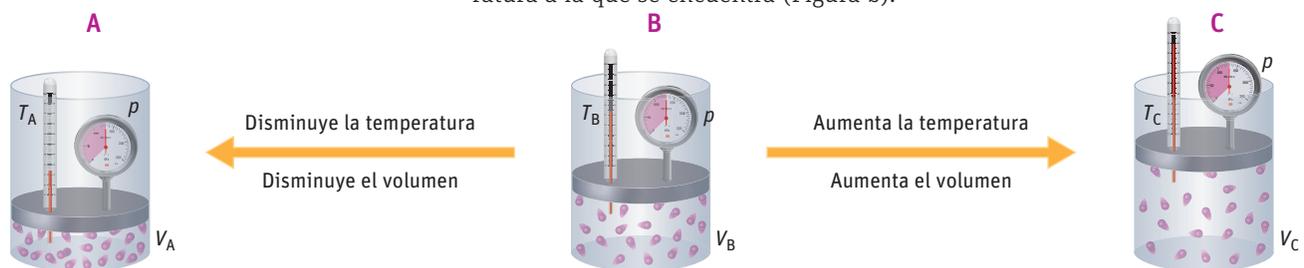
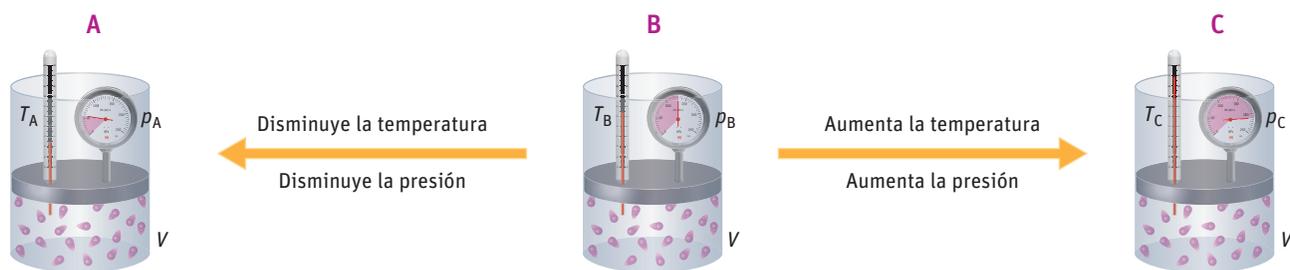


Figura b. Explicación de la ley de Charles según la teoría cinética.

En un recipiente de émbolo móvil, introducimos una cierta cantidad de gas (parte B). Si reducimos su temperatura, disminuirá la velocidad a la que se mueven sus moléculas; en esta situación el único modo de que se mantenga el número de choques de las partículas del gas contra las paredes es disminuir el volumen del recipiente bajando el émbolo (parte A). De forma similar, si aumenta la temperatura del gas, aumentará la velocidad de sus moléculas; ahora, para que la presión no varíe, debe aumentar el volumen del recipiente, ya que solo así se podrá mantener el ritmo de los choques de las partículas del gas contra las paredes (parte C).

## La teoría cinética y la ley de Gay-Lussac

La ley de Gay Lussac establece que cuando un gas experimenta transformaciones a volumen constante, la presión que ejerce es directamente proporcional a la temperatura a la que se encuentra.

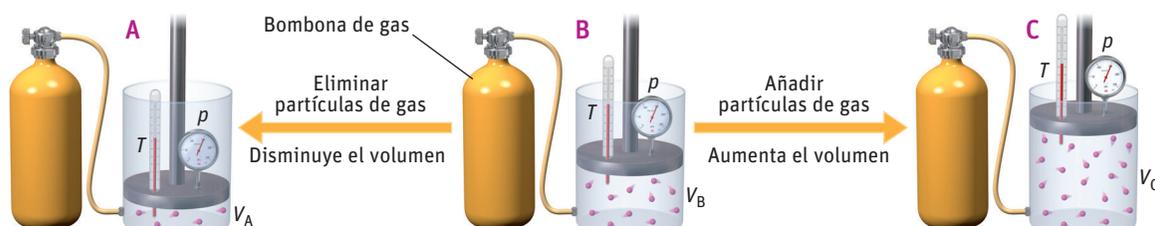


En un recipiente de émbolo móvil, introducimos una cierta cantidad de gas (figura B). Si reducimos su temperatura, disminuirá la velocidad de sus moléculas; como el gas se mantiene en un recipiente del mismo volumen, disminuirá el número de choques de sus partículas contra las paredes, lo que apreciaremos como un descenso de la presión (figura A). De forma similar, si aumenta la temperatura del gas, aumentará la velocidad de sus moléculas; como no varía el volumen, observaremos que aumenta la presión como consecuencia de un aumento en la frecuencia de los choques de las partículas del gas contra las paredes (figura C).

Explicación de la ley de Gay-Lussac según la teoría cinética.

## La teoría cinética y la ley de Avogadro

Según Avogadro, si no varían la presión ni la temperatura, el volumen que ocupa un gas, es directamente proporcional al número de partículas del mismo.

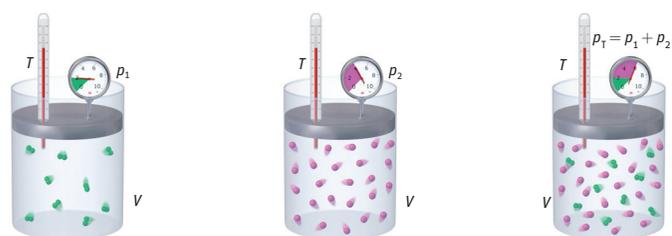


En un recipiente de émbolo móvil, introducimos una cierta cantidad de gas (figura B). Si hacemos que disminuya el número de partículas de gas sin que varíe la temperatura, el volumen del recipiente debe disminuir (figura A), para que no se reduzca el número de choques (presión) contra las paredes, ya que las partículas que están dentro del recipiente se seguirán moviendo a la misma velocidad. Análogamente, si aumenta el número de partículas en el recipiente sin que varíe su temperatura, el volumen de este aumentará para que el número de choques se mantenga constante (figura C).

Explicación de la ley de Avogadro según la teoría cinética.

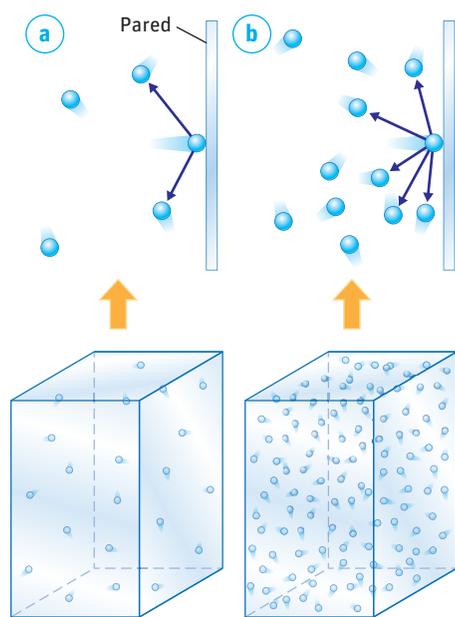
## La teoría cinética y la ley de las presiones parciales (Dalton)

La teoría cinética indica que la presión que ejerce un gas en el recipiente donde se encuentra, depende del número de choques que ejercen sus partículas contra las paredes que, a su vez, depende del número de partículas, de su velocidad (temperatura) y del volumen del recipiente. Por tanto, la presión es independiente de que las partículas sean de un gas, de otro gas o de una mezcla de gases; el efecto será el de añadir moléculas de gas al recipiente. (figura).



Explicación de la ley de Dalton según la teoría cinética.

### 3.7 LOS GASES REALES



El aumento en la densidad de las partículas hace que aumenten las interacciones entre una partícula y las vecinas y, el gas, deja de comportarse como ideal.

Las leyes de los gases se cumplen con aquellos que responden exactamente a lo que se indica en los postulados de la teoría cinética, es decir, que sus partículas se mueven con total libertad por todo el recipiente en que se encuentran, con independencia de que existan o no otras partículas de gas, ya que las interacciones entre ellas son nulas; en estas condiciones, los choques de las partículas de gas contra las paredes son perfectamente elásticos. Un gas que está en estas circunstancias, se denomina gas ideal.

No obstante, el comportamiento de un gas como ideal depende de las condiciones en que se encuentre. Un gas ideal puede dejar de tener este comportamiento si aumenta su densidad en el recipiente o disminuye su temperatura.

Como se observa en la figura, si aumenta la densidad del gas, la interacción entre una de sus partículas y las vecinas hace que el choque contra las paredes no sea elástico, generando que la presión que se mide sea menor a la que correspondería si el gas estuviese en situación ideal. De igual modo, si la densidad del gas es elevada, el volumen que ocupan sus partículas ya no resulta despreciable con respecto al volumen del recipiente, por tanto, al considerar el volumen en el que se mueven las partículas gaseosas, hay que introducir un elemento corrector que tiene relación con el número de partículas de gas en el recipiente.

- ▶ Los gases se comportan como **ideales a bajas presiones y altas temperaturas.**
- ▶ Los gases se comportan como **reales a altas presiones y bajas temperaturas.**

La ecuación de estado para los gases reales, conocida como ecuación de Van der Waals, se puede expresar de la siguiente forma:

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2}\right)(V - nb) = nRT$$

Los términos a y b son constantes (de van der Waals) que dependen del tipo de gas:

- a, mide la intensidad de las atracciones entre las partículas del gas.
- b, mide el volumen que ocupa un mol de gas cuando condensa.

**Tabla** Constantes de van der Waals y factores de compresibilidad, medidos a 10 bar y 300 K.

GAS	CONSTANTES DE VAN DER WAALS		FACTOR DE COMPRESIBILIDAD (Z)
	a (bar L <sup>2</sup> mol <sup>-2</sup> )	b (L mol <sup>-1</sup> )	
H <sub>2</sub> O	5.537	0.0305	4.6·10 <sup>-4</sup>
H <sub>2</sub>	0.2452	0.0265	1.006
He	0.0346	0.0238	1.005
Gas ideal	0	0	1
N <sub>2</sub>	1.370	0.0387	0.998
O <sub>2</sub>	1.382	0.0319	0.994
CO <sub>2</sub>	3.658	0.0429	0.950
NH <sub>3</sub>	4.225	0.0371	0.887

Se denomina **factor de compresibilidad (Z)**, a la relación:

$$Z = \frac{pV}{nRT}$$

Para un gas ideal, el valor del factor de compresibilidad es 1. Cuanto mayor sea el factor de compresibilidad de un gas, más se aparta este del comportamiento ideal. Con frecuencia, Z aumenta con la presión y disminuye con la temperatura; de hecho, a presiones elevadas y a bajas temperaturas, el gas puede dejar de comportarse idealmente. La tabla, muestra los valores de a, b y Z para algunos gases.

## 3.8 PROPIEDADES DE LOS LÍQUIDOS



(© Thinkstock)

Figura a. La miel es un líquido muy viscoso. Está compuesta por más del 80% de azúcares y un 18% de agua. Los azúcares son sustancias cuyas moléculas tienen muchos grupos  $-OH$ , por tanto, podrán formar muchos enlaces de hidrógeno con las vecinas y con el agua, dando lugar a un medio líquido de gran viscosidad. Si la calentamos, fluye mejor.



(© Thinkstock)

Figura b. Las pompas de jabón también adquieren su forma esférica debido a la tensión superficial del líquido. Para conseguir pompas estables se suele utilizar glicerina, ya que su tensión superficial es elevada.



(© Thinkstock)

Figura c. La forma esférica de las gotas sobre las hojas se debe a la tensión superficial.

Aparte de su capacidad de fluir, los líquidos tienen en común una serie de propiedades como la **viscosidad**, la **tensión superficial**, la **capilaridad**, o la **capacidad de evaporarse**. El valor de estas propiedades varía mucho de unos líquidos a otros; así, unos pueden ser muy viscosos y otros muy poco, unos se evaporan con mucha más facilidad que otros, etc.; la razón de este hecho está en las fuerzas existentes entre las partículas que los forman.

### Viscosidad

Definimos los líquidos como fluidos porque sus partículas forman pequeños grupos con posibilidad de deslizarse, fluir, unos sobre otros. Pero no todos los líquidos presentan esta capacidad por igual; por ejemplo, la miel (Figura a) fluye con dificultad, mientras que la gasolina o el agua lo hacen más fácilmente. Para referirnos a este fenómeno decimos que la miel es mucho más viscosa que el agua o la gasolina.

► **Viscosidad** es la resistencia a fluir que presenta un líquido. Su valor se mide con un **viscosímetro**.

### Tensión superficial

Probablemente habrás visto caminar a algún pequeño insecto sobre el agua de un estanque, o colocar una aguja o un pequeño clip sobre la superficie de un vaso de agua sin que se vaya al fondo. Parece como si la superficie del agua formase una película elástica. Esta propiedad de los líquidos se conoce como tensión superficial.

► **Tensión superficial** es un fenómeno que se manifiesta en la superficie del líquido que está en contacto con un gas, que le hace comportarse como si fuese una lámina elástica.

La tensión superficial es una consecuencia de las **fuerzas entre las moléculas** del líquido. De hecho, en un fluido, cada molécula interacciona con las que le rodean, atrayéndose mutuamente. Sabemos que el campo de acción de las fuerzas intermoleculares es relativamente pequeño, por lo que abarca a las moléculas vecinas más cercanas. Estas fuerzas de interacción hacen que las moléculas situadas en las proximidades de la superficie libre de un fluido experimenten una fuerza dirigida hacia el interior del mismo; como todo sistema mecánico tiende a adoptar espontáneamente el estado de menor energía potencial, se explica que los líquidos tengan tendencia a presentar al exterior la superficie más pequeña posible.

Así, esta propiedad de los líquidos es la responsable de que las gotas de agua, o las pompas de jabón adquieran formas esféricas (Figura b). Cuando la cantidad de líquido es relativamente pequeña y el gas puede rodearlo por todas partes, la situación más estable es la que permite una superficie mínima para ese volumen de líquido; lo que se corresponde con la forma esférica (Figura c).

La tensión superficial depende de la naturaleza del líquido, del medio que le rodea y de la temperatura. En general, su valor disminuye con la temperatura, ya que las fuerzas de cohesión disminuyen al aumentar la agitación térmica. La influencia del medio exterior se comprende porque las del medio ejercen acciones atractivas sobre las moléculas situadas en la superficie del líquido, contrarrestando las acciones de las moléculas del interior.

La tensión superficial es una magnitud física que se mide en  $\text{N m}^{-1}$ . Los valores para algunos líquidos se reflejan en la tabla de la derecha. La tensión superficial puede dificultar que el agua moje las superficies, lo cual resulta un problema cuando se trata, por ejemplo, de limpiar objetos o ropa. Con frecuencia, los productos de limpieza llevan aditivos tensioactivos, que disminuyen la tensión superficial y mejoran su acción.

LÍQUIDO	TENSIÓN SUPERFICIAL ( $\text{N m}^{-1}$ )
Agua	$74.2 \cdot 10^{-3}$
Aceite de oliva	$33.06 \cdot 10^{-3}$
Agua	$72.8 \cdot 10^{-3}$
Alcohol etílico	$22.8 \cdot 10^{-3}$
Petróleo	$26.0 \cdot 10^{-3}$
Benceno	$29.0 \cdot 10^{-3}$
Glicerina	$59.4 \cdot 10^{-3}$

## Capilaridad

Posiblemente habrás visto tomar una muestra de sangre colocando un tubo capilar sobre una gota; el líquido asciende por el interior del tubo, de forma similar a como asciende la humedad del suelo a través de una pared. En ambos casos, estamos ante un fenómeno de capilaridad, una propiedad que manifiestan los líquidos cuando están en contacto con un sólido. De forma experimental, se puede comprobar la capilaridad introduciendo un papel, o una hoja de verdura, dentro de un recipiente que contenga un líquido coloreado. Se comprobará cómo la hoja o el papel se tiñen del color del líquido..

► **Capilaridad** es un fenómeno que se manifiesta cuando un líquido está en contacto con la superficie de un sólido. Es consecuencia del balance entre las **fuerzas de cohesión** entre las moléculas del líquido y las **fuerzas de adhesión** entre las moléculas del líquido y la superficie del sólido.

Valores de tensión superficial para algunos líquidos.



(© Thinkstock)

El líquido coloreado asciende por capilaridad por la hoja.

## Evaporación

En muchas ocasiones habrás comprobado que la cantidad de agua que había en un vaso disminuía con el tiempo. Cuando esto sucede, decimos que el agua se ha evaporado. Este fenómeno es también el causante de que la ropa, o cualquier otro cuerpo, se seque tras el lavado; la evaporación se produce a cualquier temperatura, si bien es mayor cuanto más elevada sea esta.

► La **evaporación** es el proceso por el cual las moléculas de la superficie de un líquido pasan a la fase gaseosa. La temperatura y la superficie de contacto entre el aire y el líquido favorecen el proceso.



El sudor es producido generalmente como un medio de refrigeración corporal. El agua que se evapora consume calor de nuestro cuerpo, lo que rebaja nuestra temperatura.

## Presión de vapor

Acabamos de estudiar la evaporación de un líquido en un recipiente abierto. Si dejamos que el proceso tenga la duración adecuada, veremos cómo el líquido desaparece; pero esto no sucede en un recipiente cerrado. Cuando el recipiente que contiene el líquido está cerrado, el paso de moléculas de la fase líquida a gas se produce hasta que se alcanza un equilibrio; cuando el número de moléculas en fase gaseosa alcanza un cierto límite, los choques entre ellas o contra las paredes del recipiente hacen que algunas vuelvan a la fase líquida (**condensación**).

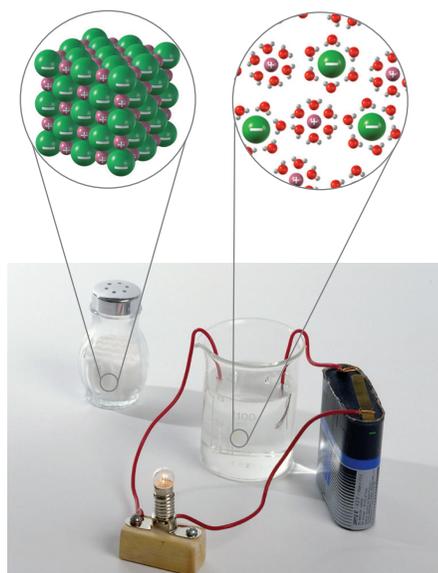
► **Presión de vapor** es la presión que ejerce un gas que está en equilibrio con su líquido. Su valor, a cada temperatura, es característico de la sustancia, pues está relacionado con la fuerza que mantiene unidas a las moléculas en fase líquida.



(© Thinkstock)

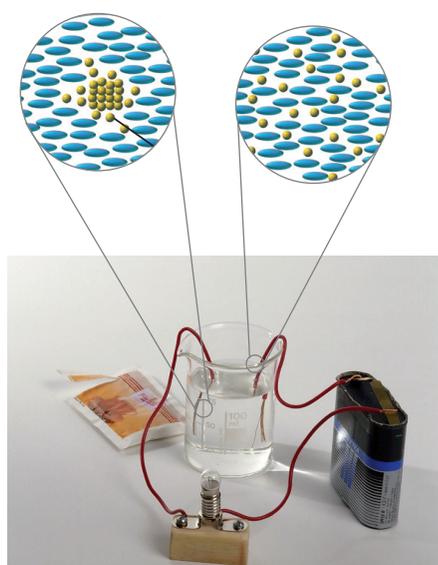
Botella en la que se aprecia la condensación del vapor del líquido contenido.

### 3.9 SOLUCIONES. COMPONENTES, TIPOS Y PROPIEDADES



Disolución de electrolito. Conduce la corriente eléctrica.

Tipos de disolución, según el estado físico de sus componentes.



Disolución de no electrolito. No conduce la corriente eléctrica.

Las disoluciones son suspensiones en las que el tamaño de partícula de la fase dispersa es menor que 1 nm; son, por tanto, **mezclas homogéneas** en las que no es posible distinguir partículas por ningún procedimiento óptico. Pueden encontrarse en cualquier estado físico, pero las disoluciones líquidas se distinguen de los coloides en que son transparentes a la luz, que no sufre dispersión cuando las atraviesa.

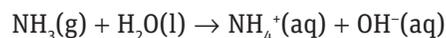
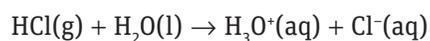
► En una **disolución** hay, al menos, dos componentes. La fase dispersante, habitualmente en mayor proporción, se llama **disolvente**, y la fase dispersa, en menor proporción, se llama **soluto**.

Frecuentemente nos encontramos con múltiples disoluciones: el aire que respiramos, el agua y la mayor parte de las bebidas que bebemos, muchos fármacos y la mayoría de los metales que empleamos son ejemplos de disoluciones que, en muchas ocasiones, tienen más de un soluto. Tanto el soluto como el disolvente se pueden encontrar en cualquier estado físico, pero siempre la disolución resultante se encuentra en el mismo estado físico que el disolvente. Los diferentes tipos de disoluciones según el estado físico de sus componentes, se presentan en la siguiente tabla.

DISOLVENTE	SOLUTO		
	GAS	LÍQUIDO	SÓLIDO
GAS	Aire (nitrógeno, oxígeno y otros gases)	Niebla (partículas de agua en el aire)	Humo (partículas sólidas en el aire)
LÍQUIDO	Agua con gas Refrescos carbonatados	Agua y alcohol Anticongelante (etilenglicol y agua)	Azúcar en agua (almíbar) Sal en agua (agua de mar)
SÓLIDO	Gas en carbón Hidrógeno en paladio	Amalgama (mercurio en plata o en oro)	Aleación Bronce (cobre y estaño) Acero (hierro y carbono)

Las disoluciones también se pueden clasificar desde el punto de vista de la **naturaleza química del soluto**. Así, podemos hablar de:

- **Disoluciones iónicas.** Cuando el soluto disuelto es un compuesto iónico, se rompe la red cristalina y los iones quedan dispersos en el disolvente. Por ejemplo, si se disuelve sal común (NaCl) en agua, son los iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  los que están dispersos en el agua. Se les llama **disoluciones de electrolito** porque conducen la corriente eléctrica.
- **Disoluciones moleculares.** Cuando el soluto es una sustancia molecular (como azúcar), sus moléculas quedan dispersas en el agua. Se les llama **disoluciones no electrolíticas** y no conducen la corriente eléctrica.
- **Disoluciones iónicas de solutos moleculares.** Algunos solutos moleculares con elevada polaridad interaccionan con las moléculas de disolvente disociándose en sus iones. Esto sucede a sustancias como el HCl o el  $\text{NH}_3$ .



### 3.10 CONCENTRACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN

Una disolución se prepara disolviendo una determinada cantidad de soluto en un disolvente; si la proporción entre el soluto y la disolución es alta, se dice que la disolución es **concentrada**, y si es baja, se dice que es **diluida**.

► La **concentración** mide la **proporción del soluto en una disolución**. Si la disolución tiene varios solutos, se mide la concentración de cada uno.

Para expresar la concentración de una disolución se usan distintos tipos de unidades. Unas miden la cantidad de soluto en unidades de masa o de volumen, con relación a la masa o el volumen de la disolución; son las **unidades físicas**. Otras, las **unidades químicas**, miden la cantidad de soluto, como cantidad de sustancia, con relación a la cantidad de disolución o de disolvente. Las más frecuentes se recogen en la tabla.

	NOMBRE Y SÍMBOLO	CÁLCULO	EJEMPLO
UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN	Porcentaje en masa (% m/m)	$\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$	Disolución de sal en agua al 3% m/m. Cada 100 g de disolución, 3 g son de sal.
	Porcentaje en volumen (% V/V)	$\frac{\text{volumen soluto}}{\text{volumen disolución}} \cdot 100$	Disolución de alcohol en agua al 10% V/V. Cada 100 mL de disolución, 10 mL son de alcohol.
	Porcentaje masa-volumen (% m/V)	$\frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen disolución (mL)}} \cdot 100$	Disolución de sal en agua 3% m/V. En cada 100 mL de disolución, hay 3 g de sal.
	Partes por millón (ppm)	$\frac{\text{masa soluto (g)}}{10^6 \text{ (g disolución)}}$	Agua (disolución) con 3 ppm de plomo. En cada kg de agua, hay 3 mg de plomo.
	Partes por billón (ppb)	$\frac{\text{masa soluto (g)}}{10^{12} \text{ (g disolución)}}$	Agua (disolución) con 3 ppb de mercurio. En cada 1000 kg de agua, hay 3 mg de mercurio.
	Concentración masa-volumen ( $\gamma$ )	$\gamma = \frac{\text{masa soluto (g)}}{\text{volumen disolución (L)}}$	Disolución de sal en agua 3 g L <sup>-1</sup> . En cada litro de disolución, hay 3 g de sal.
UNIDADES QUÍMICAS	Molaridad (M)*	$M = \frac{\text{moles soluto (mol)}}{\text{volumen disolución (L)}}$	Disolución de sal en agua 3 M. En cada litro de disolución, hay 3 mol de sal.
	Molalidad (m)	$m = \frac{\text{moles soluto (mol)}}{\text{masa disolvente (kg)}}$	Disolución de sal en agua 3 m. En cada kg de agua hay 3 mol de sal.
	Fracción molar (X)	$X_{\text{soluto}} = \frac{\text{moles soluto}}{\text{moles soluto} + \text{moles disolvente}}$	Proporción entre el número de moles de soluto y el total de la disolución.

Tabla. Tipos de medida de la concentración de las disoluciones.

\* Aunque la IUPAC prefiere usar el término concentración molar (c), en lugar de molaridad; en este texto se usarán ambos indistintamente.

#### A TU ALREDEDOR

### Los límites de la contaminación del aire

Algunas industrias, como el transporte o las calefacciones, vierten a la atmósfera gases contaminantes que provocan lo que se conoce como smog. El aire adquiere un tono pardo, la visibilidad disminuye y la población sensible a manifestar problemas respiratorios puede necesitar atención médica.

Las agencias ambientales de los distintos países establecen límites a la concentración máxima que pueden alcanzar los contaminantes más peligrosos. Las normas de calidad ambiental dictadas por la EPA (*Environmental Protection Agency, USA*) determinan que la proporción de CO y SO<sub>2</sub> en el aire no debe superar las 35 ppm y los 75 ppb, respectivamente, durante más de una hora, una vez al año.



#### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 14.- Se reconoce el derecho de la población a vivir en un ambiente sano y ecológicamente equilibrado, que garantice la sostenibilidad y el buen vivir, *sumak kawsay*. Se declara de interés público la preservación del ambiente, la conservación de los ecosistemas, la biodiversidad y la integridad del patrimonio genético del país, la prevención del daño ambiental y la recuperación de los espacios naturales degradados.

Para referirnos a la concentración de una sustancia, escribimos su fórmula entre corchetes. Así  $[\text{Na}_2\text{SO}_4] = 2 \text{ M}$ , indica que la concentración de la disolución de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> es 2 M.

## CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Recopila la información del enunciado sobre cada componente de la disolución.
- ▶ Elige la fórmula adecuada para calcular la concentración como se pide, expresando las cantidades de cada componente en las unidades adecuadas.

## EJERCICIOS RESUELTOS

Para preparar un producto de limpieza añadimos 50 g de NaOH y 20 g de KOH a medio litro de agua. Determina el porcentaje en masa de NaOH y de KOH en la disolución resultante. (Supón que la densidad del agua es  $1 \text{ kg L}^{-1}$ ).

### Solución

- ▶ La disolución está formada por un disolvente (agua) y dos solutos (NaOH y KOH).

Disolvente (agua):  $V = 0.5 \text{ L}$ ;  $d = 1 \text{ kg L}^{-1}$

Solutos:  $m(\text{NaOH}) = 50 \text{ g}$ ;  $m(\text{KOH}) = 20 \text{ g}$

- ▶  $\% m/m = \frac{\text{masa soluto}}{\text{masa disolución}} \cdot 100$

$$\% \text{ NaOH} = \frac{50 \text{ g}}{(500 + 50 + 20) \text{ g}} \cdot 100 = 8.8\%$$

$$\% \text{ KOH} = \frac{20 \text{ g}}{(500 + 50 + 20) \text{ g}} \cdot 100 = 3.5\%$$

Los hidroalcoholes son mezclas de alcohol y agua que tienen distintas aplicaciones sanitarias. Se ha preparado un hidroalcohol mezclando 490 mL de alcohol etílico con 210 mL de agua; la mezcla resultante tiene un volumen de 674 mL. Calcula:

- El porcentaje en volumen de alcohol.
- El porcentaje en masa de alcohol.
- El porcentaje masa/volumen de alcohol.
- La densidad del hidroalcohol.

Datos:  $d_{\text{etanol}} = 0.787 \text{ g mL}^{-1}$ ;  $d_{\text{agua}} = 1 \text{ g mL}^{-1}$

### Solución

- ▶ Disolución (hidroalcohol):  $V = 674 \text{ mL}$

Soluto (agua):  $V = 210 \text{ mL}$ ;  $d = 1 \text{ g mL}^{-1}$

Disolvente (etanol):  $V = 490 \text{ mL}$ ;  $d = 0.787 \text{ g mL}^{-1}$

- ▶ a)  $\% V_{\text{alcohol}} = \frac{V_{\text{alcohol}}}{V_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{490 \text{ mL}}{674 \text{ mL}} \cdot 100 = 72.7\%$

b) Calculamos la masa del agua y del alcohol a partir de sus densidades.

$$m_{\text{agua}} = 210 \text{ mL} \cdot \frac{1 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 210 \text{ g} \quad m_{\text{etanol}} = 490 \text{ mL} \cdot \frac{0.787 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 386 \text{ g}$$

$$\% m_{\text{etanol}} = \frac{\text{masa etanol}}{\text{masa disolución}} \cdot 100 = \frac{386}{386 + 210} \cdot 100 = 64.8\%$$

$$\text{c) } \% m/V = \frac{\text{masa soluto g}}{\text{volumen disolución mL}} \cdot 100 = \frac{386 \text{ g}}{674 \text{ mL}} \cdot 100 = 57.3\%$$

$$\text{d) } d_{\text{solución}} = \frac{m_{\text{solución}}}{V_{\text{solución}}} = \frac{(386 + 210) \text{ g}}{674 \text{ mL}} = 0.884 \text{ g mL}^{-1}$$

Un indicador de la calidad del agua es el nivel de nitratos disueltos, que se puede ver incrementado por el uso excesivo de fertilizantes orgánicos y otras actividades industriales. Las agencias medioambientales limitan la presencia en el agua para consumo humano a 50 ppm. El análisis de una muestra de 50 mL del agua de una fuente revela que contiene 1.5 mg de nitratos. Determina si es apta para su consumo. (Supón que la densidad del agua es  $1 \text{ kg L}^{-1}$ ).

### Solución

- ▶ Disolución (agua analizada):  $V = 50 \text{ mL}$ ;  $d = 1 \text{ g mL}^{-1}$ ;  $m = 50 \text{ g}$

Soluto (nitrato):  $m = 1.5 \text{ mg}$

- ▶  $\text{ppm} = \frac{\text{masa soluto (mg)}}{\text{masa disolución (kg)}} = \frac{1.5 \text{ mg}}{0.050 \text{ kg}} = 30 \text{ ppm}$

El nivel de nitratos en el agua analizada es inferior al límite, por tanto, se trata de agua apta para el consumo.

## Cómo preparar una disolución de soluto líquido

Supongamos que queremos preparar 100 mL de disolución acuosa de HCl 0.8 M. Para ello usamos un HCl comercial del 37% de riqueza y densidad 1.18 g mL<sup>-1</sup>.

### 1. Calculamos la cantidad de soluto que se precisa.

- Usamos la expresión adecuada para calcular los moles necesarios.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disolución}} \Rightarrow 0.8 = \frac{n_{\text{soluto}}}{0.1 \text{ L}} = \text{moles soluto} = 0.08 \text{ mol}$$

- Calculamos la masa en gramos, a partir de la masa molar del soluto.

$$M(\text{HCl}) = 35.5 + 1 = 36.5 \text{ g mol}^{-1} \quad 0.08 \text{ mol} \cdot \frac{36.5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2.92 \text{ g HCl}$$

- El producto comercial tiene una riqueza del 37%. Debemos recalcular la cantidad de producto comercial que hay que usar.

$$2.92 \text{ g HCl puro} \cdot \frac{100 \text{ g HCl comercial}}{37 \text{ g HCl puro}} = 7.89 \text{ g HCl comercial}$$

- Como el producto comercial que proporciona el soluto es un líquido, usaremos el dato de su densidad para calcular el volumen equivalente a esta masa.

$$7.89 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1.18 \text{ g}} = 6.68 \text{ mL}$$

### 2. Elegimos el matraz aforado de 100 mL y añadimos agua hasta ocupar un tercio de su volumen.

### 3. Con una pipeta, medimos la cantidad calculada de HCl comercial.

- La pipeta debe estar provista de un instrumento de succión.
- La botella de HCl comercial debe estar abierta el menor tiempo posible.

### 4. Poco a poco, echamos el HCl de la pipeta en el matraz aforado.

- Hay que tener especial cuidado en añadir el **ácido sobre el agua**, nunca al revés (podría provocar peligrosas salpicaduras).

### 5. Añadimos agua al matraz hasta llegar al enrase.

- Con una pipeta Pasteur o una bureta añadimos los últimos mililitros de agua para completar la disolución.
- La curva del menisco debe ser tangente al enrase. El ojo debe estar a la altura del menisco para evitar el error de paralaje.

### 6. Guardamos la disolución preparada en un frasco limpio y la etiquetamos.

- En la etiqueta debe aparecer el nombre de la disolución, su concentración y la fecha de preparación.



Matraz aforado con agua



Los reactivos líquidos nunca deben succionarse con la boca.



Con la pipeta se añade con cuidado el ácido al agua del matraz.



Si el menisco es tangente a la línea del enrase, la disolución está correctamente preparada.

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



- Calcula la cantidad de HNO<sub>3</sub> comercial del 67% de riqueza y 1.4 g mL<sup>-1</sup> de densidad que se necesita para preparar 250 mL de disolución 1.5 M.
- ¿Cuál será la molaridad de la disolución que resulta al diluir con agua 10 mL de un H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> comercial, del 96% de riqueza y 1.85 g mL<sup>-1</sup> de densidad hasta un volumen final de 500 mL?
- El amoníaco se comercializa como disolución acuosa del 20% de riqueza en NH<sub>3</sub> y densidad 0.92 g mL<sup>-1</sup>. Con estos datos explica cómo se prepararían 100 mL de disolución 2.5 M en NH<sub>3</sub>.

## Cómo preparar una disolución por dilución de otra dada

Una operación frecuente en el laboratorio es preparar una disolución más diluida a partir de otra más concentrada, en lugar de hacerlo a partir de un producto comercial. Supongamos, por ejemplo, que tenemos una disolución de NaOH 2 M y queremos preparar 100 mL de disolución de NaOH 0.5 M.

1. Calculamos la cantidad de soluto que se precisa.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen disolución}} \Rightarrow 0.5 = \frac{n_{\text{soluto}}}{0.1 \text{ L}} \Rightarrow n_{\text{soluto}} = 0.05 \text{ mol}$$

2. Calculamos el volumen de la disolución de partida (NaOH 2 M), que contiene los 0.05 mol que se precisan.

$$M = \frac{\text{moles soluto}}{\text{volumen solución}} \Rightarrow V_{\text{disolución}} = \frac{0.05 \text{ mol}}{2 \text{ mol L}^{-1}} = 0.025 \text{ L}$$

3. Elegimos el matraz aforado de 100 mL y añadimos agua hasta que ocupe un tercio de su volumen.

4. Con una probeta, medimos la cantidad calculada de disolución de NaOH (2 M) de partida (25 mL).

- Tanto la probeta como la pipeta son instrumentos que se usan para medir con precisión pequeñas cantidades de un líquido. Debemos usar aquel que sea más preciso y cuyo tamaño sea el más ajustado, por exceso, a la cantidad que queremos medir.

5. Poco a poco, echamos el contenido de la probeta en el matraz aforado.

6. Añadimos agua al matraz hasta llegar al enrase.

- Con una pipeta Pasteur o una bureta añadimos los últimos mililitros de agua para completar la disolución.
- La curva del menisco debe ser tangente al enrase. El ojo debe estar a la altura del menisco para evitar el error de paralaje.

7. Guardamos la disolución preparada en un frasco limpio y la etiquetamos.

- En la etiqueta debe aparecer el nombre de la disolución, su concentración y la fecha de preparación.



Matraz aforado con agua.



Elegimos una probeta de 25 mL.



Con la probeta se puede añadir con facilidad la disolución al agua del matraz.



Si el menisco es tangente a la línea del enrase, la disolución está correctamente preparada.

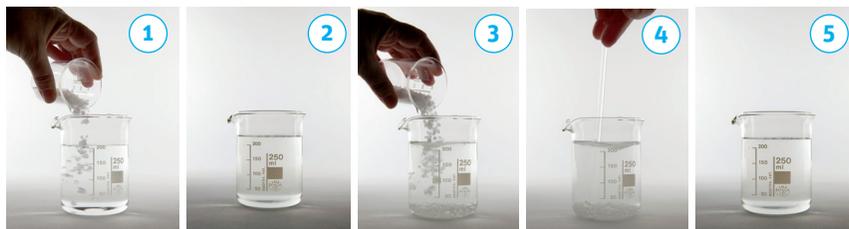
No se deben confundir los conceptos diluir y disolver. Diluir es hacer una disolución menos concentrada, añadiendo más cantidad de disolvente. Disolver significa añadir un soluto a un disolvente; disolver más soluto, en una misma disolución, es hacerla más concentrada.

### EJERCICIOS PROPUESTOS

1. ¿Cuál es la mínima cantidad de  $\text{HNO}_3$  5 M que se necesita para preparar 250 mL de  $\text{HNO}_3$  0.5 M?
2. ¿Cuál es la máxima cantidad de  $\text{HNO}_3$  0.5 M que se puede preparar con 15 mL de  $\text{HNO}_3$  5 M?
3. ¿Cuál será la concentración molar de una disolución que se prepara añadiendo agua a 120 mL de una disolución de NaOH 2 M hasta tener un volumen de 500 mL?
4. Calcula la molaridad de la disolución que resulta de añadir 1 g de NaOH comercial, del 95% de riqueza, a 100 mL de disolución de NaOH 2 M. Se supone que esta adición no altera el volumen total.
5. Para una operación de laboratorio cogemos 5 mL de HCl 2 M y lo diluimos con agua hasta un volumen de 100 mL. Luego, tomamos 5 mL de esta segunda disolución y los diluimos nuevamente hasta un volumen final de 100 mL. ¿Cuál es la concentración molar de la disolución resultante?

## SOLUBILIDAD

Para comprender adecuadamente el proceso de disolución, debemos saber que no todos los solutos tienen la misma facilidad para disolverse en un mismo disolvente. Uno de los factores de disolución es la naturaleza iónica o covalente del soluto y del disolvente. Pero este no es el único factor que permite que una sustancia se disuelva en otra; también influyen los estados de agregación del soluto y del disolvente, la temperatura y la presión, o la cantidad de soluto que pretendamos disolver. Todos estos factores se aúnan en un concepto, llamado **solubilidad**, y que estudiaremos con más detalle. Para introducirlo, nos fijaremos en estas imágenes que ilustran un proceso de disolución:



Sobre cierta cantidad de agua, añadimos una cantidad de soluto (1). Removemos la mezcla y el soluto se disuelve (2). Añadimos más soluto (3). Removemos, y cuando la disolución se satura, ya no admite más soluto disuelto (4). Si calentamos la disolución podría disolverse más soluto (5).

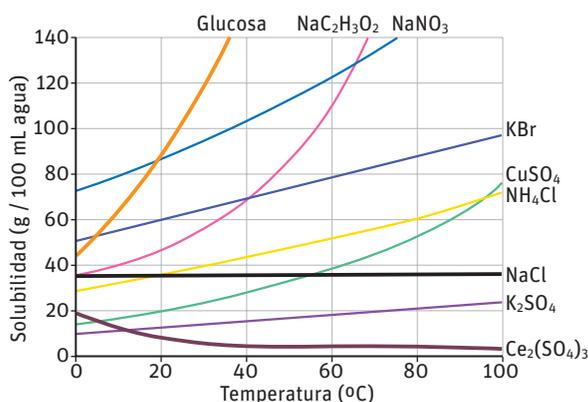
Cuando una determinada cantidad de disolvente ya no admite más soluto disuelto, se dice que la **disolución** está **saturada**. Una disolución saturada puede ser concentrada, cuando el soluto es muy soluble en el disolvente, o diluida, cuando el soluto es muy poco soluble.

► La **solubilidad** de una sustancia en un disolvente es la máxima cantidad de esa sustancia que se puede disolver en una determinada cantidad de ese disolvente, en unas condiciones de presión y temperatura. Es la concentración que alcanza el soluto en una disolución saturada.

En el Sistema Internacional, la solubilidad de los sólidos se expresa en kg de soluto por cada m<sup>3</sup> de disolvente o en mol de soluto por cada m<sup>3</sup> de disolvente. Cuando se trata de sólidos disueltos en agua, es frecuente expresarla en g (solute) 100 g (agua).

### Influencia de la temperatura en la solubilidad de los sólidos

Como se puede observar en la figura, la mayoría de las sustancias sólidas son más solubles en agua al aumentar la temperatura. Sin embargo, existen algunas excepciones: sustancias, como la sal común (NaCl), son casi igual de solubles en caliente que en frío y otras, como el sulfato de cerio (III)  $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$ , son menos solubles al aumentar la temperatura.



## Calor y frío instantáneos en el bolsillo

Probablemente, conozcas algún comercio en el que se pueden adquirir bebidas que se calientan o enfrían por sí mismas, o habrás visto usar bolsas de fisioterapia que suministran calor o frío cuando se precisa.



El fundamento de todo ello es muy simple. Se trata de dispositivos que llevan una sustancia sólida, soluble en agua, y una pequeña cantidad de agua, separadas en dos compartimentos, pero que se pueden poner en contacto con una sencilla maniobra. En unos casos, cuando la sustancia se disuelve en agua, desprende calor, ya que su disolución es un proceso exotérmico; es lo que llevan las bolsas de calor y las bebidas calientes en las que el sólido puede ser  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CaO}$  o  $\text{MgO}$ .



Las bolsas de frío, o las bebidas autoenfriables, llevan una sustancia cuya disolución en agua es endotérmica, como el  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . Al entrar en contacto con el agua, estas sustancias absorben calor y enfrían lo que tienen a su alrededor.

Variación de la solubilidad de algunas sustancias con la temperatura.

## Disoluciones sobresaturadas

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Para una experiencia de laboratorio, necesitamos disolver 0.6 mol de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en 50 mL de agua. ¿A qué temperatura tenemos que trabajar, como mínimo?
- 2 Imagina que has preparado una disolución de  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  en 50 mL de agua a 80 °C, ¿qué cantidad de esta sustancia tendrás disuelta cuando la disolución alcance la temperatura del laboratorio (20 °C)?

Hemos visto que, en general, la solubilidad de las sustancias aumenta con la temperatura. Así, si preparamos una disolución saturada a temperatura elevada y dejamos que se enfríe, el exceso de soluto disuelto se depositará en el fondo del recipiente; cuando eso sucede, se dice que **precipita**.

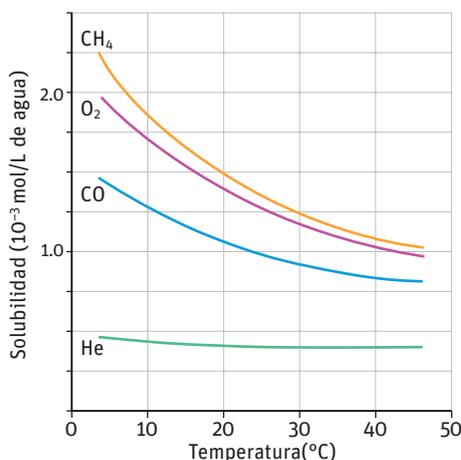
Según el gráfico de la figura, una disolución saturada de KBr, a 80 °C, admite 87 g de soluto por cada 100 mL de agua. Si dejamos que se enfríe hasta 20 °C, solo podrán permanecer disueltos 60 g en 100 mL de agua, en consecuencia, se depositarán en el fondo 27 g de soluto. En ocasiones, si se deja que la disolución se vaya enfriando muy lentamente, el soluto permanece en la disolución sin precipitar. Se forma entonces una **disolución sobresaturada**. Esta situación es inestable y basta con agitarla o añadir un cristal de sólido para que, de inmediato, aparezca precipitado el soluto que excede el límite de saturación.

Formación de precipitado al añadir un cristal en una disolución sobresaturada.



## Influencia de la temperatura en la solubilidad de los gases

La solubilidad de los gases en los líquidos disminuye con el aumento de la temperatura a diferencia de lo que ocurre con los sólidos. Además, en general, los gases son menos solubles en agua que los sólidos; solo muestran solubilidad elevada gases, como el HCl o el  $\text{NH}_3$ , que reaccionan con el agua produciendo iones no volátiles en disolución. La presencia de gases en el agua de ríos o lagos depende de la composición de la atmósfera. La temperatura influye en la solubilidad de estos gases y determina la denominada **contaminación térmica**, ya que un aumento de la temperatura provoca la disminución de la cantidad de oxígeno disuelto, originando importantes problemas medioambientales.



Variación, con la temperatura, de la solubilidad de diferentes gases en agua.



Vertidos de agua caliente provocan la muerte de los peces por asfixia, pues disminuye la concentración de  $\text{O}_2$ .

# CLAVES PARA RECORDAR

## El estado gaseoso

Para estudiar un gas hay que tener en cuenta:

- **Cantidad de materia ( $n$ )** → Se mide en mol.
- **Volumen ( $V$ )** → Coincide con el volumen del recipiente. Se mide en cualquier unidad de volumen o capacidad.
- **Temperatura ( $T$ )** → Hay que expresarla en K
- **Presión ( $p$ )** → Se mide en cualquier unidad de presión.

$$1 \text{ atm} = 101\,300 \text{ Pa} = 101.3 \text{ kPa} = 14.7 \text{ psi}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr}$$

## Las leyes de los gases ideales

Boyle-Mariotte, Charles y Gay Lussac estudiaron las leyes experimentales que rigen el comportamiento de los gases. En cada experiencia, mantenían constante la cantidad de gas y una de las magnitudes,  $T$ ,  $p$  o  $V$ , modificaban otra de las variables y veían el efecto en la cuarta.

- **Ley de Boyle-Mariotte:** (a  $T = \text{cte.}$ )  $p_1 V_1 = p_2 V_2$

- **Ley de Charles:** (a  $p = \text{cte.}$ )  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

- **Ley de Gay Lussac:** (a  $V = \text{cte.}$ )  $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$

**Ecuación general o combinada de los gases ideales** → Se deduce del estudio conjunto de las tres anteriores y relaciona la presión, el volumen y la temperatura de un gas en un estado con la presión, el volumen y la temperatura del gas en otro estado diferente:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

- **Ecuación de estado de los gases ideales** → Relaciona la presión, el volumen y la temperatura de un gas con su cantidad, expresada en moles.

$$pV = nRT \quad (R = 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1})$$

## Los gases reales

- Los gases tienden a comportarse idealmente a bajas presiones y temperaturas altas.
- Los gases tienden a comportarse realmente a altas presiones y temperaturas bajas.

## Disoluciones

**Disolución** → Mezcla homogénea en la que el tamaño de las partículas de la fase dispersa no supera 1 nm; las disoluciones líquidas no dispersan la luz. Según la naturaleza del soluto, las disoluciones pueden ser:

- **Iónicas.** Ejemplo, sal común en agua.
- **Moleculares.** Ejemplo, azúcar en agua.
- **Iónicas de solutos moleculares.** Ejemplo, HCl o  $\text{NH}_3$  en agua.

**Concentración** → Medida de la proporción en que se encuentra el soluto en una disolución. Si la disolución tiene varios solutos, se tiene en cuenta la concentración de cada uno.

## Líquidos, sólidos y teoría cinética

**Sólidos** → Partículas ordenadas y rígidamente unidas. Ligero movimiento de vibración que aumenta con la temperatura. Tienen forma y volumen constante.

**Líquidos** → Pequeños grupos de partículas unidos por fuerzas intermedias. Tienen un movimiento vibratorio que les permite deslizarse. Su volumen es constante pero adoptan la forma del recipiente que los contiene.

**Gases** → Partículas completamente libres. Su forma y su volumen coinciden con las del recipiente que los contiene.

Las propiedades físicas de los sólidos y los líquidos dependen de las fuerzas de interacción entre sus partículas.

En los líquidos y sólidos moleculares, las fuerzas son:

- Dipolo – dipolo.
- Enlace de hidrógeno.
- Fuerzas de dispersión.

En los sólidos cristalinos las fuerzas de interacción dependen del enlace entre los átomos (iónico, covalente o metálico) y de la red cristalina.

## La teoría cinética de los gases

- Los gases están formados por partículas muy pequeñas, que se mueven con total libertad ocupando todo el volumen del recipiente.
- Las partículas chocan elásticamente contra las paredes del recipiente. La presión mide el número de choques.
- La velocidad de las partículas depende de su temperatura.
- En el cero absoluto de temperatura (0 K), la velocidad de las partículas del gas tiende a cero. En esa situación, la presión que ejerce también es 0.

## Propiedades de los líquidos

**Viscosidad** → Resistencia a fluir.

**Tensión superficial** → Se presenta en la superficie del líquido que está en contacto con un gas.

**Capilaridad** → Se produce cuando un líquido está en contacto con la superficie de un sólido. Resulta del balance entre las fuerzas de cohesión de las moléculas del líquido y las fuerzas de adhesión entre las moléculas del líquido y la superficie del sólido.

La viscosidad, la tensión superficial y la capilaridad de un líquido disminuyen al aumentar la temperatura

**Evaporación** → Cambio de estado de líquido a gas en la superficie del líquido.

**Presión de vapor** → Presión que ejerce el gas en equilibrio con el líquido correspondiente.

La evaporación y la presión de vapor de un líquido aumentan al aumentar la temperatura.

Los fluidos son sustancias que pueden fluir, es decir, pueden pasar a través de pequeños orificios. Los líquidos y los gases son fluidos.

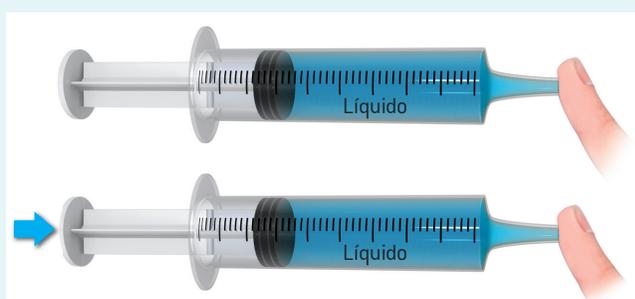


## Compresibilidad de líquidos y gases

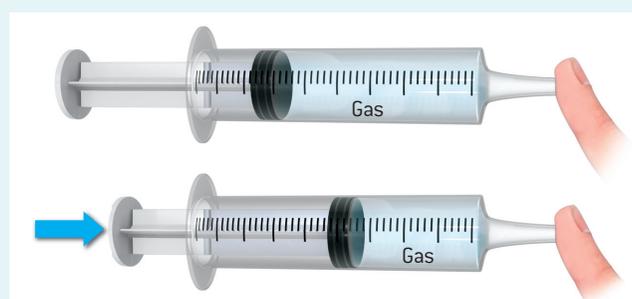
Cuando se aplica una fuerza sobre un fluido contenido en un recipiente cerrado, el volumen del fluido disminuye. Esta propiedad se denomina compresibilidad. La disminución de volumen depende del estado físico del fluido y de la presión que se ejerza: es tanto mayor cuanto más intensa sea la presión ejercida.

### Experimenta

Comprueba la compresibilidad de líquidos y gases con solo una jeringa y agua.



1. Llena una jeringa con agua y tapa el extremo. Al presionar sobre el émbolo, el volumen del agua no varía apreciablemente. Los líquidos son poco compresibles.



2. Repite la experiencia con la jeringa llena de aire. Al presionar el émbolo, el volumen del aire varía claramente. Los gases son muy compresibles.

- En los líquidos, las presiones ejercidas disminuyen muy poco su volumen y por eso se dice a veces que son incompresibles. Esto se debe a que sus moléculas ya están en contacto y no se pueden juntar más.
- En los gases, pequeñas presiones causan grandes cambios de volumen. Esto se debe a que la distancia entre sus moléculas es grande y resulta fácil juntarlas más.

### ACTIVIDAD RESUELTA

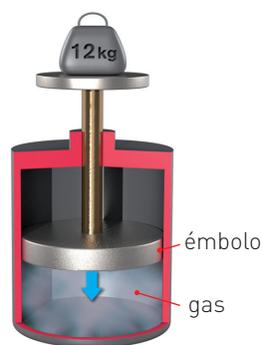
1. Se encierra un gas en un cilindro con un émbolo de  $90.0 \text{ cm}^2$  de superficie de masa despreciable, que se desliza verticalmente a lo largo del cilindro. Calcula la presión ejercida sobre el gas si se sitúa sobre el émbolo una pesa de  $12.0 \text{ kg}$ .

La fuerza ejercida es el peso de la pesa:

$$F = \text{peso} = m g = 12 \text{ (kg)} \cdot 9.8 \text{ (m/s}^2\text{)} = 118 \text{ N}$$

$$\text{La superficie del émbolo es: } S = 90 \text{ cm}^2 = 9 \cdot 10^{-3} \text{ m}^2$$

$$\text{La presión ejercida sobre el gas es: } p = \frac{F}{S} = \frac{118 \text{ (N)}}{9 \cdot 10^{-3} \text{ (m}^2\text{)}} = 1.31 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$



### ACTIVIDADES PROPUESTAS

Explica y comprende

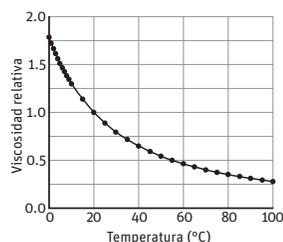
1. ¿Por qué se necesitan depósitos para contener los fluidos?

2. Pon ejemplos de fluidos usados en dispositivos habituales en la vida cotidiana.

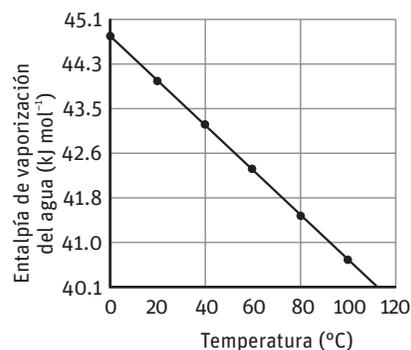
- Tenemos un gas encerrado en un recipiente de 10 L. En qué proporción cambiará su temperatura si su presión pasa de 150 kPa a 75 kPa, sin que varíe el tamaño del recipiente.
- En el ascenso a la superficie, los submarinistas tienen que expulsar aire. ¿Qué les pasaría si no lo hiciesen? Explícalo con base en las leyes de los gases.
- En un recipiente de 500 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 2000 mm Hg cuando se encuentra a 70 °C. Calcula qué volumen ocupará el gas si lo enfriamos hasta -10 °C y hacemos que la presión sea de 0.2 atmósferas.
- En un recipiente de 500 mL tenemos un gas a 50 °C que ejerce una presión de 2000 mm Hg cuando se encuentra a 70 °C. Determina qué presión ejercerá si lo calentamos hasta 150 °C y hacemos que el volumen del recipiente sea 1.25 L.
- ¿Cuál será la temperatura de un recipiente de 2 L que contiene 30 g de gas argón a una presión de 1800 mm Hg?
- ¿Qué masa de trióxido de azufre ( $\text{SO}_3$ ) hay en un recipiente de 10 L si se encuentra a la presión de 800 mm Hg y a 77 °C?
  - ¿Cuántas moléculas de trióxido de azufre tendremos?
  - ¿Cuántos átomos de oxígeno tendremos?
  - ¿Cuántos moles de azufre tendremos?
- Un mol de un gas ocupa un volumen de 10 L a 745 mm Hg y -138 °C. ¿Es un gas ideal?
- Queremos almacenar 150 g de  $\text{CO}_2$  en un recipiente de 10 L. Sabiendo que la temperatura del lugar son 25 °C, determina la presión que ejerce:
  - Suponiendo que es un gas ideal.
  - Suponiendo que se comporta como un gas real.
 Datos:  $a = 3.59 \text{ atm L}^2 \text{ mol}^{-2}$  y  $b = 0.0429 \text{ L mol}^{-1}$

### Propiedades de los líquidos

- Si lo depositamos horizontalmente y con cuidado, podemos lograr que un alfiler quede flotando sobre la superficie del agua, mientras que si dejamos que caiga de forma vertical, se irá al fondo. Identifica la propiedad del agua responsable de este efecto y explica cómo actúa.
- La gráfica representa la viscosidad del agua a distintas temperaturas. Teniendo en cuenta la estructura de la molécula de agua, explica por qué varía de la manera indicada.



- La entalpía (energía por cantidad de materia) de vaporización del agua es  $40.7 \text{ kJ mol}^{-1}$  a la temperatura de ebullición a 1 atm.  $1 \text{ KJ} = 1000 \text{ J}$ .

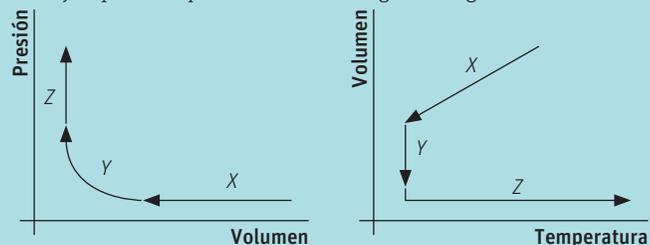


- No obstante, su valor varía con la temperatura como se indica en la gráfica siguiente. Usa la teoría cinética de la materia para explicar esta variación.
- Explica por qué, a diferencia de lo que sucede en la mayoría de las sustancias, el agua sólida es menos densa que el agua líquida a la temperatura de fusión.
- La tensión superficial, la viscosidad y la presión de vapor son propiedades que varían con la temperatura, pero mientras que la presión de vapor aumenta al aumentar la temperatura, las otras dos, disminuyen. Explica este hecho.
- Explica por qué la evaporación se produce a cualquier temperatura, pero en la superficie de un líquido, mientras que la ebullición se produce en toda su masa pero solo a una temperatura.
- Queremos preparar 100 mL de disolución 1.5 M en  $\text{CoCl}_2$ . Haz los cálculos que precises si vamos a usar como producto comercial  $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ .
- ¿Cuál será la molaridad de la disolución que resulta de diluir 15 mL de  $\text{HNO}_3$  comercial, del 67% de riqueza y  $1.14 \text{ g mL}^{-1}$  de densidad hasta tener un volumen final de 250 mL?
- Queremos preparar 500 mL de disolución 2.5 M en iones  $\text{Br}^-$ . Haz los cálculos que precises si vas a usar como soluto  $\text{CaBr}_2$  del 95% de riqueza en masa.
- Haz los cálculos e indica el procedimiento que seguirías para preparar 100 mL de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  1.5 M si dispones de un ácido comercial del 96% de riqueza y densidad,  $1.85 \text{ g mL}^{-1}$ .
- El amoníaco se comercializa como disoluciones acuosas del 20% de riqueza y densidad  $0.92 \text{ g mL}^{-1}$ . Expresa su concentración como molaridad, molalidad, fracción molar y  $\text{g L}^{-1}$ .

## PROBLEMAS

### EVALUACIÓN FINAL EN GRUPO RESUELVAN LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:

1. Se somete a un gas a tres procesos identificados con las letras X, Y y Z que se esquematizan en los siguientes gráficos:



Las propiedades que cambian en el proceso Z son:

- V, T
  - p, T
  - V, T
  - p, n
2. El material que conocemos como mármol es carbonato de calcio. Cuando lo calentamos a elevada temperatura, se descompone, liberando dióxido de carbono y dejando un residuo de óxido de calcio. En una experiencia calentamos 15 g de mármol hasta su total descomposición y almacenamos el gas obtenido en una ampolla de 5 L, a 25 °C; en esas condiciones, ejerce una presión de 1 atmósfera. Si calentamos la ampolla hasta que la temperatura sea de 50 °C, podemos asegurar que:
- La presión pasa a ser de 2 atm si el volumen no varía.
  - Si la ampolla puede modificar su volumen, llegará a 10 L.
  - Si la presión aumenta, el volumen disminuye en la misma proporción.
  - Ninguna de las opciones anteriores.
3. Los gases pueden tener comportamiento ideal o real, según sean las condiciones. Justifica cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas:
- Los gases se comportan como ideales a bajas presiones y altas temperaturas.
  - Los gases se comportan como reales a bajas presiones y altas temperaturas.
  - Los gases se comportan como reales a altas presiones y bajas temperaturas.
  - Los gases se comportan como ideales a altas presiones y bajas temperaturas.
4. La forma que adoptan las gotas de lluvia está relacionada con la propiedad de los líquidos, llamada:
- Tensión superficial.
  - Presión de vapor.
  - Viscosidad.
  - Capilaridad
5. Preparamos una disolución disolviendo 20 g de sal en 100 mL de agua.
- La disolución es al 20% en masa de sal.
  - Si añadimos 10 g de sal, la disolución es del 23% en masa de sal.
  - En 30 g de disolución, tendremos 6 g de sal.
  - Si añadimos 50 mL de agua, la disolución es del 15% en masa de sal.
6. ¿Qué masa de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , hay en 2 L de una disolución acuosa de concentración 2.0 M?

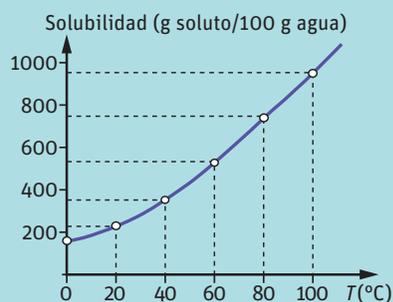
- 68.0 g
- 34.0 g
- 17.0 g
- 8.5 g

7. ¿Qué par de las siguientes disoluciones tiene la misma concentración?

- 1 mol de soluto en 1 L de disolución.
  - 0.1 mol de soluto en 100 mL de disolución.
  - 1 mol de soluto en 100 mL de disolución.
  - 0.1 mol de soluto en 10 L de disolución.
- Solo 1 y 2.
  - Solo 1 y 3.
  - Solo 2 y 3.
  - Solo 2 y 4.

8. La gráfica muestra la solubilidad del nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) en agua:

- A 20 °C, puedo disolver 200 g de nitrato de plata en 250 mL de agua.
- A 60 °C, puedo disolver 500 g de nitrato de plata en 100 mL de agua.
- Para disolver 800 g de nitrato de plata en 100 mL de agua, necesito calentar por encima de 80 °C.
- Si caliento 25 mL de agua hasta 100 °C, puedo llegar a disolver 250 g de nitrato de plata.



#### INDICADORES DE EVALUACIÓN

- Explica razonadamente las leyes de los gases y muestra aptitud en la resolución de ejercicios cotidianos relacionando esta temática con la estequiometría.
- Establece las propiedades de los líquidos utilizando el agua como un punto de referencia.
- Define entropía, ejemplifica situaciones en las que se demuestre que la entropía del universo tiende a aumentar y desarrolla cálculos al respecto.
- Explica razonadamente las leyes de los gases y muestra aptitud en la resolución de ejercicios cotidianos relacionando esta temática con la estequiometría.
- Establece las propiedades de los líquidos utilizando el agua como un punto de referencia.
- Identifica claramente los factores que modifican la concentración de una solución.
- Describe la forma de determinar la concentración de una disolución, y la calcula empleando para ello unidades físicas y químicas
- Neutraliza disoluciones de manera experimental, basándose en los respectivos cálculos matemáticos.

# Premio Nobel de Física 2001 a los creadores de un nuevo estado de la materia

La Academia de Ciencias de Suecia otorgó el Premio Nobel de Física de este año a los físicos estadounidenses Eric A. Cornell y Carl E. Wieman, y al alemán Wolfgang Ketterle, por la creación de un nuevo estado de la materia conocido como el “condensado de Bose-Einstein”.

Este nuevo estado de la materia fue predicho en 1924 por el físico hindú Satyendra Nath Bose y por el físico alemán Albert Einstein. Bose estaba estudiando la nueva idea de que la luz venía en pequeños paquetes discretos de energía llamados cuantos o fotones, y supuso ciertas reglas para decidir cuándo dos fotones deberían ser contados como iguales o diferentes, y estableció la conocida “estadística de Bose-Einstein”.

Einstein sospechó que las mismas reglas deberían aplicarse a los átomos y trabajó en la teoría de cómo los átomos de un gas se comportarían si estas reglas fueran aplicadas; encontró que las ecuaciones demostraban que los átomos no tendrían mucha diferencia, excepto a muy bajas temperaturas, donde la mayoría de los átomos ocuparían el mismo nivel cuántico de energía.

Las ecuaciones de Einstein predijeron que a temperaturas normales los átomos estarían en muchos niveles distintos de energía, pero que, sin embargo, a muy bajas temperaturas, una gran proporción repentinamente se lanzaría hacia el nivel más bajo de energía. Este apilamiento de los átomos en el fondo de los niveles de energía es lo que se conoce como la condensación de Bose-Einstein, donde los átomos son absolutamente iguales y se juntan en una masa común semejante a un “superátomo”.

Cuando la materia se enfría para formar el Condensado de Bose-Einstein surgen dos propiedades nuevas. Una es que los átomos están congelados, todo lo quieto que permiten las leyes de la mecánica cuántica. Lo que hace que la interacción entre ellos sea muy débil, y se ven afectados por la fuerza de gravedad, con lo que caen como si fueran piedras, algo sorprendentemente inusitado a escala atómica. Pero siguen siendo un gas aunque se comporten como sólidos. La segunda propiedad es que los átomos son coherentes, todos oscilan de manera coordinada, formando una única onda al igual que sucede con la luz en los láser; esto posibilitaría la construcción de futuros láser atómicos, es decir de dispositivos capaces de generar haces atómicos coherentes, cuyas aplicaciones serían muy variadas.

El desarrollo y el conocimiento de las propiedades de este nuevo estado de la materia podría contribuir en el futuro cercano a la creación de rayos láser microscópicos, que puedan usar métodos revolucionarios en litografía, que permitan dibujar circuitos de computadora sumamente diminutos, permitiendo la construcción de computadoras de alta velocidad, mayor potencia y muy compactas.

Warner Chaves, "Premio Nobel de Física 2001 a los creadores de un nuevo estado de la materia" (adaptación), en Tecnológico de Costa Rica [en línea], 2001, disponible en <<http://www.tec-digital.itcr.ac.cr/revista-fisica/Archivo/N3/Nobel-Fisica2001.pdf>>, fecha de consulta: 12 de septiembre de 2012.

Explica la importancia de descubrir un “nuevo” estado de agregación.

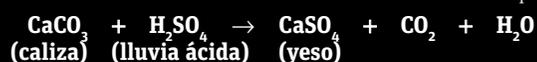
(© Thinkstock)

## Bloque 4 ÁCIDOS, BASES Y SALES

### CONOCIMIENTOS

- 4.1 Ácidos y bases
- 4.2 Reacciones de los ácidos.  
Reacciones de las bases.  
Electrolitos y no electrolitos
- 4.3 Sales
- 4.4 Disociación e ionización de electrolitos
- 4.5 Electrolitos fuertes y débiles
- 4.6 Ionización del agua
- 4.7 Introducción al pH
- 4.8 Neutralización

La lluvia ácida causa multitud de efectos nocivos sobre los ecosistemas y sobre los materiales. Aumenta la acidez de las aguas de ríos y lagos, causando graves daños en la vida acuática; aumenta la acidez de los suelos, modificando su composición y arrastrando metales tóxicos hacia las corrientes de agua, lo que ocasiona que la vegetación sufra un daño directo que puede producir la muerte de muchas especies. El mármol usado en la construcción del patrimonio también sufre daños, transformándose en yeso, que es disuelto por el agua, provocando su desmoronamiento. Este es el llamado “mal de la piedra”:



También, los materiales metálicos se corroen a mayor velocidad, ya que pueden ser disueltos por el ácido.

#### Exploración del conocimiento:

¿Cómo piensas que se pueden mitigar los daños de la lluvia ácida en los suelos de cultivo?

#### Objetivo:

- Diferenciar las soluciones ácidas y básicas mediante la utilización de indicadores en experiencias de laboratorio para determinar su utilidad.

#### DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- Describir ácidos y bases a partir de la interpretación cualitativa y cuantitativa de las teorías de Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis en diferentes procesos químicos representados mediante ecuaciones, y de la clasificación de las propiedades y formas de reaccionar.
- Reconocer las sales a partir de la definición de sus propiedades y de sus formas de obtención en el laboratorio.
- Diferenciar los electrolitos de los no electrolitos y los electrolitos fuertes y débiles a partir de la descripción de su forma de disociación e ionización y de la explicación del proceso de ionización del agua, el pH, la neutralización y la formulación de ecuaciones iónicas.



#### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.

## 4.1 ÁCIDOS Y BASES

Desde la Antigüedad se sabe que existen sustancias cuyas disoluciones acuosas comparten una serie de propiedades, como poseer sabor ácido; enrojecer determinados pigmentos vegetales de color azul, como el papel de tornasol; disolver mármol o reaccionar con los metales activos, como el cinc, desprendiendo  $\text{H}_2$ .

Para englobar dichas sustancias, en 1663, el químico inglés Robert Boyle introdujo el término general **ácido**, del latín *acidus*, que significa ‘agrio’. Esta definición incluía entre los ácidos a sustancias tan diversas como el zumo de limón, la leche agria o el vinagre.

Por otra parte, se conoce otro grupo de sustancias cuyas disoluciones acuosas comparten, entre otras, las siguientes propiedades: poseer sabor amargo, producir una sensación jabonosa al tacto, devolver el color azul a pigmentos previamente enrojecidos por un ácido en disolución y, en general, contrarrestar las propiedades características de las disoluciones ácidas.

Para este segundo grupo de sustancias se acuñó el término **álcali**, del árabe *alkali*, cuyo significado es ‘cenizas vegetales’. Mezclando una disolución ácida con otra alcalina puede obtenerse una sal. Por esta razón, los álcalis recibieron más tarde el nombre de **bases**, del griego *basis*, que se traduce como ‘fundamento para la obtención de sales’. Ejemplos de este grupo de sustancias son el amoníaco, los jabones o la lejía.

(© Thinkstock)



En las naranjas, en los limones y en general en los cítricos, están presentes el ácido ascórbico y el ácido cítrico.

(© Thinkstock)



Muchos productos de limpieza y desinfección, de uso doméstico, son bases.

El francés **Lavoisier**, en 1787, propuso que los ácidos eran sustancias que contenían oxígeno. De hecho, Lavoisier nombró así al oxígeno, palabra griega que significa 'formador de ácidos'. Estudios posteriores comprobaron que el ácido clorhídrico no contenía oxígeno. Fue el inglés **Davy** quien, en 1810, aseguró que el hidrógeno era el único elemento que estaba presente en todos los ácidos.

Más tarde se descubrió que las disoluciones acuosas, tanto de los ácidos como de las bases, conducían la corriente eléctrica. Fue entonces cuando el químico sueco Svante Arrhenius sugirió la existencia de iones para explicar esta conductividad eléctrica.

Entre finales del siglo XIX y principios del siglo XX, se formularon importantes teorías que explicaban el comportamiento y naturaleza de los ácidos y las bases. Estas teorías son las de Arrhenius, de Brønsted y Lowry y de Lewis.

**Los ácidos y las bases se comportan como dos grupos químicamente opuestos, pues las disoluciones de los ácidos contrarrestan las propiedades características de las disoluciones de las bases, y al revés.**



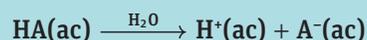
(© Thinkstock)

El químico sueco Svante A. Arrhenius (1859-1927) desarrolló la teoría de los ácidos y las bases en disolución acuosa. Recibió el Premio Nobel en 1903.

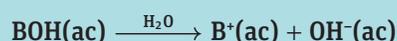
## 4.2 REACCIONES DE LOS ÁCIDOS. REACCIONES DE LAS BASES. ELECTROLITOS Y NO ELECTROLITOS

En 1887 el químico sueco **Svante August Arrhenius** explicó la naturaleza de los ácidos y las bases a partir de su teoría de disociación electrolítica. Los **electrolitos** son las sustancias que, disueltas en agua, forman una disolución que conduce la electricidad debido a que liberan iones en dicha disolución. Arrhenius postuló que los ácidos, las bases y las sales en disolución acuosa, se comportan como electrolitos y se disocian en iones positivos (cationes) y negativos (aniones). Los términos disociación e ionización se usan indistintamente para referirse a la formación de iones en las disoluciones acuosas. Según su teoría, Arrhenius definió así a los ácidos y a las bases.

➤ **Ácido** es toda sustancia, HA, que posee algún átomo de hidrógeno y es capaz de disociarse, en disolución acuosa, dando iones  $H^+$ .

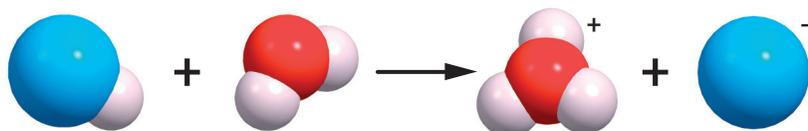
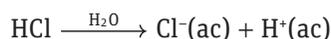


➤ **Base** es toda sustancia, BOH, que contiene algún grupo OH y es capaz de disociarse, en disolución acuosa, dando iones  $OH^-$ .



De acuerdo con estas definiciones se incluyen como ácidos las sustancias que contienen agua o no, llamados hidrácidos y oxoácidos, y como bases las sustancias denominadas hidróxidos.

Un ejemplo de ácido sería el HCl y un ejemplo de base sería el NaOH, ya que en disolución acuosa se disocian del siguiente modo:

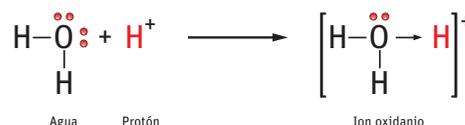


Un ejemplo de base sería el NaOH que, en disolución acuosa, se disocia del siguiente modo:



A pesar del avance que supuso, la teoría de Arrhenius presentaba algunas limitaciones. Según Arrhenius, los conceptos de ácido y base dependían del agua como disolvente, cuando se sabe que existen reacciones ácido-base en medios no acuosos. Además existen sustancias que tienen carácter ácido a pesar de no tener hidrógeno (como

**Unión del protón ( $H^+$ ) a la molécula de agua.**



sucede con los óxidos ácidos  $CO_2$ ,  $SO_3$ , etc.) y otras sustancias que tienen carácter básico sin tener iones  $OH^-$ , como sucede al amoniaco.

En realidad, en el agua no existe un protón libre disociado ( $H^+$ ); su atracción hacia las moléculas polares del agua es tan fuerte que el protón se une a una molécula de agua, mediante un enlace dativo, y forma el **ion oxidanio  $H_3O^+(ac)$** . La notación  $H^+(ac)$ , más sencilla, también es frecuente, para representar al protón en disolución acuosa, pero es más imprecisa.

## Teoría de Brønsted y Lowry

En 1923, el danés **Jhoannes Brønsted** y el inglés **Thomas Lowry** desarrollaron una teoría más general sin las limitaciones de la teoría de Arrhenius, y propusieron las siguientes definiciones para un ácido y una base.

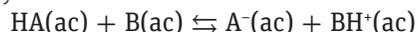
- ▶ Un **ácido** es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder un protón a otra sustancia.
- ▶ Una **base** es toda especie química, molecular o iónica, capaz de aceptar un protón de otra sustancia.

Según la teoría de Brønsted y Lowry, los ácidos son sustancias donadoras de protones y las bases, sustancias aceptadoras de protones; por lo tanto, una **reacción ácido-base** es un proceso de **transferencia de protones**.

Esta teoría, para ácidos y bases, incluye a la de Arrhenius y la amplía; las sustancias que son ácidos según la teoría de Arrhenius (como el HCl), también lo son según Brønsted, pues, al disolverse, ceden un protón al agua.

Podemos considerar las reacciones ácido-base como equilibrios en los que las sustancias formadas también pueden transferir protones entre ellas. De forma general, cuando un ácido HA cede protones ( $H^+$ ) a una base B.

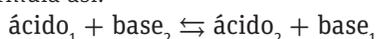
Los productos son  $A^-$  y  $BH^+$ .



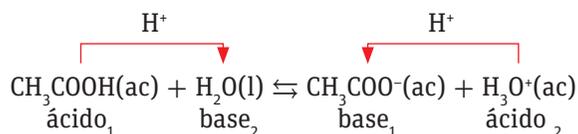
La especie  $BH^+$ , producida cuando la base B acepta un protón de la especie HA, puede donar un protón a la especie  $A^-$ , demostrando que se trata de un ácido de Brønsted-Lowry. De la misma manera, la especie  $A^-$  producida cuando la especie HA pierde un protón, puede por sí misma aceptar un protón de  $BH^+$ , indicando con ello que se trata de una base de Brønsted-Lowry. Cuando un par de moléculas o iones se relacionan mediante la pérdida o ganancia de un protón, se dice que son **pares ácido-base conjugados**. En el caso general anterior el ácido HA tiene como base conjugada la especie  $A^-$ , y la base B tiene como ácido conjugado la especie  $BH^+$ .

- ▶ Un **par conjugado** está formado por un ácido y su base conjugada, o bien por una base y su ácido conjugado.

Si designamos a los miembros de un par conjugado con el mismo subíndice, la reacción ácido-base se formula así:

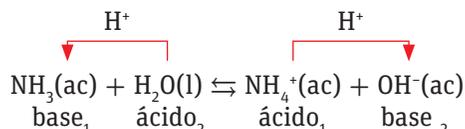


Por ejemplo, en la reacción de ionización del ácido acético:



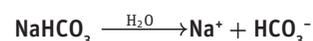
Los pares ácido-base conjugados son:  $CH_3COOH/CH_3COO^-$  y  $H_3O^+/H_2O$

Con la nueva definición, también hay que incluir al amoníaco entre las bases, ya que al disolverse, acepta un protón del agua, formando el ion amonio.

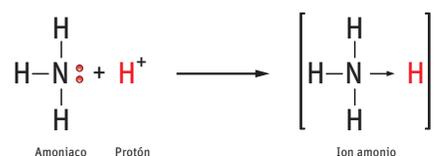
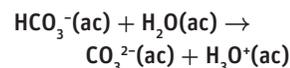


Los pares ácido-base conjugados son:  $NH_4^+/NH_3$  y  $H_2O/OH^-$

El concepto de ácido es ahora más amplio, pues iones como el  $HCO_3^-$ , formado al disolver  $NaHCO_3$  en agua:



deben ser incluidos entre los ácidos, ya que son capaces de ceder un protón a una molécula de agua:



Formación del ion amonio.

Si una especie ácida, HA, tiene mucha tendencia a ceder un protón y pasar a la especie A<sup>-</sup>, esta tendrá muy poca tendencia a aceptar un protón para convertirse en HA. Y, al revés, si la especie HA tiene muy poca tendencia a ceder un protón y pasar a la forma A<sup>-</sup>, esta última especie capta fácilmente un protón, transformándose en HA. La figura muestra algunos ejemplos.

	Ácido	Base conjugada	
Muy fuertes	HCl ácido clorhídrico H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> ácido sulfúrico HNO <sub>3</sub> ácido nítrico	Cl <sup>-</sup> anión cloruro HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> anión hidrogenosulfato NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> anión nitrato	Extremadamente débiles
Fuertes	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ion oxidanio HIO <sub>3</sub> ácido yódico HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup> anión hidrogenosulfato	H <sub>2</sub> O agua IO <sub>3</sub> <sup>-</sup> anión yodato SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> anión sulfato	Muy débiles
Medianamente fuertes	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ácido fosfórico HF ácido fluorhídrico CH <sub>3</sub> COOH ácido acético	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> anión dihidrogenofosfato F <sup>-</sup> anión fluoruro CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup> anión acetato	Débiles
Débiles	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> catión amonio HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup> anión hidrogenocarbonato HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> anión hidrogenofosfato	NH <sub>3</sub> amoniaco CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> anión carbonato PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> anión fosfato	Medianamente fuertes
Muy débiles	H <sub>2</sub> O agua	OH <sup>-</sup> anión hidróxido	Fuertes

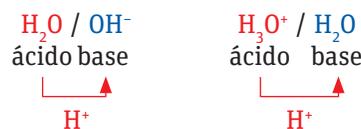
Comportamiento de diferentes ácidos frente a sus bases conjugadas.

El carácter ácido y básico es relativo, ya que hay sustancias que pueden actuar como ácidos o como bases dependiendo de la sustancia con la que reaccionan. Este comportamiento especial es el que experimenta el agua, ya que actúa como un ácido cuando cede H<sup>+</sup> y como una base, cuando acepta H<sup>+</sup>.

El agua, cuando se combina con un ácido, como el HCl, acepta un protón de este; es decir, se comporta como una base, mientras que frente a una base, como el NH<sub>3</sub>, cede un protón, comportándose como un ácido. Este fenómeno se conoce como **anfoterismo**.

Las sustancias que, como el agua, pueden actuar como un ácido o como una base, se denominan **anfóteras**.

Cualquier par ácido-base conjugados difieren, únicamente, en un H<sup>+</sup>:



#### CLAVES PARA RESOLVER

- Identifica el ácido o la base según ceda o capte protones.
- Escribe el equilibrio de disociación e identifica las especies conjugadas.

#### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

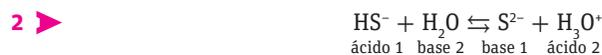
El ion hidrogenocarbonato, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, puede actuar como ácido y como base de Brønsted-Lowry. ¿Cuál es su ácido conjugado? ¿Y su base conjugada?

#### EJERCICIOS RESUELTOS

El ion hidrogenosulfuro, HS<sup>-</sup>, es una especie anfótera: puede actuar como ácido y como base. En el primer caso, ¿cuál es su base conjugada? Cuando actúa como base, ¿cuál es su ácido conjugado?

#### Solución

- La base conjugada de un ácido se obtiene restándole a este un protón (H<sup>+</sup>). Por tanto, la base conjugada del ácido HS<sup>-</sup> es el ion sulfuro, S<sup>2-</sup>.

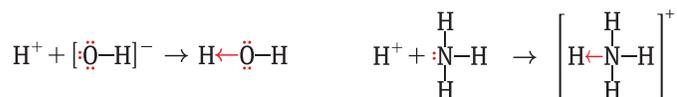


- El ácido conjugado de una base se obtiene sumándole un H<sup>+</sup>. Cuando el ion HS<sup>-</sup> actúa como base, su ácido conjugado es, pues, el H<sub>2</sub>S.



## Teoría de Lewis

En la teoría de Brønsted y Lowry, una base es una sustancia capaz de aceptar un protón. Según este concepto, tanto el ion hidróxido como el amoníaco son bases:

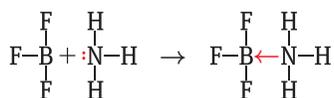


En ambos casos, el átomo al cual se une el protón tiene al menos un par de electrones libres. Esta propiedad característica del  $\text{OH}^-$ , del  $\text{NH}_3$  y de otras bases, sugirió al químico **G. N. Lewis**, en 1932, una definición más general de ácidos y bases.

- ▶ Una **base de Lewis** es una sustancia capaz de donar un par de electrones.
- ▶ Un **ácido de Lewis** es una sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

Así, en la protonación del amoníaco, el  $\text{NH}_3$  actúa como una base de Lewis, ya que dona un par de electrones al protón,  $\text{H}^+$ , que actúa como ácido de Lewis al aceptar un par de electrones. Por tanto, una reacción ácido-base de Lewis es aquella que implica la **donación de un par de electrones** de una especie a otra. Dicha reacción no produce una sal y agua.

El concepto de ácido y base de Lewis es mucho más general que todos los anteriores. Las reacciones ácido-base de Lewis incluyen muchas reacciones en las que no participan ácidos de Brønsted-Lowry. Un ejemplo típico es la reacción entre el trifluoruro de boro y el amoníaco:



El átomo de boro en el  $\text{BF}_3$  tiene hibridación  $sp^2$ . El orbital  $2p$  vacío que no participa en la hibridación acepta el par de electrones del  $\text{NH}_3$ . Por tanto, el  $\text{BF}_3$  actúa como un ácido de Lewis, aunque no contenga un átomo de hidrógeno ionizable. Observa que entre los átomos de B y de N se forma un enlace covalente coordinado, como sucede en todas las reacciones ácido-base de Lewis.

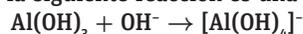
- ▶ Una **reacción ácido-base de Lewis** es una reacción en la que se forma un enlace covalente coordinado.

Las conclusiones de la teoría de Lewis son:

- Las especies que actúan como bases de Lewis (por ejemplo,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{OH}^-$ ) son también bases de Brønsted-Lowry, en el sentido de que pueden aceptar un protón.
- Las especies que actúan como ácidos de Lewis (por ejemplo,  $\text{BF}_3$ ,  $\text{SO}_2$ ) no necesitan ser ácidos de Brønsted-Lowry (dadores de protones). En este sentido, el modelo de Lewis amplía el concepto de ácido.

### EJERCICIOS RESUELTOS

Según la teoría de Lewis, la siguiente reacción es una reacción ácido-base:



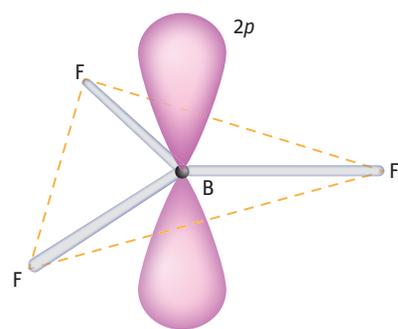
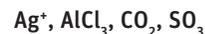
¿Qué especie es el ácido y cuál la base?

#### Solución

- 1 ▶ La base de Lewis es el ion hidróxido,  $\text{OH}^-$ , y el ácido, el hidróxido de aluminio,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , ya que el átomo de oxígeno del  $\text{OH}^-$  cede un par de electrones al átomo de aluminio del  $\text{Al}(\text{OH})_3$  para formar un enlace covalente coordinado.



Todos los ácidos de Brønsted-Lowry, son ácidos de Lewis, por ejemplo:



En la molécula de  $\text{BF}_3$ , el boro no usa un orbital  $2p$  en la formación de los orbitales híbridos  $sp^2$ .

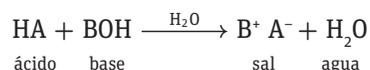
Aunque la definición de Lewis de ácidos y bases tiene una gran importancia por su generalidad, cuando se habla de un ácido o de una base, sin especificar más, se entiende que se trata de un ácido o una base en términos de la definición de Brønsted-Lowry.

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ▶ Identifica el ácido y la base conjugada de Lewis (difieren en un protón).

## 4.3 SALES

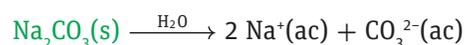
Una **sal** es un compuesto iónico formado por la reacción entre un ácido y una base, mediante una reacción de neutralización en la que, además, se obtiene agua como producto.



Ácidos, bases y sales, se engloban dentro del término **electrolitos**, ya que en disolución acuosa son capaces de conducir la electricidad, gracias a la gran movilidad de los iones liberados.

Observa que el catión de la sal, B<sup>+</sup>, procede de la base y el anión, A<sup>-</sup>, procede del ácido.

Al igual que los ácidos y las bases, las sales se disocian en disolución acuosa liberando un catión y un anión.



El carácter ácido o básico de una disolución salina, depende del comportamiento en agua del catión y del anión.

- ▶ Si el **catión** es el ácido conjugado de una **base débil**, o un ion metálico que no sea del grupo 1 o 2, dando como resultado H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.
- ▶ Si el **anión** es la base conjugada de un **ácido débil**, dando como resultado OH<sup>-</sup>.

El comportamiento ácido o básico de diferentes cationes y aniones, se muestra en la tabla.

CATIONES CONJUGADOS DE BASES FUERTES Y DÉBILES				ANIONES CONJUGADOS DE ÁCIDOS FUERTES Y DÉBILES			
CATIÓN	BASE FUERTE	CATIÓN	BASE DÉBIL	ANIÓN	ÁCIDO FUERTE	ANIÓN	ÁCIDO DÉBIL
Li <sup>+</sup>	LiOH	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>			F <sup>-</sup>	HF
Na <sup>+</sup>	NaOH	Be <sup>2+</sup>	Be(OH) <sub>2</sub>	Cl <sup>-</sup>	HCl	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	HNO <sub>2</sub>
K <sup>+</sup>	KOH	Al <sup>3+</sup>	Al(OH) <sub>3</sub>	Br <sup>-</sup>	HBr	CN <sup>-</sup>	HCN
Ca <sup>2+</sup>	Ca(OH) <sub>2</sub>	Zn <sup>2+</sup>	Zn(OH) <sub>2</sub>	I <sup>-</sup>	HI	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
Mg <sup>2+</sup>	Mg(OH) <sub>2</sub>	Cr <sup>3+</sup>	Cr(OH) <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	HNO <sub>3</sub>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
Sr <sup>2+</sup>	Sr(OH) <sub>2</sub>	Fe <sup>3+</sup>	Fe(OH) <sub>3</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HClO <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	CH <sub>3</sub> COOH
Ba <sup>2+</sup>	Ba(OH) <sub>2</sub>	Ni <sup>3+</sup>	Ni(OH) <sub>3</sub>			PO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>-</sup>
						S <sup>2-</sup>	H <sub>2</sub> S

Algunos cationes y aniones conjugados de diferentes ácidos y bases, fuertes y débiles.

Dependiendo del tipo de ácido o de base de los que proceden, las sales se dividen en cuatro grupos: sales procedentes de un ácido fuerte y una base fuerte; de un ácido débil y una base fuerte; de un ácido fuerte y una base débil, y de un ácido débil y una base débil.

## A TU ALREDEDOR

### El principal ingrediente para la momificación: una sal

El carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , ya era usado por los egipcios en el proceso de momificación, que comenzaba con la extracción de los órganos internos. El cráneo se rellenaba con resina caliente y la cavidad abdominal con especias y resinas. Para su total deshidratación, el cuerpo era cubierto durante 70 días por un baño de **natrón** (carbonato de sodio) que se obtenía del desierto.

Tras la completa desecación, el cuerpo era limpiado y se envolvía completamente con, al menos, trescientos cincuenta metros de algodón o lino.



### Sales procedentes de un ácido fuerte y una base fuerte

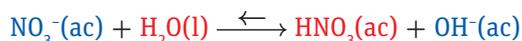
- Las sales procedentes de un ácido fuerte y una base fuerte originan **disoluciones neutras**.



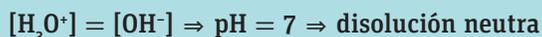
Por ejemplo, para el  $\text{NaNO}_3$ , la disociación será:



- El catión sodio,  $\text{Na}^+$ , es el ácido conjugado de una base fuerte, el hidróxido de sodio ( $\text{NaOH}$ ); es, por tanto, un ácido débil que no reacciona con el agua: no experimenta hidrólisis y, por lo tanto, no produce iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .
- El anión nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , es la base conjugada de un ácido fuerte, el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ); es una base débil que no reacciona con el agua: no experimenta hidrólisis y, por lo tanto, no produce iones  $\text{OH}^-$ . La reacción está muy desplazada a la izquierda:



Los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  presentes en la disolución, proceden en su totalidad de la **autoionización** del agua, por lo que la disolución de la sal es neutra.

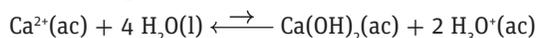
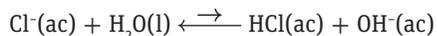


### EJERCICIOS RESUELTOS

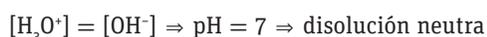
Justifica el carácter neutro de una disolución de cloruro de calcio,  $\text{CaCl}_2$ .

#### Solución

- 1 ► De los iones formados en la ionización del cloruro de calcio: anión  $\text{Cl}^-$  y catión  $\text{Ca}^{2+}$ , ninguno reacciona con el agua, ya que provienen, respectivamente, de un ácido fuerte ( $\text{HCl}$ ) y de una base fuerte ( $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ).



- 2 ► La disolución es neutra, ya que los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  presentes en la disolución, proceden en su totalidad de la autoionización del agua.



CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR  
Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.

Cuando una sal se disocia, lo hace casi completamente, por lo que podemos asegurar que la concentración de los iones formados coincide con la concentración de la sal.

#### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ► Deduce qué iones se forman en la disociación de la sal e identifica el ácido o la base conjugada de los que proceden.
- 2 ► Determina el efecto de los iones sobre el pH de la disolución y decide cuál es el predominante.

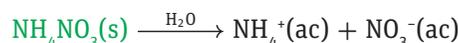
## Sales procedentes de un ácido fuerte y una base débil

- Las sales que contienen el catión de una base débil y el anión de un ácido fuerte, dan lugar a disoluciones **ácidas**.



Las sales amónicas como el cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , y el nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , son sales procedentes de un ácido fuerte y una base débil.

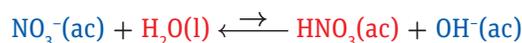
Por ejemplo, para el  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , la disociación será:



- El catión amonio,  $\text{NH}_4^+$ , es el ácido conjugado de una base débil, el amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y sí reacciona con el agua, es decir, se hidroliza liberando iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ :



- El anión nitrato,  $\text{NO}_3^-$ , es la base conjugada de un ácido fuerte, el ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ), por lo que no reacciona con el agua, y no produce iones  $\text{OH}^-$ :



Así pues, habrá un exceso de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , por lo que la disolución será ácida.



## Sales procedentes de un ácido débil y una base fuerte

- Las sales que contienen el catión de un ácido débil y una base fuerte originan **disoluciones básicas**.

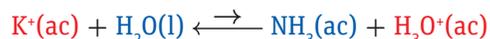


El carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , el hidrogenocarbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ , el acetato de sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  o el cianuro de potasio,  $\text{KCN}$ , son sales procedentes de un ácido débil y una base fuerte.

Por ejemplo, para el  $\text{KCN}$ , la disociación será:



- El catión potasio,  $\text{K}^+$ , es el ácido conjugado de una base fuerte, el hidróxido de potasio ( $\text{KOH}$ ); es, por tanto, un ácido débil que no reacciona con el agua: no experimenta hidrólisis y, por lo tanto, no produce iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ :



- El anión cianuro,  $\text{CN}^-$ , al ser la base conjugada del ácido cianhídrico, ( $\text{HCN}$ ), un ácido débil, sí se hidroliza desprendiendo iones  $\text{OH}^-$ :



Así pues, habrá un exceso de iones  $\text{OH}^-$ , por lo que la disolución será básica.



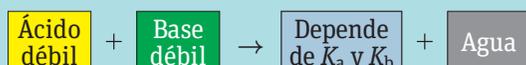
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



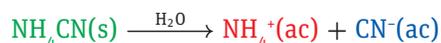
1. Considera las disoluciones de las siguientes sales:  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{KClO}_4$  y  $\text{NH}_4\text{I}$ . ¿Cuáles serán ácidas, básicas o neutras?
2. La lejía es una disolución acuosa de hipoclorito de sodio,  $\text{NaClO}$ . Predice el carácter ácido, básico o neutro de la lejía.

## Sales procedentes de un ácido débil y una base débil

- La disolución de una sal que contiene el catión de una base débil y el anión de un ácido débil, tiene un pH que **depende de las constantes de ionización**, de los respectivos iones conjugados.



Por ejemplo, para el  $\text{NH}_4\text{CN}$ , la disociación será:



- El catión amonio,  $\text{NH}_4^+$ , es ácido conjugado de una base débil, el amoniaco,  $\text{NH}_3$ , por lo que se hidroliza desprendiendo iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ :



- El anión cianuro,  $\text{CN}^-$ , es base conjugada de un ácido débil, el ácido cianhídrico,  $\text{HCN}$ , y también se hidroliza. Desprende iones  $\text{OH}^-$ :



La disolución será ácida, básica o neutra, según qué ion se hidrolice en mayor grado, pues será el que desprenda mayor cantidad de iones  $\text{OH}^-$  o  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

En este caso concreto, la disolución de  $\text{NH}_4\text{CN}$  es básica, ya que el ion amonio,  $\text{NH}_4^+$  ( $K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$ ), se hidroliza menos que el ion cianuro  $\text{CN}^-$  ( $K_b = 2 \cdot 10^{-5}$ ) y, por ello, la concentración de iones  $\text{OH}^-$  en la disolución es mayor que la de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ .

Así pues, en las disoluciones de sales procedentes de ácido débil y base débil, se pueden dar los siguientes casos:

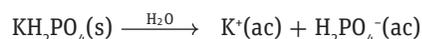
- $K_b(\text{anión}) > K_a(\text{catión}) \Rightarrow [\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} > 7 \Rightarrow$  **disolución básica.**
- $K_b(\text{anión}) < K_a(\text{catión}) \Rightarrow [\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} < 7 \Rightarrow$  **disolución ácida.**
- $K_b(\text{anión}) \approx K_a(\text{catión}) \Rightarrow [\text{OH}^-] \approx [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow \text{pH} \approx 7 \Rightarrow$  **disolución neutra.**

### EJERCICIOS RESUELTOS

El dihidrogenofosfato de potasio,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ , se usa en las bebidas para deportistas. Busca los valores de  $K_a$  necesarios y razona si una disolución acuosa de  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  será ácida, neutra o básica.

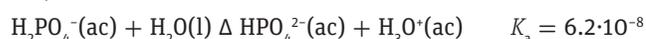
#### Solución

- 1 ► La sal se disocia según la siguiente ecuación:



- 2 ► Los iones  $\text{K}^+$  no se hidrolizan, ya que proceden de una base fuerte ( $\text{KOH}$ ).

El ion  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  es anfótero y puede ceder o captar un protón:



$$K_b(\text{H}_2\text{PO}_4^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{7.1 \cdot 10^{-3}} = 1.4 \cdot 10^{-12}$$

- 3 ► Dado que  $K_a > K_b$ , la primera reacción se produce en mayor extensión. Así, la disolución de  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  será ácida.

Las sales amónicas como el acetato de amonio,  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ , el cianuro de amonio,  $\text{NH}_4\text{CN}$ , o el carbonato de amonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ , son sales procedentes de un ácido débil y una base débil.

### CLAVES PARA RESOLVER

- Escribe la ecuación de disociación de la sal.
- Determina qué efecto tendrán el catión y el anión sobre el pH de la disolución.
- Decide cuál de los efectos anteriores es el predominante.

## 4.4 DISOCIACIÓN E IONIZACIÓN DE ELECTROLITOS

Como hemos visto, los valores de las constantes de ionización  $K_a$  y  $K_b$ , nos dan información sobre la fuerza de un ácido y una base, respectivamente. Sin embargo, es frecuente medir la fuerza de los ácidos y las bases mediante su grado de ionización.

- El **grado de ionización o disociación**,  $\alpha$ , de un ácido o de una base débiles es la relación entre la concentración del ácido o de la base ionizados en el equilibrio y su concentración inicial.

$$\alpha = \frac{\text{concentración de ácido o base ionizados}}{\text{concentración de ácido o base inicial}}$$

Es muy útil expresar el grado de ionización como porcentaje. En este caso, la expresión para el **porcentaje de ionización** es:

$$\alpha(\%) = \frac{\text{concentración de ácido o base ionizados}}{\text{concentración de ácido o base inicial}} \cdot 100$$

Por ejemplo, para un ácido cuyo porcentaje de ionización es del 15%, significa que el 15% de sus moléculas está ionizado, permaneciendo sin ionizar el 85%.

- En general, para un **ácido débil** HA:

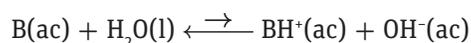


la concentración del ácido que se ioniza es igual a la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  o de iones  $\text{A}^-$  en el equilibrio. Así, el grado de ionización se puede escribir como:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{HA}]_0} = \frac{x}{c_0}$$

donde  $x$  es la concentración en el equilibrio y  $c_0$ , la concentración inicial del ácido.

- Para una **base débil** B, de la misma manera:



el grado de ionización es:

$$\alpha = \frac{[\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{B}]_0} = \frac{x}{c_0}$$

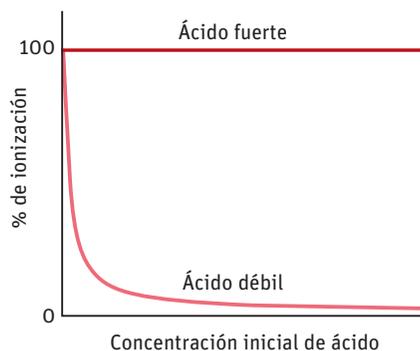
donde  $x$  es la concentración en el equilibrio y  $c_0$ , la concentración inicial de la base.

Hay que tener en cuenta que el valor del porcentaje de ionización en los ácidos y bases fuertes es 100% ( $\alpha = 1$ ).

- Cuanto más pequeño sea el valor del grado de ionización  $\alpha$ , más débil será el ácido o la base.

La proporción en que se ioniza un ácido o una base débiles, depende de las concentraciones iniciales del ácido o de la base. Así por ejemplo, cuando se diluye un ácido se reduce el número de moléculas de ácido no ionizadas e iones por unidad de volumen. Por el principio de Le Châtelier, el equilibrio se desplaza hacia la formación de iones.

- Cuanto más diluida está la concentración de un ácido o de una base, mayor es el valor del grado de ionización.



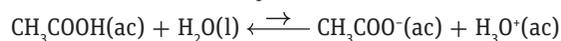
**Dependencia del porcentaje de ionización con la concentración inicial del ácido.** De la gráfica se aprecia que bajas concentraciones todos los ácidos, fuertes y débiles, están ionizados casi por completo.

## EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula el porcentaje de ionización de una disolución de ácido acético de concentración  $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ , sabiendo que su constante de ionización  $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .

### Solución

- 1 ► La ecuación de ionización del  $\text{CH}_3\text{COOH}$  es:



Los cambios en las concentraciones de todas las especies hasta que se alcanza el equilibrio, son:

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$
$[ ]_0$	0.10				0		0
$\Delta [ ]$	-x				+x		+x
$[ ]_{\text{eq}}$	$0.10 - x$				x		x

- 2 ► La expresión de  $K_a$  es:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}_{\text{eq}}$$

$$K_a = \frac{x^2}{0.10 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Hacemos la aproximación:  $0.10 - x \approx 0.10$ , para simplificar la resolución de la ecuación de segundo grado y dado que el valor de la constante  $K_a$  es suficientemente pequeño.

$$\frac{x^2}{0.10} = 1.8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x^2 = 1.8 \cdot 10^{-6} \Rightarrow x = 1.3 \cdot 10^{-3}$$

La concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  en el equilibrio es:  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.3 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ .

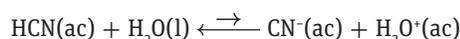
- 3 ► El porcentaje de ionización de esta disolución de ácido acético es:

$$\alpha (\%) = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{eq}}}{[\text{CH}_3\text{COOH}]_0} \cdot 100$$

$$\alpha (\%) = \frac{1.3 \cdot 10^{-3}}{0.10} \cdot 100 = 1.3\%$$

Calcula la concentración de una disolución de ácido cianhídrico, HCN, ionizado al 2%, sabiendo que su constante de ionización es  $K_a = 4.9 \cdot 10^{-10}$ .

- 1 ► La ecuación de ionización del HCN es:



Teniendo en cuenta la expresión para el grado de ionización:

$$\alpha = \frac{x}{c_0} \Rightarrow x = \alpha c_0$$

los cambios en las concentraciones de todas las especies hasta que se alcanza el equilibrio, son:

	$\text{HCN}(\text{ac})$	+	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{CN}^-(\text{ac})$	+	$\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$
$[ ]_0$	$c_0$				0		0
$\Delta [ ]$	$-x = -\alpha c_0$				$+x = \alpha c_0$		$+x = \alpha c_0$
$[ ]_{\text{eq}}$	$c_0 - \alpha c_0$				$\alpha c_0$		$\alpha c_0$

- 2 ► La expresión para la constante de ionización es:

$$K_a = \frac{\alpha^2 c_0^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 c_0}{1-\alpha}$$

Por lo tanto, la concentración inicial del ácido cianhídrico es:

$$K_a = \frac{\alpha^2 c_0^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{\alpha^2 c_0}{1-\alpha}$$

## CLAVES PARA RESOLVER

- Elabora una tabla con los cambios que se producen desde el inicio de la reacción hasta que se alcanza el equilibrio.
- Calcula la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  a partir de la expresión de  $K_a$  y haz la aproximación, para resolver la ecuación de segundo grado.
- Determina el valor del porcentaje de ionización.

## CLAVES PARA RESOLVER

- Elabora una tabla con los cambios que se producen en función del grado de ionización.
- Calcula la concentración inicial del ácido a partir de la expresión de  $K_a$ .

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Calcula el porcentaje de moléculas ionizadas de una disolución de ácido fluorhídrico, HF, de concentración  $0.010 \text{ mol L}^{-1}$ , sabiendo que la constante de ionización del ácido es  $4.6 \cdot 10^{-4}$ .

## Valor de las constantes y fuerza de ácidos y bases conjugados

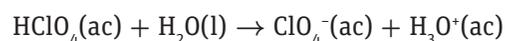


(© Thinkstock)

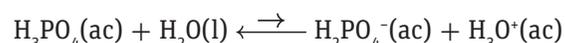
Es importante no confundir la fuerza de un ácido con su reactividad. El hecho de que un ácido es débil no significa que sea poco reactivo. Por ejemplo, el ácido fluorhídrico, HF, es un ácido débil que disuelve el vidrio, ya que los silicatos y la sílice del mismo reaccionan con el ácido, dando tetrafluoruro de silicio, SiF<sub>4</sub>, en disolución acuosa. Por este motivo, el HF se presenta siempre en recipientes de plástico.

Los **ácidos de Brønsted-Lowry** pueden dividirse en tres categorías según el valor de su constante de acidez,  $K_a$  (ver tabla):

- **Ácidos fuertes**, son dadores de protones más fuertes que el ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> y están completamente disociados en agua, como por ejemplo el ácido perclórico (HClO<sub>4</sub>).



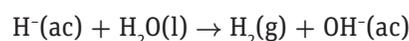
- **Ácidos débiles**, son dadores de protones más débiles que el ion H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, pero más fuertes que el H<sub>2</sub>O y se encuentran parcialmente disociados en disolución acuosa, como por ejemplo el ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>).



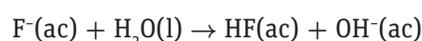
- **Ácidos conjugados de bases fuertes**, son especies dadoras de protones más débiles que el H<sub>2</sub>O y que, por tanto, no forman disoluciones acuosas ácidas. Por ejemplo, el etanol (CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH).

De manera similar, las **bases de Brønsted-Lowry** pueden clasificarse en:

- **Bases fuertes**, son aceptadoras de protones más fuertes que el ion OH<sup>-</sup>, de modo que, en disolución acuosa, se encuentran totalmente disociadas. Como el ion hidruro (H<sup>-</sup>).



- **Bases débiles**, son aceptadoras de protones más débiles que el ion OH<sup>-</sup> pero más fuertes que la molécula H<sub>2</sub>O, y se disocian parcialmente en agua. Como el ion fluoruro (F<sup>-</sup>), base conjugada del ácido débil, HF.



- **Bases conjugadas de ácidos fuertes**, son aceptadoras de protones más débiles que el H<sub>2</sub>O y, por ello, no forman disoluciones acuosas básicas. Como el ion perclorato (ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>).

**Tabla Constantes de acidez y basicidad.** Los ácidos y las bases fuertes (fondo verde oscuro) no existen como tales en disolución, ya que se disocian totalmente, dando iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> e iones OH<sup>-</sup>, respectivamente. Los ácidos y las bases (sobre fondo verde claro) cuyas especies conjugadas son fuertes, prácticamente no reaccionan con el agua.

$K_a$ (a 25 °C)	ÁCIDO CONJUGADO	BASE CONJUGADA	$K_b$ (a 25 °C)
Muy grande	HClO <sub>4</sub>	ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Muy pequeña
Muy grande	HCl	Cl <sup>-</sup>	Muy pequeña
Muy grande	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Muy pequeña
Muy grande	HNO <sub>3</sub>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Muy pequeña
1	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> O	1.0·10 <sup>-14</sup>
7.1·10 <sup>-3</sup>	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	1.4·10 <sup>-12</sup>
6.8·10 <sup>-4</sup>	HF	F <sup>-</sup>	1.5·10 <sup>-11</sup>
1.8·10 <sup>-5</sup>	CH <sub>3</sub> COOH	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	5.6·10 <sup>-10</sup>
4.4·10 <sup>-7</sup>	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	2.3·10 <sup>-8</sup>
6.2·10 <sup>-8</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	1.6·10 <sup>-7</sup>
3.0·10 <sup>-8</sup>	HClO	ClO <sup>-</sup>	3.3·10 <sup>-7</sup>
5.6·10 <sup>-10</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	NH <sub>3</sub>	1.8·10 <sup>-5</sup>
4.9·10 <sup>-10</sup>	HCN	CN <sup>-</sup>	2.0·10 <sup>-5</sup>
4.7·10 <sup>-11</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	2.1·10 <sup>-4</sup>
4.5·10 <sup>-13</sup>	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	2.2·10 <sup>-2</sup>
1.0·10 <sup>-14</sup>	H <sub>2</sub> O	OH <sup>-</sup>	1
Muy pequeña	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> OH	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> O <sup>-</sup>	Muy grande
Muy pequeña	H <sub>2</sub>	H <sup>-</sup>	Muy grande

## A TU ALREDEDOR

### Contra la acidez estomacal: antiácidos

Comparado con la mayoría de los fluidos corporales, como la sangre o la saliva, que tienen un pH próximo a 7, el jugo gástrico es muy ácido, con un rango de valores de 1 a 3. Esta acidez se debe al ácido clorhídrico (HCl) que secretan constantemente las células de la mucosa que recubre las paredes del estómago.

Cuando el alimento entra en el estómago, la producción de ácido se incrementa; la función del HCl es facilitar la digestión de la comida e impedir el crecimiento de bacterias. Sin embargo, cuando la producción de ácido clorhídrico es excesiva, puede aparecer contracción muscular, dolor e inflamación, debidos al aumento de la concentración de iones oxidanio en el estómago.

Una forma de reducir temporalmente esta elevada concentración es tomar un antiácido. Un antiácido efectivo debe disminuir rápidamente la acidez del jugo gástrico y aliviar instantáneamente, pero no debe neutralizarlo por completo, pues si esto ocurriera, la digestión no sería posible. Además, las paredes del estómago comenzarían a secretar más ácido, una situación que se conoce con el término de “efecto rebote”.

Los antiácidos son compuestos básicos. Actúan neutralizando los iones oxidanio del jugo gástrico.

Las sustancias básicas presentes en los antiácidos comerciales incluyen hidrogenocarbonato de sodio, carbonato de calcio, e

hidróxidos de magnesio y de aluminio. Algunos productos contienen más de una base.

Actualmente se comercializa una nueva generación de fármacos antiácidos que en lugar de eliminar el exceso de ácido, actúan disminuyendo su producción por parte de las células secretoras de la mucosa, evitando así el efecto rebote.



Los antiácidos se comercializan en pastillas y en suspensión.

## EJERCICIOS RESUELTOS

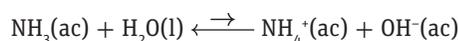
Dadas las bases, amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y anión carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ ). Escribe la expresión de sus constantes de ionización.

¿Cuál de las dos bases es más fuerte?

Datos:  $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_b(\text{CO}_3^{2-}) = 2.1 \cdot 10^{-4}$

### Solución

1 ► Las ecuaciones correspondientes a los equilibrios de disociación y sus respectivas constantes de ionización, son:



$$K_b = \left\{ \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \right\}_{\text{eq}}$$



$$K_b = \left\{ \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]} \right\}_{\text{eq}}$$

2 ► Una base es tanto más fuerte cuanto mayor es su constante de basicidad:



## CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

### Derechos del buen vivir

Art. 32.- La salud es un derecho que garantiza el Estado, cuya realización se vincula al ejercicio de otros derechos, entre ellos el derecho al agua, la alimentación, la educación, la cultura física, el trabajo, la seguridad social, Los ambientes sanos y otros que sustentan el buen vivir.

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ► A partir del equilibrio de disociación escribe la expresión de la constante de ionización.
- 2 ► Compara el valor de las constantes para deducir la fortaleza de las especies.

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

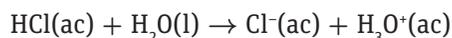


- 1 Con tu grupo razona si el ácido cloroso,  $\text{HClO}_2$  ( $K_a = 1.1 \cdot 10^{-2}$ ), es un ácido más fuerte o más débil que el ácido nitroso,  $\text{HNO}_2$  ( $K_a = 4.6 \cdot 10^{-4}$ ). ¿Cuál estará más disociado en disolución acuosa?
- 2 La metilamina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$ , es una base débil. Escribe su equilibrio de disociación acuosa y la expresión de su constante de basicidad,  $K_b$ .

## 4.5 ELECTROLITOS FUERTES Y DÉBILES

### Ácidos fuertes y débiles

De forma experimental se puede comprobar que no todos los ácidos ceden con igual facilidad un protón. Algunos, como el HCl, son especialmente propensos a cederlo de manera que prácticamente todas las moléculas de HCl que se disuelven en agua acaban cediendo su protón:



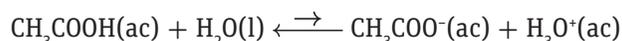
Esta reacción está tan desplazada hacia la derecha que escribimos una sola flecha; es decir, se trata de una reacción **irreversible**. La cantidad de moléculas de HCl que quedan sin disociar, esto es, sin ceder su protón, es insignificante.

La mayoría de los ácidos fuertes son ácidos inorgánicos, como el ácido clorhídrico (HCl), el ácido nítrico (HNO<sub>3</sub>), el ácido perclórico (HClO<sub>4</sub>) y el ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

Ejemplos de ácidos débiles son el ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH), el ácido cianhídrico (HCN), el ácido fluorhídrico (HF) y el ion amonio (NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).

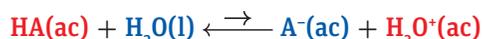
► Se denominan **ácidos o electrolitos fuertes** a los que, en disolución acuosa, se encuentran **totalmente disociados**.

Pero no todos los ácidos tienen tanta tendencia a la cesión de un protón, como el HCl. Por ejemplo, al disolver ácido etanoico (o acético), CH<sub>3</sub>COOH, en agua, solo algunas de sus moléculas ceden un protón. Frente al agua, el CH<sub>3</sub>COOH se comporta, pues, como un ácido; sin embargo, como la mayoría de las moléculas de CH<sub>3</sub>COOH permanecen enteras, sin disociarse, la reacción entre el CH<sub>3</sub>COOH y el H<sub>2</sub>O es **reversible**. Además, el equilibrio está muy desplazado hacia la izquierda:



► Se denominan **ácidos o electrolitos débiles** a aquellos que, en disolución acuosa, se encuentran **parcialmente disociados**.

Representando un **ácido débil** como HA, su reacción de Brønsted-Lowry con el agua es:



Normalmente esta reacción se produce en un grado muy pequeño. En la mayoría de los casos, el número de moléculas de HA que se transforman en A<sup>-</sup>, es inferior al 1%.

#### CLAVES PARA RESOLVER

- Determina el valor del pH a partir de la concentración de iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.

#### EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula el pH de una disolución de HCl 1.0·10<sup>-3</sup> mol L<sup>-1</sup>.

##### Solución

- El pH de la disolución de HCl es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (1.0 \cdot 10^{-3}) = 3.00$$

### Bases fuertes y débiles

De la misma forma que para algunos ácidos, experimentalmente se puede comprobar que ciertas bases se disocian casi por completo en agua.

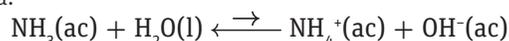
Por ejemplo, cuando el NaOH se disocia en agua, la disolución solo contiene iones Na<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup>. En esencia no queda NaOH sin disociar.



Esta reacción está tan desplazada hacia la derecha que escribimos una sola flecha; es decir, se trata de una reacción **irreversible**. La cantidad de NaOH que queda sin disociar es insignificante.

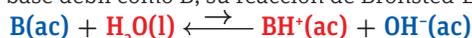
► Se denominan **bases o electrolitos fuertes a los** que, en disolución acuosa, se encuentran **totalmente disociados**.

Por otro lado, hay bases que, como el amoníaco,  $\text{NH}_3$ , se ionizan solo parcialmente tras aceptar un protón del agua, por lo que se comportan como bases; sin embargo, la mayoría de las moléculas de  $\text{NH}_3$  permanecen enteras, sin disociarse. La reacción entre el  $\text{NH}_3$  y el  $\text{H}_2\text{O}$  es **reversible** y, además, el equilibrio está muy desplazado hacia la izquierda.



► Se denominan **bases o electrolitos débiles a los** que en disolución acuosa, se encuentran **parcialmente disociados**.

Representando una base débil como B, su reacción de Brønsted-Lowry con el agua es:



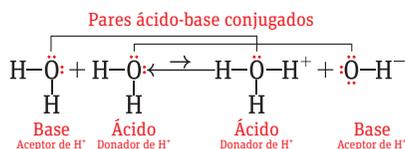
## 4.6 IONIZACIÓN DEL AGUA

Como ya hemos visto, en algunas reacciones ácido-base, el agua es anfótera y se comporta como ácido o como base, en función de qué especie reaccione con ella.

El agua es un electrolito muy débil y, por lo tanto, un mal conductor de la electricidad, pero experimenta una ligera ionización. Se dice que el agua se **autoioniza** y lo hace según la ecuación:



Los pares ácido-base de la autoionización del agua son:



La expresión de la constante de equilibrio para la autoionización del agua es:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}][\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}}$$

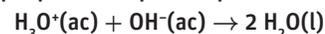
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

En grupo calcula el pH de las siguientes disoluciones:

- Disolución de  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  de concentración  $0.01 \text{ mol L}^{-1}$ .
- Disolución de  $\text{HNO}_3$  de concentración  $0.015 \text{ mol L}^{-1}$ .

Todos los hidróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos (excepto el Be) son **bases fuertes**.

En sentido estricto, los hidróxidos de estos metales no son bases de Brønsted porque no pueden aceptar un protón. Sin embargo, el ion  $\text{OH}^-$  que se forma cuando se ionizan, es una base de Brønsted porque puede aceptar un protón:



### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 12.- El derecho humano al agua es fundamental e irrenunciable. El agua constituye patrimonio nacional estratégico de uso público, inalienable, imprescriptible, inembargable y esencial para la vida.

A temperatura ambiente, solo una de cada  $10^9$  moléculas se encuentra en forma iónica.

El valor de la constante de equilibrio para la autoionización del agua a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$  es  $K_c = 3.2 \cdot 10^{-18}$ . Este valor es muy pequeño, ya que el equilibrio está desplazado hacia la izquierda.

## 4.7 INTRODUCCIÓN AL pH

Fue el químico danés Soren Sorensen, quien propuso en 1909 el pH como una forma de medida más práctica de las concentraciones de  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ya que estas, con frecuencia, son números muy pequeños.



El pH de una disolución puede medirse directamente en el laboratorio usando un aparato denominado pH-metro. Si introducimos los electrodos en la disolución, podemos leer el valor de su pH.

Muchas actividades laborales precisan de la medida de las concentraciones de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y de  $\text{OH}^-$ , de diferentes disoluciones (alimentación, medicina, agricultura, farmacéutica, etc.). Para ello, se usa la llamada **escala de pH**, que es una forma abreviada de designar la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ , y se define como:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = \log \frac{1}{[\text{H}_3\text{O}^+]}$$

Es decir, el pH es el logaritmo en base 10, con el signo cambiado, de la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  expresada en  $\text{mol L}^{-1}$ . Por tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol L}^{-1}$$

Análogamente, podemos definir el concepto de **pOH**:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = \log \frac{1}{[\text{OH}^-]}$$

y, a partir de él, calcular la concentración de iones  $\text{OH}^-$ :

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol L}^{-1}$$

Un cambio en una unidad del valor del pH o del pOH, implica un cambio de la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y de iones  $\text{OH}^-$  en un factor de 10.

Como, a una temperatura dada, el producto  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$  debe permanecer constante, un aumento de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  supone una disminución de  $[\text{OH}^-]$ , y al revés. A 25 °C, el valor del producto iónico del agua es  $10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$ , y en el agua pura, donde las concentraciones de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  son iguales, estas tendrán un valor de:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

Por tanto, los valores del pH y del pOH para el agua pura son:

$$\text{pH} = -\log(1.0 \cdot 10^{-7}) = 7.00 \quad \text{pOH} = -\log(1.0 \cdot 10^{-7}) = 7.00$$

Puesto que, a 25 °C,  $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-14}$ , se deduce que:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] &= 1.0 \cdot 10^{-14} \Rightarrow -\log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) = -\log(1.0 \cdot 10^{-14}) \\ -\log[\text{H}_3\text{O}^+] - \log[\text{OH}^-] &= -(14) \end{aligned}$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$



### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 13.- Las personas y colectividades tienen derecho al acceso seguro y permanente a alimentos sanos, suficientes y nutritivos; preferentemente producidos a nivel local y en correspondencia con sus diversas identidades y tradiciones culturales.

### A TU ALREDEDOR

## Controla el pH de tus dientes

El esmalte dental está formado por hidroxiapatito,  $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$ , la sustancia más dura del cuerpo humano. Dado el carácter básico de los iones  $\text{PO}_4^{3-}$  y  $\text{OH}^-$ , se disuelve en los ácidos que producen las bacterias de la boca.

Por debajo de un pH de 5.5 se produce una reacción entre los hidrogeniones y los grupos fosfato, transformando el  $\text{PO}_4^{3-}$  en  $\text{HPO}_4^{2-}$ . Como resultado, el hidroxiapatito se disuelve, provocando la desmineralización de los dientes.

Para que se produzca la remineralización, son necesarios dos requisitos: mantener un pH neutro y suficientes iones  $\text{Ca}^{2+}$  y  $\text{PO}_4^{3-}$  en el entorno inmediato.

La neutralización de los iones ácidos se puede alcanzar mediante el proceso de tamponamiento con fluoroapatito. De ahí que los dentífricos lleven flúor en su composición.

Los iones calcio y fosfato de la saliva pueden inhibir el proceso de disolución, mediante el llamado efecto del ion común.



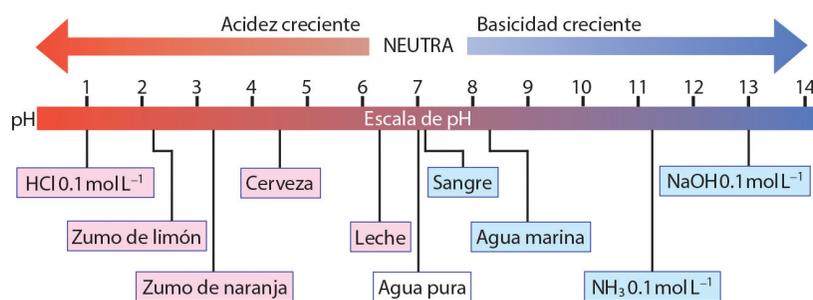
**A falta de dentífrico, una manzana después de la comida servirá como desinfectante bucal.**

## Carácter ácido y básico de las disoluciones

El valor del pH permite asignar un carácter ácido, básico o neutro a las disoluciones.

- ▶ Una disolución es **ácida** cuando  $[H_3O^+] > [OH^-]$ , lo que, a 25 °C, equivale a  $[H_3O^+] > 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ , que implica un **pH < 7**.
- ▶ Una disolución es **básica** si  $[H_3O^+] < [OH^-]$ , lo que, a 25 °C, equivale a  $[H_3O^+] < 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ , que implica un **pH > 7**.
- ▶ Una disolución es **neutra** si  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ , condición que, a 25 °C, se cumple cuando el **pH = 7**.

Muchas sustancias de la vida cotidiana son disoluciones ácidas o básicas con un amplio rango de valores del pH. La escala de pH, a 25 °C, varía desde 0 a 14. Como se ve en la figura, la acidez de la disolución aumenta conforme disminuye el valor del pH, y viceversa.



Escala de pH de sustancias de uso común.

### EJERCICIOS RESUELTOS

El ácido nítrico,  $HNO_3$ , se usa en la producción de fertilizantes, colorantes, productos farmacéuticos y explosivos.

Calcula el pH de una disolución de  $HNO_3$  cuya concentración de  $H_3O^+$  es  $0.76 \text{ mol L}^{-1}$ . ¿La disolución es ácida, básica o neutra?

#### Solución

- ▶ Sustituyendo el valor de la concentración de iones  $H_3O^+$  en la expresión del pH, su valor es:

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log 0.76 = 0.2$$

- ▶ La disolución es ácida, ya que  $pH < 7$ .

La concentración de iones  $OH^-$  de una muestra de sangre es  $2.5 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ . ¿Cuál es el pH de esa muestra de sangre? ¿Es ácida o básica?

#### Solución

- ▶ Sustituyendo el valor de la concentración de iones  $OH^-$  en la expresión del pOH:

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2.5 \cdot 10^{-7}) = 6.6$$

- ▶ Para calcular el pH sustituimos el valor del pOH en la siguiente expresión:

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pH = 14 - pOH = 7.4$$

#### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Sustituye el valor de la concentración de iones  $H_3O^+$  en la expresión del pH.
- ▶ Según los valores del pH, determina si la disolución es ácida, básica o neutra.

#### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Determina el valor del pOH, a partir de la concentración de iones  $OH^-$ .
- ▶ Calcula el valor del pH, a partir de la relación entre el pH y el pOH.

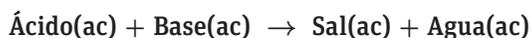
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Calcula el pH de las siguientes disoluciones.
  - a) Una disolución con  $[H_3O^+] = 1.0 \cdot 10^{-12} \text{ mol L}^{-1}$ .
  - b) Una disolución con  $[OH^-] = 2.0 \cdot 10^{-9} \text{ mol L}^{-1}$ .
- 2 El pH de una muestra de jugo de manzana recién exprimida tiene un valor de 3.76. Determina el valor de la concentración de iones  $H_3O^+$ .

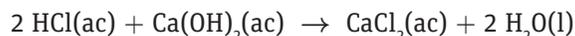
## 4.8 NEUTRALIZACIÓN

La neutralización no implica que la disolución obtenida sea neutra ( $\text{pH} = 7$ ), ya que el valor del  $\text{pH}$  de la disolución depende de la posible hidrólisis de la sal formada.

Al estudiar las propiedades ácido-base de las sales, vimos que la reacción completa entre un ácido y una base en disolución acuosa se denomina **reacción de neutralización** y se puede representar de la siguiente manera:



Un ejemplo de reacción de neutralización ocurre cuando mezclamos una disolución de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , con una disolución de hidróxido de calcio,  $\text{Ca(OH)}_2$ .



Según las cantidades de ácido y base nos encontramos con estas situaciones:

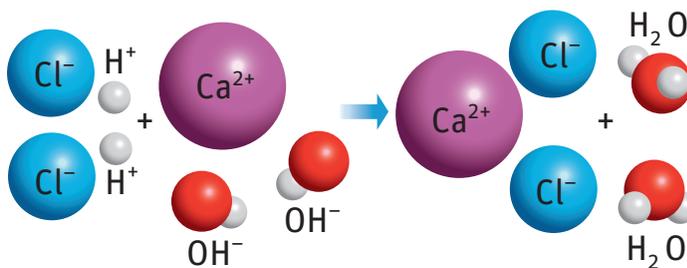
- **Exceso de ácido.** Sucede cuando la base reacciona con parte del ácido presente, y queda ácido en exceso. La disolución final será ácida ( $\text{pH} < 7$ ).
- **Exceso de base.** Sucede cuando el ácido reacciona con parte de la base presente y queda base en exceso. La disolución final será básica ( $\text{pH} > 7$ ).
- **Cantidades estequiométricas de ácido y base.** Todas las moléculas de ácido y de base presentes reaccionan entre sí y no queda exceso de ninguno. Se dice que la reacción se ha completado y que se ha alcanzado el **punto de equivalencia**.

► En el **punto de equivalencia** la reacción de neutralización entre el ácido y la base se ha completado y el número de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , procedentes del ácido, es igual al número de iones  $\text{OH}^-$ , procedentes de la base.

Los indicadores se usan para detectar el cambio de  $\text{pH}$  en una titulación, ya que en función de este, adquieren diferente color.

En el punto de equivalencia se puede determinar la concentración de un ácido en disolución a partir de la concentración de una base o viceversa.

► Una **titulación ácido-base** es la determinación de la concentración de un ácido en disolución a partir de la concentración conocida de una base o viceversa, basándose en la reacción de neutralización.



En realidad, en disolución acuosa, el ácido, la base y la sal se encuentran disociados en sus iones, en mayor o menor grado.

## Variación de pH en las titulaciones ácido-base

Durante el proceso de titulación de un ácido con una base o viceversa, el pH de la disolución titulada varía lentamente a medida que se va añadiendo la disolución patrón. Pero cuando la titulación está próxima a alcanzar el punto de equivalencia, se produce un cambio brusco del pH.

- ▶ Las **titulaciones ácido-base** se basan en el **cambio brusco de pH** que tiene lugar en las inmediaciones del punto de equivalencia.

Para estudiar este cambio de pH se representa gráficamente el pH en función de la cantidad de base o de ácido que se añade, obteniéndose una curva de titulación.

- ▶ Una **curva de titulación** es una gráfica de pH en función de la cantidad (generalmente expresada en volumen) de ácido o de base que se agrega.

Se puede calcular el pH en distintas zonas de la curva:

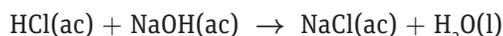
- Antes de añadir la disolución de ácido o base patrón.
- Antes de alcanzar el punto de equivalencia. Aquí la disolución puede estar o no amortiguada; lo estará si la sustancia que se está titulando es un ácido débil o una base débil.
- En el punto de equivalencia. Su posición depende de la concentración de las disoluciones de ácido y base, y su pH depende de la fuerza del ácido y de la base.
- Después del punto de equivalencia. La curva llega a ser casi horizontal a medida que se añade exceso de reactivo (disolución patrón).

Para analizar el cambio brusco de pH se consideran tres tipos de reacciones: titulaciones con un ácido fuerte y una base fuerte; titulaciones con un ácido débil y una base fuerte, y titulaciones con un ácido fuerte y una base débil.

**Las titulaciones entre un ácido débil y una base débil casi nunca se llevan a cabo, ya que son más complicadas al haber hidrólisis tanto del catión como del anión de la sal formada.**

## Titulaciones ácido fuerte-base fuerte

El ejemplo típico es el de la reacción entre el ácido clorhídrico, HCl, y el hidróxido de sodio, NaOH:

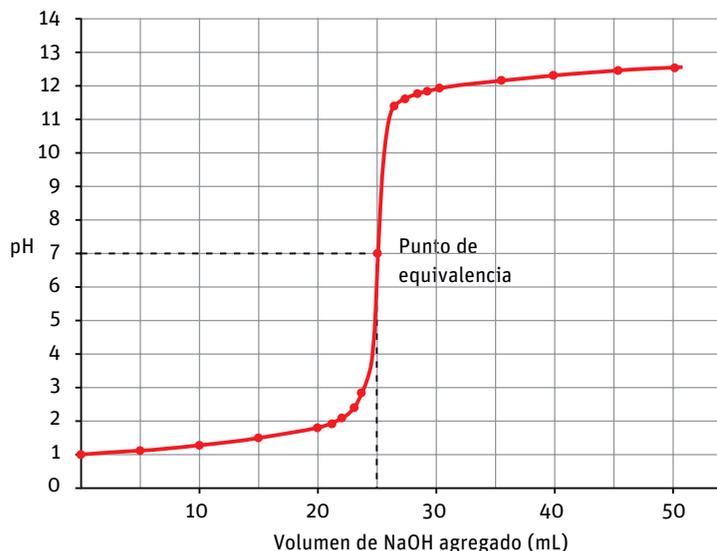


Cuando se añade desde una bureta una disolución de NaOH 0.10 M a un matraz que contiene 25.0 mL de HCl 0.10 M, la curva de titulación tiene la forma que se muestra en la figura.

Las cuatro regiones de esta curva de titulación son:

- Antes de añadir la base fuerte, el pH depende solo del ácido fuerte (pH bajo).
- Según se va añadiendo la base fuerte, antes de llegar al punto de equivalencia, el pH queda determinado por la cantidad de ácido que queda.
- En el punto de equivalencia, la disolución es neutra (pH = 7) porque solo contiene la sal que proviene de base fuerte y ácido fuerte que no se hidroliza.
- Pasado el punto de equivalencia, el exceso de base fuerte determina el pH.

Curva de titulación de una disolución de ácido fuerte, HCl, con una base fuerte, NaOH.



## CLAVES PARA RESOLVER

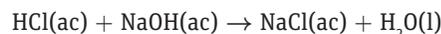
- 1 ► Calcula los moles de base que se añaden.
- 2 ► Calcula los moles que quedan después de la neutralización del ácido.
- 3 ► Determina el pH de la disolución.

Calcula el pH en la titulación de 25 mL de HCl 0.10 mol L<sup>-1</sup> con NaOH 0.10 mol L<sup>-1</sup>, cuando se añade:

- a) 10.0 mL de NaOH
- b) 25.0 mL de NaOH
- c) 35.0 mL de NaOH

## Solución

La reacción de neutralización es:



- a) 1 ► Los moles de NaOH en 10.0 mL son:

$$10.0 \text{ mL} \cdot \frac{0.10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- 2 ► Los moles iniciales de HCl en 25.0 mL son:

$$25.0 \text{ mL} \cdot \frac{0.10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Teniendo en cuenta la relación estequiométrica entre el NaOH y el HCl, los moles de HCl que quedan después de la neutralización parcial son:

$$2.5 \cdot 10^{-3} - 1.0 \cdot 10^{-3} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Considerando que los volúmenes de ácido y de base son aditivos, el volumen total de la disolución es:

$$10.0 \text{ mL} + 25.0 \text{ mL} = 35.0 \text{ mL}$$

- 3 ► Por tratarse de un ácido fuerte, la concentración de iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> que hay en 35.0 mL de disolución es:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{25 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.043 \text{ mol L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 0.043 = 1.37$$

- b) 3 ► Cuando se añaden 25.0 mL de NaOH a 25.0 mL de HCl, se alcanza el punto de equivalencia.

En este caso, la reacción de neutralización se completa y la sal que se obtiene, NaCl, no experimenta hidrólisis, por lo que [H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>] = [OH<sup>-</sup>] y el pH de la disolución es 7.00.

- c) 1 ► Los moles de NaOH en 35.0 mL son:

$$35.0 \text{ mL} \cdot \frac{0.10 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 3.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

- 2 ► Los moles iniciales de HCl en 25.0 mL son 2.5 · 10<sup>-3</sup>.

Después de la neutralización del HCl, la cantidad de NaOH que queda es:

$$3.5 \cdot 10^{-3} - 2.5 \cdot 10^{-3} = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La concentración de NaOH en 60.0 mL de disolución es:

$$[\text{NaOH}] = \frac{1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{60 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.017 \text{ mol L}^{-1}$$

- 3 ► La concentración de iones OH<sup>-</sup> es la misma que la concentración de NaOH, por tratarse de una base fuerte:

$$[\text{OH}^-] = 0.017 \text{ mol L}^{-1}$$

A partir de este valor, determinamos el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.017 = 1.77$$

Por lo tanto, el pH es:

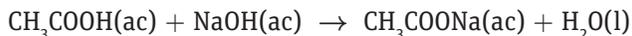
$$\text{pH} = 14.00 - \text{pOH} = 14 - 1.77 = 12.23$$

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Determina el pH cuando se han añadido 49.00 mL de NaOH 0.100 mol L<sup>-1</sup> a 50.00 mL de una disolución de HCl 0.100 mol L<sup>-1</sup>.

## Titulaciones de ácido débil-base fuerte

Un ejemplo característico de este tipo de titulaciones es la reacción entre el ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , y el hidróxido de sodio,  $\text{NaOH}$ .

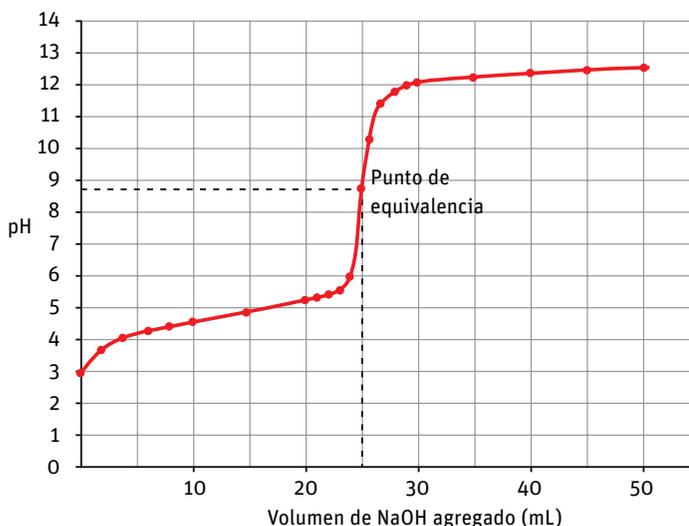


La curva de titulación que resulta tiene un aspecto similar al de la curva que obtuvimos para la titulación ácido fuerte-base fuerte, tal y como se representa en la figura.

Las cuatro regiones de esta curva de titulación son:

- Al principio, antes de añadir la base, el pH depende solo del ácido débil.
- Según se va añadiendo algo de base, pero sin llegar al punto de equivalencia, el pH viene determinado por el sistema amortiguador ácido débil/sal.
- El valor del pH en el punto de equivalencia viene determinado por la hidrólisis del anión del ácido débil ( $\text{pH} > 7$ ).
- Pasado el punto de equivalencia, el exceso de base fuerte determina el pH.

Curva de titulación de una disolución de ácido débil,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , con una base fuerte,  $\text{NaOH}$ .

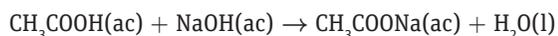


### EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula el pH en la titulación de 25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$  después de añadir 10 mL de  $\text{NaOH}$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ .

#### Solución

La reacción de neutralización es:



1 ► Los moles de  $\text{NaOH}$  en 10.0 mL son:

$$10.0 \text{ mL} \cdot \frac{0.10 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Los moles iniciales de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  en 25.0 mL son:

$$25.0 \text{ mL} \cdot \frac{0.10 \text{ mol}}{1 \cancel{\text{L}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{L}}}{1000 \text{ mL}} = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La cantidad de ácido acético que queda después de que toda la base añadida ha sido neutralizada es:

$$2.5 \cdot 10^{-3} - 1.0 \cdot 10^{-3} = 1.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

De la estequiometría de la reacción se deduce que los moles que se han formado de sal,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , a partir de los 10.0 mL de  $\text{NaOH}$ , son  $1.0 \cdot 10^{-3}$ .

En esta etapa de la titulación tenemos un sistema amortiguador formado por  $\text{CH}_3\text{COONa}$  y  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Para calcular el pH, determinamos la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{1.5 \cdot 10^{-3}}{1.0 \cdot 10^{-3}} = 2.7 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2.7 \cdot 10^{-5}) = 4.57$$

### CLAVES PARA RESOLVER

- Calcula los moles de base que se añaden.
- Calcula los moles de ácido que quedan después de la neutralización de la base.
- Determina el pH de la disolución.

### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Calcula la concentración de la sal obtenida.
- ▶ Determina el pH de la disolución a partir de la hidrólisis de la sal.

### EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula el pH en la titulación de 25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$  después de añadir 25 mL de  $\text{NaOH}$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ .

Dato:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$

#### Solución

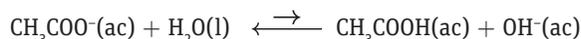
- ▶ Al disponer de las mismas cantidades de ácido y de base (25 mL de  $\text{CH}_3\text{COOH}$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$  y 25 mL de  $\text{NaOH}$   $0.10 \text{ mol L}^{-1}$ ) nos encontramos en el punto de equivalencia.

Los moles de  $\text{NaOH}$  y  $\text{CH}_3\text{COOH}$  que hay en 25.0 mL son  $2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$ , y por la estequiometría de la reacción se formarán también  $2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$  de la sal  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .

- ▶ Teniendo en cuenta que el volumen de la disolución es de 50 mL, la concentración de la sal  $\text{CH}_3\text{COONa}$  es:

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{50 \text{ mL}} \cdot \frac{1000 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 0.050 \text{ mol L}^{-1}$$

El pH de la disolución viene determinado por la hidrólisis de la sal. En una disolución de acetato de sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , solo se hidroliza el ion acetato,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . La reacción de hidrólisis es:



Teniendo en cuenta que las concentraciones iniciales de los iones del acetato de sodio ( $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y  $\text{Na}^+$ ) son iguales a  $0.050 \text{ mol L}^{-1}$ , los cambios que tienen lugar en el equilibrio de hidrólisis se representan en la siguiente tabla:

	$\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$		
Concentración inicial ( $[ ]_0$ )	0.050	0.000	0.000
Variación de moles ( $\Delta[ ]$ )	-x	+x	+x
Concentración final ( $[ ]$ )	$0.050 - x$	x	x

La expresión de la constante de equilibrio de hidrólisis es:

$$K_h = K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

Conociendo el valor de la constante de ionización del ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , se puede calcular la constante de ionización de la base conjugada,  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , a partir de la relación:  $K_b K_a = K_w$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Por lo tanto:

$$\frac{x^2}{0.050 - x} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Se puede hacer la aproximación  $0.050 - x \approx 0.050$ , ya que la constante  $K_b$  es muy pequeña comparada con la concentración inicial de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ :

$$\frac{x^2}{0.050} = 5.6 \cdot 10^{-10} \Rightarrow x = 5.3 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

Por lo tanto, en el equilibrio la concentración de iones  $\text{OH}^-$  es:

$$[\text{OH}^-] = 5.3 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

A partir de este valor, calculamos el pOH:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log (5.3 \cdot 10^{-6}) = 5.28$$

Finalmente, el pH de la disolución en el punto de equivalencia es:

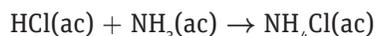
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 5.28 = 8.72$$

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Determina el pH en la titulación de ácido acético por hidróxido de sodio después de añadir 30.0 mL de una disolución de  $\text{NaOH}$   $0.100 \text{ mol L}^{-1}$  a 50.0 mL de una disolución de ácido acético  $0.100 \text{ mol L}^{-1}$ .

## Titulaciones base débil-ácido fuerte

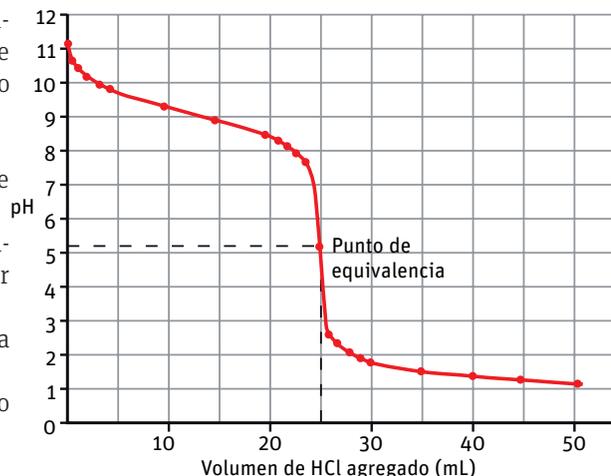
Un ejemplo de estas titulaciones es la reacción entre el ácido clorhídrico, HCl, y el amoníaco, NH<sub>3</sub>.



Curva de titulación de una disolución de base débil, NH<sub>3</sub>, con un ácido fuerte, HCl.

La titulación de una base débil con un ácido fuerte tiene un comportamiento inverso a la titulación de un ácido débil con una base fuerte. La curva correspondiente, se muestra en la figura. Las cuatro regiones características de esta curva de titulación son:

- Antes de añadir el ácido, el pH viene determinado por la base débil.
- Según se va añadiendo ácido, antes de alcanzar el punto de equivalencia, el pH se determina a partir de un sistema amortiguador base débil/sal.
- En el punto de equivalencia, el pH viene determinado por la hidrólisis del anión de la base débil (pH < 7).
- Pasado el punto de equivalencia, el pH lo determina el exceso de ácido fuerte.



### EJERCICIOS RESUELTOS

¿Cuál es el valor del pH en el punto de equivalencia cuando se valoran 25 mL de NH<sub>3</sub> 0.10 mol L<sup>-1</sup> con una disolución de HCl 0.10 mol L<sup>-1</sup>?

#### Solución

La reacción de neutralización es: HCl(ac) + NH<sub>3</sub>(ac) → NH<sub>4</sub>Cl(ac)

1 ► Los moles que hay en 25 mL de disolución de NH<sub>3</sub> 0.10 mol L<sup>-1</sup> son:

$$0.10 \cdot 0.025 = 2.5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Por la estequiometría de la reacción sabemos que han reaccionado 2.5 · 10<sup>-3</sup> mol de HCl y el que se han formado 2.5 · 10<sup>-3</sup> mol de sal.

Como el volumen total de la disolución es de 50 mL, la concentración del NH<sub>4</sub>Cl es:

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = \frac{2.5 \cdot 10^{-3}}{0.050} = 0.050 \text{ mol L}^{-1}$$

2 ► El pH de la disolución en el punto de equivalencia viene determinado por la hidrólisis del ion NH<sub>4</sub><sup>+</sup> del NH<sub>4</sub>Cl.

	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> (ac)	←→	NH <sub>3</sub> (ac)	+	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> (ac)
Concentración inicial ([ ] <sub>0</sub> )	0.050		0.000		0.000
Variación de moles (Δ[ ])	-x		+x		+x
Concentración final ([ ])	0.050 - x		x		x

$$K_h = K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10} = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_a = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{0.050 - x} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Haciendo la aproximación 0.050 - x ≈ 0.050, la concentración de iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> es:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5.3 \cdot 10^{-6} \text{ mol L}^{-1}$$

El pH de la disolución es:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (5.3 \cdot 10^{-6}) = 5.28$$

### CLAVES PARA RESOLVER

- Calcula la concentración de la sal.
- Determina el valor del pH de la disolución a partir de la hidrólisis del anión de la sal.

# CLAVES PARA RECORDAR

## Teoría de Arrhenius

**Ácido** → Es toda sustancia, HA, que posee algún átomo de hidrógeno y es capaz de disociarse, en disolución acuosa, dando iones H<sup>+</sup>.

**Base** → Es toda sustancia, BOH, que contiene algún grupo OH y es capaz de disociarse, en disolución acuosa, dando iones OH<sup>-</sup>.

## Teoría de Brønsted y Lowry

**Ácido** → Es toda especie química, molecular o iónica, capaz de ceder un protón a otra sustancia.

**Base** → Es toda especie química, molecular o iónica, capaz de aceptar un protón de otra sustancia.

## Teoría de Lewis

**Ácido** → Es una sustancia capaz de donar un par de electrones.

**Base** → Es una sustancia capaz de aceptar un par de electrones.

## Ionización del agua

Se dice que el agua se **autoioniza** y lo hace según la ecuación:



El valor de la constante del producto iónico,  $K_w$ , es:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \cdot 1.0 \cdot 10^{-7} = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

## Escala de pH

**Escala de pH y pOH** → Es una forma de medir la acidez o basicidad de una disolución:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad \text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

A 25 °C, se cumple que: **pH + pOH = 14**

## Disoluciones ácidas, básicas y neutras

Disolución **ácida** →  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} < 7$

Disolución **neutra** →  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} = 7$

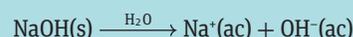
Disolución **básica** →  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow \text{pH} > 7$

## Fuerza de ácidos y bases

**Ácidos fuertes** → En disolución acuosa se ionizan por completo produciendo iones oxidanio, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>.



**Bases fuertes** → En disolución acuosa se disocian por completo produciendo iones hidróxido, OH<sup>-</sup>.



**Ácidos débiles** → Su ionización es reversible, y se describe mediante la constante de ionización  $K_a$ . Un ácido es tanto más fuerte cuanto mayor sea el valor de su  $K_a$ .



**Bases débiles** → Su ionización es reversible y se describe mediante la constante de ionización  $K_b$ . Una base es tanto más fuerte cuanto mayor sea el valor de su  $K_b$ .



**Par ácido-base conjugados** → Sus respectivas constantes de ionización están relacionadas según la expresión:

$$K_a K_b = K_w$$

## Propiedades ácido-base de las sales

- Las sales procedentes de un ácido fuerte y una base fuerte originan **disoluciones neutras**.
- Las sales que contienen el catión de una base débil y el anión de un ácido fuerte, dan lugar a **disoluciones ácidas**.
- Las sales que contienen el catión de un ácido débil y el anión de una base fuerte originan **disoluciones básicas**.
- La disolución de una sal que contiene el catión de una base débil y el anión de un ácido débil, tiene un pH que **depende de las constantes de ionización**, de los respectivos iones conjugados.

$$K_b (\text{anión}) > K_a (\text{catión}) \Rightarrow \text{pH} > 7 \Rightarrow \text{disolución básica}$$

$$K_b (\text{anión}) < K_a (\text{catión}) \Rightarrow \text{pH} < 7 \Rightarrow \text{disolución ácida}$$

$$K_b (\text{anión}) \approx K_a (\text{catión}) \Rightarrow \text{pH} \approx 7 \Rightarrow \text{disolución neutra}$$



## Experiencia

### Titulación de un ácido con una base

Para determinar la concentración de un ácido (valorar un ácido) con una base de concentración conocida, se siguen estos pasos:



1. Se mide con precisión un volumen cualquiera del ácido (unos 15 mL) que se quiere valorar, y se vierte en un matraz erlenmeyer al que se han añadido unas gotas de indicador.



2. En una bureta se pone la base, de concentración conocida (**disolución patrón**), y se va añadiendo sobre el ácido lentamente, hasta que el indicador cambia de color.

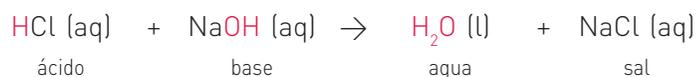


3. En ese momento se alcanza el punto final de la titulación y se deja de añadir reactivo. Para que la titulación sea buena, el punto final debe coincidir con el punto de equivalencia.

Para valorar una base, el procedimiento es similar teniendo en cuenta que la disolución conocida o patrón, es ahora el ácido.

### Cálculos en el punto de neutralización

La reacción que tiene lugar es la siguiente:



La neutralización de las propiedades ácidas y básicas se debe al siguiente proceso:



En el punto de neutralización del ejemplo se han gastado 20 mL de NaOH, con lo que el número de moles de  $\text{H}^+$  coincide con el de  $\text{OH}^-$ . En efecto:

$$10 \cdot 10^{-3} \text{ (L de HCl (aq))} \cdot 0.2 \text{ (mol/L)} = 0.002 \text{ mol de H}^+$$

$$20 \cdot 10^{-3} \text{ (L de NaOH (aq))} \cdot 0.1 \text{ (mol/L)} = 0.002 \text{ mol de OH}^-$$



1. La picadura de la avispa se calma con un poco de vinagre, y la de la abeja, con amoníaco. Explica estos hechos.

2. En la neutralización descrita en la experiencia, halla los moles de ácido en el matraz:

- Cuando se han añadido 5 mL de base.
- Al añadir 25 mL de NaOH. ¿Qué color adoptará la fenolftaleína en cada caso?

## CLAVES PARA RESOLVER

### CÁLCULO DE pH

- 1 ▶ Calcula la cantidad de soluto de la disolución inicial.
- 2 ▶ Calcula la concentración inicial de la disolución.
- 3 ▶ Calcula la  $[H_3O^+]$ , teniendo en cuenta que se trata de un ácido fuerte.
- 4 ▶ Calcula el pH de la disolución a partir de la concentración de iones  $H_3O^+$ .

Se dispone en el laboratorio de una disolución de ácido nítrico,  $HNO_3$ , del 36% de riqueza y  $1.18 \text{ kg L}^{-1}$  de densidad. Teniendo en cuenta que el ácido nítrico es un ácido fuerte, calcula:

- a) La concentración molar inicial de la disolución de  $HNO_3$ .
- b) El pH de la disolución resultante de añadir 5 mL de la disolución de  $HNO_3$  inicial a 600 mL de agua.

Datos: masas atómicas relativas ( $\text{g mol}^{-1}$ ), H = 1; N = 14; O = 16

### Solución

- a) 1 ▶ Los moles de  $HNO_3$  por litro de disolución:

$$\frac{1180 \text{ g disoluc.}}{1 \text{ L disoluc.}} \cdot \frac{36 \text{ g } HNO_3}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{63 \text{ g } HNO_3} = 6.74 \text{ mol L}^{-1}$$

- b) 2 ▶ El volumen de la disolución final es  $V_f = 605 \text{ mL}$ , y su concentración:

$$C_f = \frac{n_s}{V_d} = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 6.74 \text{ mol L}^{-1}}{0.605 \text{ L disolución}} = 0.056 \text{ mol L}^{-1}$$

- 3 ▶ El  $HNO_3$  es un ácido fuerte que se ioniza totalmente en agua, de modo que:  $[H_3O^+] = [HA]_0$ .

	$HNO_3(ac)$	+	$H_2O(l)$	$\Delta$	$NO_3^-(ac)$	+	$H_3O^+(ac)$
$[ ]_0$	0.056				0		0
$[ ]_{\text{final}}$					0.056		0.056

- 4 ▶ El pH de la disolución final es:  $\text{pH} = -\log [H_3O^+] = -\log 0.056 = 1.25$

Se tiene una disolución de amoníaco en agua en la que este se encuentra ionizado en un 1%. Calcula:

- a) La concentración inicial de amoníaco.
- b) La concentración de todas las especies en el equilibrio.
- c) El pH de la disolución.

Datos: constante de basicidad del amoníaco,  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

### Solución

- a) 1 ▶ Si llamamos  $c_0$  a la concentración inicial de amoníaco y  $\alpha$  es el grado de disociación, los moles de  $NH_3$  que se disocian son  $x = c_0 \alpha$ .

- 2 ▶ Los cambios que se producen hasta que se alcanza el equilibrio son:

	$NH_3(ac)$	+	$H_2O(l)$	$\Delta$	$NH_4^+(ac)$	+	$OH^-(ac)$
$[ ]_0$	$c_0$				0		0
$\Delta [ ]$	$-c_0 \alpha$				$+c_0 \alpha$		$+c_0 \alpha$
$[ ]_{\text{eq}}$	$c_0 - c_0 \alpha$				$c_0 \alpha$		$c_0 \alpha$

- b) 3 ▶ Sustituyendo las concentraciones de equilibrio en la expresión de  $K_b$ :

$$K_b = \left\{ \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} \right\}_{\text{eq}} = \frac{(c_0 \alpha)^2}{c_0(1-\alpha)} = \frac{c_0 \alpha^2}{1-\alpha} \Rightarrow c_0 = \frac{(1-\alpha)K_b}{\alpha^2}$$

$$\alpha = \frac{1}{100} = 0.01 \Rightarrow c_0 = \frac{(1-0.01) \cdot 1.8 \cdot 10^{-5}}{0.01^2} = 0.18 \text{ mol L}^{-1}$$

Las concentraciones en equilibrio son:

$$[NH_4^+]_{\text{eq}} = [OH^-]_{\text{eq}} = c_0 \alpha = 0.18 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.01 = 1.8 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

$$[NH_3]_{\text{eq}} = c_0(1-\alpha) = 0.18 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.99 = 0.178 \text{ mol L}^{-1}$$

- c) 4 ▶  $\text{pOH} = -\log [OH^-] = -\log (1.8 \cdot 10^{-3}) = 2.74 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 2.74 = 11.26$

## CLAVES PARA RESOLVER

### GRADO DE IONIZACIÓN

- 1 ▶ El porcentaje de ionización,  $\alpha$  (%), indica el porcentaje de las moléculas iniciales que se ionizan.
- 2 ▶ Construye una tabla en la que se vean los cambios de las concentraciones hasta que se alcance el equilibrio en función de  $\alpha$  y  $c_0$ .
- 3 ▶ A partir de la expresión de  $K_b$ , calcula la concentración inicial  $c_0$  para determinar las concentraciones de las especies en el equilibrio.
- 4 ▶ Calcula el pOH de la disolución a partir de la concentración de iones  $OH^-$  y de ahí obtén el valor del pH.

A partir de los valores de  $K_a$ , deduce si el pH de las disoluciones acuosas de las siguientes sales es neutro, ácido o básico:

- a) NaF      b)  $\text{NH}_4\text{CN}$       c)  $\text{NH}_4\text{F}$       d)  $\text{NH}_4\text{Cl}$

Datos:  $K_a(\text{HCN}) = 6.2 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_a(\text{NH}_4^+) = 5.5 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_a(\text{HF}) = 6.7 \cdot 10^{-4}$

### Solución

a) **1** ► El NaF se ioniza en agua formando iones  $\text{Na}^+$  e iones  $\text{F}^-$ . El ion  $\text{Na}^+$  no se hidroliza, ya que procede de una base fuerte (el NaOH). El ion  $\text{F}^-$  es la base conjugada del HF (un ácido débil), de modo que reacciona con el agua dando  $\text{OH}^-$ . La disolución acuosa de NaF es, pues, básica.

b) **2** ► El  $\text{NH}_4\text{CN}$  se ioniza formando  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{CN}^-$ . El  $\text{NH}_4^+$  se hidroliza, dando  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ya que es el ácido conjugado del  $\text{NH}_3$  (base débil). El  $\text{CN}^-$  también se hidroliza, dando  $\text{OH}^-$ , pues es la base conjugada de un ácido débil, el HCN. La disolución resulta básica, ya que:

$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCN})} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{6.2 \cdot 10^{-10}} = 1.6 \cdot 10^{-5} > K_a(\text{NH}_4^+) = 5.5 \cdot 10^{-10}$$

c) **2** ► El  $\text{NH}_4\text{F}$  se ioniza formando  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{F}^-$ . El ion  $\text{NH}_4^+$  se hidroliza, dando  $\text{H}_3\text{O}^+$ , ya que es el ácido conjugado de la base débil  $\text{NH}_3$ . El ion  $\text{F}^-$  también se hidroliza, dando  $\text{OH}^-$ , pues es la base conjugada del ácido débil HF. La disolución resulta ligeramente ácida, ya que:

$$K_b(\text{CN}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{HCN})} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{6.2 \cdot 10^{-10}} = 1.6 \cdot 10^{-5} < K_a(\text{HF}) = 6.7 \cdot 10^{-4}$$

d) **1** ► El  $\text{NH}_4\text{Cl}$  se ioniza formando  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{Cl}^-$ . Como se ha visto, el ion  $\text{NH}_4^+$  se hidroliza dando  $\text{H}_3\text{O}^+$ . El ion  $\text{Cl}^-$  no se hidroliza, ya que es la base conjugada de un ácido fuerte (el HCl). La disolución es, pues, ácida.

El ácido acetilsalicílico (aspirina), de fórmula  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ , es un ácido débil y monoprótico. Su solubilidad en agua es de 0.5 g en 150  $\text{cm}^3$  de disolución, y una disolución saturada tiene un pH de 2.65.

- a) Determina la constante de acidez del ácido acetilsalicílico.  
b) Justifica si el pH de la sal sódica del ácido acetilsalicílico es menor, igual o mayor que 7.

### Solución

a) **1** ► La concentración inicial es:  $[\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4]_0 = \frac{0.5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}}}{0.15 \text{ L}} = 0.019 \text{ mol L}^{-1}$

A partir del pH, se determina la  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  en el equilibrio:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-2.65} = 2.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

**2** ► Los cambios que se producen hasta que se alcanza el equilibrio son:

	$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4(\text{ac})$	+ $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\Delta$	$\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-(\text{ac})$	+ $\text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$
$[ ]_0$	0.019			0	0
$\Delta [ ]$	$-2.2 \cdot 10^{-3}$			$+2.2 \cdot 10^{-3}$	$+2.2 \cdot 10^{-3}$
$[ ]_{\text{eq}}$	$0.019 - 2.2 \cdot 10^{-3}$			$2.2 \cdot 10^{-3}$	$2.2 \cdot 10^{-3}$

Sustituyendo los valores de equilibrio en la expresión de  $K_a$ , resulta:

$$K_a = \left\{ \frac{[\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4]} \right\}_{\text{eq}} = \frac{(2.2 \cdot 10^{-3})^2}{0.019 - 2.2 \cdot 10^{-3}} = 2.9 \cdot 10^{-4}$$

b) **3** ► La sal  $\text{NaC}_9\text{H}_7\text{O}_4$  se disocia en agua produciendo iones  $\text{Na}^+$  e iones  $\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$ . Los iones  $\text{Na}^+$  no sufren hidrólisis, ya que proceden de la base fuerte NaOH. El ion  $\text{C}_9\text{H}_7\text{O}_4^-$  es la base conjugada del ácido acetilsalicílico, por lo que se hidroliza produciendo iones  $\text{OH}^-$  y, en consecuencia, la disolución será básica con un  $\text{pH} > 7$ .

### CLAVES PARA RESOLVER

#### PROPIEDADES ÁCIDO BASE DE LAS SALES

- Determina el carácter ácido o básico de la disolución salina en función del comportamiento en el agua del catión y del anión.
- Si tanto el catión como el anión se hidrolizan, determinamos cuál lo hace en mayor extensión, comparando la  $K_a$  del primero con la  $K_b$  del segundo.

### CLAVES PARA RESOLVER

#### HIDRÓLISIS

- Determina el valor de la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  a partir del pH de la disolución.
- Construye la tabla que relacione los cambios en la concentración de todas las especies, hasta alcanzar el equilibrio.
- Estudia la hidrólisis de la sal a partir de los iones resultantes de su ionización.

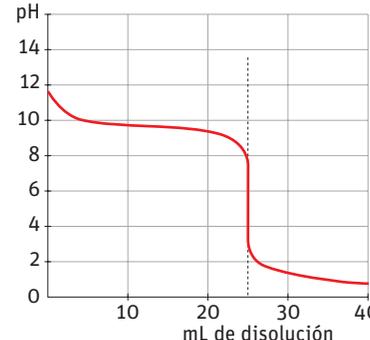
## CLAVES PARA RESOLVER

### NEUTRALIZACIÓN

- 1 ▶ Observa la gráfica e interprétala. Recuerda que el punto de equivalencia se detecta por un cambio brusco de pH.
- 2 ▶ Identifica el proceso que se produce en el punto de equivalencia.
- 3 ▶ Calcula la concentración de amoníaco teniendo en cuenta que en el punto de equivalencia, el ácido y la base están en cantidades estequiométricas.
- 4 ▶ Calcula el pH inicial a partir de la concentración de  $\text{OH}^-$ , resultante de la disociación del NaOH.

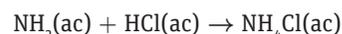
Se titulan 5.00 mL de una disolución de amoníaco con una disolución 0.114 mol L<sup>-1</sup> de HCl y se obtiene la curva de titulación de la figura.

- a) Observa la citada curva, indica el pH inicial de la disolución de amoníaco y razona el valor del pH en el punto de equivalencia.
- b) Calcula la concentración de la disolución de amoníaco.
- c) Calcula el pH inicial y establece las coordenadas del punto de equivalencia que corresponderían a la curva de titulación de 5.00 mL de una disolución de NaOH 0.456 mol L<sup>-1</sup> con la disolución de HCl 0.114 mol L<sup>-1</sup>.



### Solución

- a) 1 ▶ En la figura se observa que el pH inicial de la disolución de amoníaco es de 11.5. También se aprecia que, en el punto de equivalencia,  $\text{pH} \approx 5.5$ . En efecto, la ecuación de la reacción de neutralización es:



- 2 ▶ En el punto de equivalencia se tiene una disolución acuosa de  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ; sal que procede de un ácido fuerte (HCl) y de una base débil ( $\text{NH}_3$ ). El pH será ligeramente ácido, pues solo el  $\text{NH}_4^+$ , un ácido muy débil, sufre hidrólisis.
- b) 3 ▶ En la curva de titulación se lee que en el punto de equivalencia se han gastado 25.0 mL de HCl. Por tanto, los moles consumidos de HCl son:

$$25.0 \text{ mL HCl} \cdot \frac{0.114 \text{ mol HCl}}{1000 \text{ mL HCl}} = 2.85 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Según la estequiometría de la reacción, por cada mol de  $\text{NH}_3$  reacciona un mol de HCl. Así, la concentración de la disolución de amoníaco resulta:

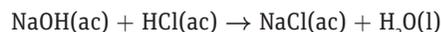
$$[\text{NH}_3] = \frac{2.85 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{5.00 \cdot 10^{-3} \text{ L}} = 0.57 \text{ mol L}^{-1}$$

- c) 4 ▶ El NaOH es una base fuerte; en agua, se disocia totalmente:

	NaOH(ac)	→	Na <sup>+</sup> (ac)	+	OH <sup>-</sup> (ac)
[ ] <sub>o</sub>	0.456		0		0
[ ] <sub>f</sub>	0		0.456		0.456

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 0.456 = 0.34 \Rightarrow \text{pH} = 14 - 0.34 = 13.66$$

La ecuación de la reacción de neutralización, ahora, es:



- 2 ▶ En el punto de equivalencia se tiene una disolución acuosa de NaCl, sal procedente de ácido fuerte y base fuerte, por lo que el  $\text{pH} = 7$  (ordenada del punto de equivalencia). El valor de la abscisa corresponde a los mL de HCl que hay que añadir para llegar al punto de equivalencia. Para calcularlo, hallamos los moles de NaOH:

$$5.00 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0.456 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL HCl}} = 2.28 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

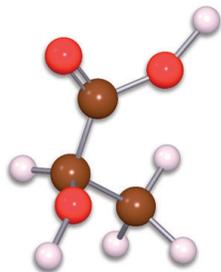
La reacción transcurre mol a mol, por lo que hay que añadir  $2.28 \cdot 10^{-3}$  mol de HCl para alcanzar el punto de equivalencia. El volumen de HCl es:

$$2.28 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol.}}{0.114 \text{ mol HCl}} = 20.0 \text{ mL disolución}$$

Las coordenadas del punto de equivalencia son, pues, (20, 7)

**Teoría de Brønsted y Lowry. Constantes  $K_a$  y  $K_b$**

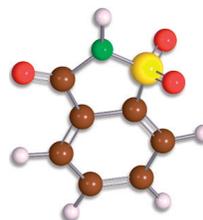
- El  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  y el  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  se obtienen a partir del ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , y de la sosa,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , según las reacciones:  
 $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \Delta \text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{ac}) + \text{HCO}_3^-(\text{ac})$   
 $\text{H}_2\text{PO}_4^-(\text{ac}) + \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) \Delta \text{HPO}_4^{2-}(\text{ac}) + \text{HCO}_3^-(\text{ac})$   
 Identifica los pares ácido-base conjugados de Brønsted-Lowry en cada reacción e indica una especie que sea anfótera.
- La dimetilamina,  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ , un intermediario clave en la fabricación de detergentes, es una base débil.
  - Escribe la reacción de la dimetilamina con el agua.
  - La  $K_b$  de la dimetilamina es  $5.9 \cdot 10^{-4}$ . Calcula la constante de acidez del ion  $(\text{CH}_3)_2\text{NH}_2^+$ .
- La quinoleína,  $\text{C}_9\text{H}_7\text{N}$ , es una base débil usada como conservador de especímenes anatómicos, su  $\text{p}K_b = 9.50$ .
  - Escribe la ecuación de la reacción de la quinoleína con el ácido clorhídrico.
  - Calcula la  $K_a$  del ion  $\text{C}_9\text{H}_7\text{NH}^+$ .
- El ácido láctico,  $\text{HC}_3\text{H}_5\text{O}_3$ , es un ácido débil con  $K_a = 1.4 \cdot 10^{-4}$ . En contra de lo que se ha dicho toda la vida, parece ser que su acumulación en los músculos, tras un ejercicio intenso, no es el responsable del dolor de las agujetas. Calcula el valor de  $K_b$  de su base conjugada, el ion lactato,  $\text{C}_3\text{H}_5\text{O}_3^-$ .



**Escala de pH**

- La concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  en el suelo de los bosques es de alrededor de  $3.2 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$ , mientras que en los suelos desérticos es de casi  $1.0 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$ . Esta diferencia se debe al  $\text{CO}_2$  producido por descomposición de la materia orgánica. Calcula el pH de ambos tipos de suelo.
- El pH de los jugos gástricos es 1.7 aproximadamente. ¿Cuál es la concentración aproximada de  $\text{H}_3\text{O}^+$  en el estómago?
- Recientemente, se ha desarrollado un sensor de pH capaz de funcionar en condiciones de extrema acidez. Con este aparato se encontró que el pH del agua subterránea en el interior de una mina abandonada era de  $-3.6$  (¡el signo menos no es un error!). Calcula la concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  en esa agua.
- La constante de ionización del agua,  $K_w$ , a la temperatura del cuerpo ( $37^\circ\text{C}$ ), es  $2.5 \cdot 10^{-14}$ .
  - Determina cuál es el pH de una disolución neutra a esta temperatura.
  - Si el pH de la sangre es 7.4, ¿cuáles son las concentraciones de  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$ ?
- El ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , es un ácido fuerte. Durante mucho tiempo se pensaba que contenía oxígeno. Calcula el pH de una disolución  $0.05 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{HCl}$ .

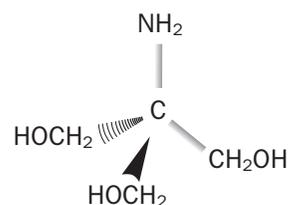
- El hidróxido de sodio, conocido como sosa cáustica, es el principal componente de muchos desatascadores de desagües y de limpiadores de hornos, ya que disuelve muy bien las grasas. Calcula el pH de una disolución que contiene 6.0 g de  $\text{NaOH}$  por litro.
- La penicilina, el primer antibiótico usado para tratar infecciones bacterianas, es un ácido débil. Calcula el valor de su constante de acidez si sabemos que una disolución preparada añadiendo agua a 109.5 g de penicilina hasta obtener 625 mL tiene un pH igual a 1.55.  
 Dato: masa molar de la penicilina =  $356 \text{ g mol}^{-1}$
- Los arándanos rojos son ricos en ácido benzoico,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ , un conservante natural, razón por la cual la mermelada de arándanos rojos puede tener menos azúcar que otras. Calcula el pH de una disolución saturada de ácido benzoico.  
 Datos: La  $K_a$  del ácido benzoico vale  $6.5 \cdot 10^{-5}$  y su solubilidad en agua es de solo  $3.42 \text{ g L}^{-1}$ .
- La estricnina ( $\text{C}_{21}\text{H}_{22}\text{N}_2\text{O}_2$ ), un veneno usado para matar roedores, es una base débil cuya constante de basicidad es  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-6}$ . Calcula el pH de una disolución saturada de estricnina que contiene 16 mg/100 mL.
- La etanolamina,  $\text{HOC}_2\text{H}_4\text{NH}_2$ , es un líquido viscoso que se usa para eliminar el sulfuro de hidrógeno del gas natural. Se tiene una disolución de etanolamina en agua en la que esta se encuentra disociada en un 1.5%. Sabiendo que  $K_b$  vale  $3.2 \cdot 10^{-5}$ , calcula:
  - La concentración inicial de etanolamina.
  - El pH de la disolución.
- La trimetilamina,  $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ , es uno de los responsables del desagradable olor del pescado en descomposición. Una disolución  $0.050 \text{ mol L}^{-1}$  de trimetilamina tiene un  $\text{pH} = 11.28$ .
  - Determina el grado de ionización de la trimetilamina.
  - Calcula la  $K_b$  de esta base orgánica.
- Una disolución de amoníaco de uso doméstico tiene una densidad igual a  $0.98 \text{ g mL}^{-1}$  y posee un 6.8% en masa de  $\text{NH}_3$ . Calcula cuántos mililitros de esta disolución deben diluirse en agua para obtener 625 mL de una disolución de  $\text{pH} = 11.58$ .
- La sacarina, un edulcorante artificial bajo en calorías, es un ácido muy débil cuyo  $\text{p}K_a$  vale 11.68 a  $25^\circ\text{C}$ . En disolución acuosa se ioniza según el equilibrio:  
 $\text{HNC}_7\text{H}_4\text{SO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \Delta \text{NC}_7\text{H}_4\text{SO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$   
 Calcula el pH de una disolución  $0.20 \text{ mol L}^{-1}$  de sacarina.



## PROBLEMAS

### Propiedades ácido-base de las sales

17. El benzoato de sodio,  $\text{NaC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ , se usa como conservante de los alimentos (código E-211). Calcula el pH de una disolución  $0.30 \text{ mol L}^{-1}$  de dicho compuesto. La  $K_a$  del ácido benzoico,  $\text{HC}_7\text{H}_5\text{O}_2$ , es  $6.5 \cdot 10^{-5}$ .
18. El ion  $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$  es un ácido con  $K_a = 1.2 \cdot 10^{-5}$ . Por esta razón, el papel, al que se adiciona  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  para hacerlo más resistente y menos poroso, es ácido. Calcula el pH y el tanto por ciento de hidrólisis de una disolución  $0.050 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .
19. El ácido sórbico,  $\text{HC}_6\text{H}_7\text{O}_2$ , es un ácido monoprótico débil cuya  $K_a$  es  $1.7 \cdot 10^{-5}$ . Una de sus sales, el sorbato de potasio ( $\text{KC}_6\text{H}_7\text{O}_2$ ), se añade al queso y otros alimentos para evitar la formación de moho. Calcula el pH de una disolución que contiene 27.8 g de sorbato de potasio en 0.500 L de disolución.
20. Una lejía comercial, cuya densidad es  $1.04 \text{ g mL}^{-1}$ , contiene un 4.8% en masa de hipoclorito de sodio.
  - a) ¿Cuál es el pH de esa lejía?
  - b) Calcula qué fracción de los iones  $\text{ClO}^-$  iniciales se encuentran en forma de  $\text{HClO}$  ("grado de hidrólisis").  
Dato:  $K_a(\text{HClO}) = 2.9 \cdot 10^{-8}$
21. El fosfato de sodio,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ , tiene muchos usos industriales, que van desde la fabricación del papel hasta la limpieza de los grafiti de las paredes. Se vende comercialmente como TSP, con la advertencia de que es dañino para la piel y los ojos. Calcula el pH de una disolución que contiene 8.2 g de  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  en un volumen de 250 mL.  
Dato:  $K_a(\text{HPO}_4^{2-}) = 4.8 \cdot 10^{-13}$
22. La sosa,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , ya era usada por los egipcios en el proceso de momificación. Calcula el pH y las concentraciones de todas las especies en una disolución  $0.100 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .  
 $\text{CO}_2(\text{ac}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \Delta \text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$   
 $\text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \Delta \text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$   
 Datos:  $K_{a1} = 4.3 \cdot 10^{-7}$ ;  $K_{a2} = 4.8 \cdot 10^{-11}$
23. Calcula el pH de una disolución que contiene  $\text{NH}_3$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$  y  $\text{NH}_4^+$   $0.30 \text{ mol L}^{-1}$ . ¿Cuál sería el pH de la disolución de  $\text{NH}_3$   $0.20 \text{ mol L}^{-1}$  si la sal no estuviera disuelta?
24. Se prepara una disolución reguladora añadiendo 5.50 g de cloruro de amonio y 0.0188 mol de amoniaco en agua suficiente para obtener 155 mL de disolución.
  - a) ¿Cuál es el pH de la disolución reguladora?
  - b) Se añade agua hasta doblar el volumen de la disolución. ¿Cuál es el pH de la disolución diluida?
25. El tris(hidroximetil)aminometano (conocido como "Tris") es una base débil muy usada en la investigación bioquímica.



## Evaluación final

### EN GRUPO RESUELVAN LOS SIGUIENTES PROBLEMAS:



- 1 Cuando se mezclan volúmenes iguales de disoluciones  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  de las siguientes especies, ¿en qué casos el resultado será una disolución amortiguadora?
  - a) KCN y HCN
  - b)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
  - c) HCl y NaCl
  - d)  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  y  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
- 2 Indica a partir de cuál de los siguientes pares ácido-sal de igual concentración puede prepararse una disolución amortiguadora de pH igual a 7.53:
  - a)  $\text{HNO}_3/\text{NaNO}_3$
  - b)  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$
  - c) HCN/KCN
  - d) HClO/NaClODatos:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_a(\text{HCN}) = 4.9 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_a(\text{HClO}) = 3.0 \cdot 10^{-8}$
- 3 Se tiene una disolución en la que la relación de concentraciones  $[\text{HCO}_3^-]/[\text{CO}_3^{2-}]$  es igual a 0.1. Sabiendo que el  $\text{p}K_a$  del  $\text{HCO}_3^-$  vale 10.32, se puede afirmar que el pH de la disolución es:
  - a) 10.32
  - b) 11.32
  - c) 9.32
  - d) 8.00
- 4 Cierta cantidad de un ácido se titula con NaOH. En el punto de equivalencia, el pH de la disolución es 9.2. De ello se deduce que:
  - a) El ácido era débil.
  - b) La concentración del ácido era pequeña.
  - c) La concentración del ácido era grande.
  - d) La titulación estaba mal hecha, pues el pH siempre es 7 en el punto de equivalencia.
- 5 Para su empleo en una neutralización con un ácido fuerte, una disolución que contiene  $0.1 \text{ mol}$  de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  por litro es:
  - a)  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  y  $0.1 \text{ eq L}^{-1}$
  - b)  $0.3 \text{ mol L}^{-1}$  y  $0.1 \text{ eq L}^{-1}$
  - c)  $0.1 \text{ mol L}^{-1}$  y  $0.3 \text{ eq L}^{-1}$
  - d)  $0.3 \text{ mol L}^{-1}$  y  $0.3 \text{ eq L}^{-1}$
- 6 Tenemos un litro de una disolución de ácido acético y un litro de disolución de HCl. Ambas disoluciones tienen el mismo pH. Por tanto, para su neutralización con NaOH de la misma concentración:
  - a) El ácido acético necesita más cantidad de NaOH.
  - b) El HCl necesita más cantidad de NaOH.
  - c) Las dos disoluciones necesitan igual cantidad de NaOH.
  - d) Se requieren más datos para saber qué ácido necesita más NaOH para su neutralización.
- 7 La efedrina ( $\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{ON}$ ) es una base usada en aerosoles como des congestionante nasal.
  - a) Escribe una ecuación para la reacción de equilibrio con el agua.
  - b) La  $K_b$  para la efedrina es  $1.4 \cdot 10^{-4}$ . Calcula el valor de  $K_a$  de su ácido conjugado.
  - c) Una disolución acuosa de hidrocloreto de efedrina ( $\text{C}_{10}\text{H}_{15}\text{ON} \cdot \text{H}^+\text{Cl}^-$ ), ¿será ácida, básica o neutra?
- 8 Tanto el cloruro de potasio, KCl, como el cloruro de amonio,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , son sólidos blancos. Sugiere un reactivo que permita diferenciar estas dos sales.
- 9 El pH de una disolución  $10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$  de HCl es 2, y el de una disolución  $10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ , es 4. Razona por qué, entonces, el pH de una disolución  $10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$  de HCl no es 8, y calcula su valor.
- 10 El  $\text{CO}_2$  se elimina de los espacios cerrados de las naves espaciales haciendo que reaccione con hidróxido de litio, una sustancia muy ligera. La ecuación correspondiente a la reacción que tiene lugar es la siguiente:
$$\text{CO}_2(\text{g}) + \text{LiOH}(\text{s}) \rightarrow \text{LiHCO}_3(\text{s})$$
Demuestra que es una reacción ácido-base de Lewis.



### INDICADORES DE EVALUACIÓN

- Describe la forma de determinar la concentración de una disolución, y la calcula empleando para ello unidades físicas y químicas
- Neutraliza disoluciones de manera experimental, basándose en los respectivos cálculos matemáticos.
- Describe las tres definiciones más importantes de ácidos y bases mediante esquemas explicativos.
- Define y diferencia los términos electrolito fuerte, electrolito débil y no electrolito y cita ejemplos que se encuentran en su entorno.
- Analiza y explica el proceso de disociación e ionización de electrolitos.
- Define el concepto pH, establece su escala y halla ejemplos de ácidos y bases que correspondan a cada uno de los valores de la escala en la vida diaria.



## Bloque 5 EQUILIBRIO QUÍMICO Y VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN. DEFINICIONES Y FACTORES QUE LOS ALTERAN

### CONOCIMIENTOS

- |  |   |
|--|---|
| 5.1 Equilibrio químico. Reacciones reversibles                   | 5.6 Constantes de ionización                    |
| 5.2 Velocidades de reacción                                      | 5.7 Constante del producto iónico del agua      |
| 5.3 Factores que afectan la velocidad de reacción                | 5.8 Constante del producto de solubilidad       |
| 5.4 Factores que afectan el equilibrio. Principio de LeChâtelier | 5.9 Hidrólisis                                  |
| 5.5 Constantes de equilibrio                                     | 5.10 Soluciones amortiguadoras y control del pH |

Algunos cristales de lentes o de ventanales de edificios, se oscurecen dependiendo de la intensidad de la luz que reciben; están fabricados con vidrio que contiene nitrato de plata y nitrato de cobre(I).

En presencia de luz, los iones plata y los iones cobre(I) presentes en el vidrio reaccionan entre sí, formando plata metálica, que oscurece el vidrio (igual que sucedería en una película fotográfica), e iones cobre(II). Cuando la intensidad de luz disminuye, la reacción anterior se invierte, con lo que el vidrio recupera su transparencia.

Este es un ejemplo de reacción química que puede transcurrir en un sentido y también en el contrario; pero existen muchas otras reacciones de este tipo.

### Exploración del conocimiento:

¿Por qué crees que se utiliza el vidrio como material de construcción?

### Objetivo:

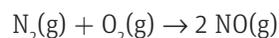
Definir equilibrio químico, velocidad de reacción y los factores que los modifican, mediante el empleo de la teoría de las colisiones a fin de valorar lo importante del equilibrio químico en procesos industriales de actualidad.

### DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO

- Interpretar el equilibrio químico y la velocidad de una reacción a partir de la identificación de las reacciones reversibles, la descripción del principio de Le Châtelier, los factores que afectan la velocidad de una reacción y su equilibrio, y la explicación de los procesos para el cálculo de constantes de equilibrio, constantes de ionización y constante del producto iónico del agua.
- Analizar las características de las soluciones amortiguadoras (o buffer) a partir de la descripción del control del pH y de la reflexión de su importancia en el trabajo de laboratorio.

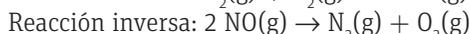
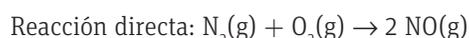
## 5.1 EQUILIBRIO QUÍMICO. REACCIONES REVERSIBLES

Habitualmente, en una ecuación química se usa una flecha para separar los reactivos de los productos. Esto parece sugerir que la conversión de reactivos en productos progresa hasta que, finalmente, alguno de los reactivos se agota. Sin embargo, en muchos casos la reacción deja de progresar aunque queden cantidades apreciables de todos los reactivos. Por ejemplo, el nitrógeno y el oxígeno reaccionan formando monóxido de nitrógeno, un gas tóxico:

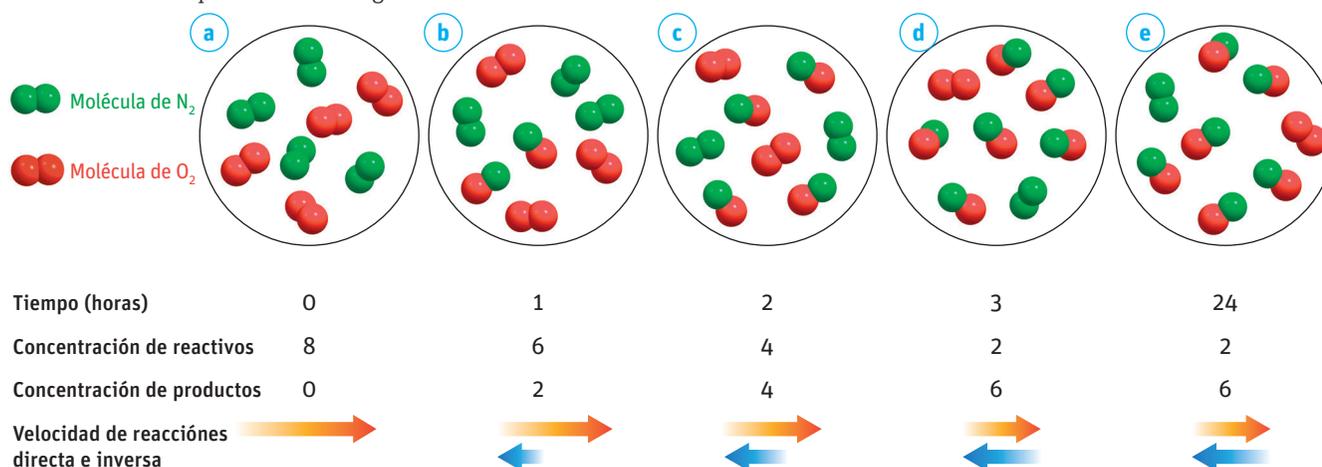


Si esta reacción progresara hasta el final, en el aire no quedaría  $\text{O}_2$ . En su lugar tendríamos NO. Afortunadamente, a temperatura ambiente, la conversión de  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  en NO avanza muy poco. Una vez que se han formado unos  $10^{-17} \text{ mol L}^{-1}$  de NO, se alcanza una **situación de equilibrio**, aunque casi no se ha gastado nada de  $\text{N}_2$  ni de  $\text{O}_2$ .

Se trata de un **equilibrio dinámico**: las moléculas de  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  siguen reaccionando para formar NO (**reacción directa**). Pero las moléculas de NO también reaccionan entre sí, formando  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  (**reacción inversa**).

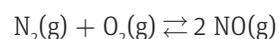


En el equilibrio se forma NO con la misma velocidad con que se descompone, de modo que las concentraciones de todos los gases que intervienen permanecen constantes como se representa en la figura.



Al inicio de la reacción solo hay moléculas de  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  (a). La reacción entre  $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$  comienza a generar moléculas de NO. (b) Según progresa la reacción, disminuye el número de moléculas de reactivos ( $\text{N}_2$  y  $\text{O}_2$ ) y aumenta el de productos (NO) (c). Cuando se alcanza el equilibrio, las concentraciones de reactivos y de productos son constantes (d). La reacción continúa con la misma velocidad en ambos sentidos, manteniendo todas las concentraciones constantes (e).

La situación de equilibrio puede alcanzarse a partir tanto de los reactivos como de los productos. Por esta razón, a este tipo de reacciones se las denomina **reacciones reversibles** y se representan con una doble flecha:



► Las **reacciones reversibles** son aquellas en las que los reactivos no se transforman totalmente en productos, ya que estos vuelven a formar reactivos, dando lugar a un proceso reversible que conduce al equilibrio.

Las reacciones que suceden solo en sentido directo se denominan **reacciones irreversibles**. Un ejemplo de reacciones irreversibles son las de combustión. Los productos que se obtienen en estas reacciones no se transforman de forma espontánea en los reactivos originales.



### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

Derechos del buen vivir

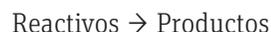
Art. 25.- Las personas tienen derecho a gozar de los beneficios y aplicaciones del progreso científico y de los saberes ancestrales.

## 5.2 VELOCIDADES DE REACCIÓN

Los cambios químicos no son instantáneos. Hay reacciones que se completan en fracciones de segundo, como ciertas explosiones, y otras que tardan miles o millones de años, como la formación de diamantes. La cinética química es la rama de la química que estudia la velocidad de los procesos químicos: desde la rapidez con la que actúa un medicamento o se agota la capa de ozono hasta el descubrimiento de sustancias que aceleren ciertos procesos industriales.

### Medida de la velocidad de reacción

Dado el siguiente proceso genérico:



La velocidad de una reacción se mide en función de la rapidez con la que aparecen los productos o con la que desaparecen los reactivos.

La velocidad de una reacción química es la cantidad de producto que se obtiene (o la cantidad de reactivo que desaparece) en un segundo.

$$v_{\text{reacción}} = \frac{\text{producto formado}}{\text{tiempo transcurrido}} = \frac{\text{reactivo transformado}}{\text{tiempo transcurrido}}$$

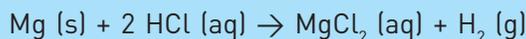
Cuando la reacción se realiza a volumen constante, la velocidad de reacción se determina midiendo el cambio de concentración que experimentan reactivos o productos en la unidad de tiempo.

#### Experiencia



#### Estudiar la velocidad de una reacción química

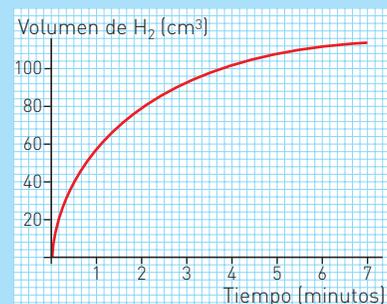
1. Introduce 50 mL de HCl (2 mol/L) en un erlenmeyer preparado para recoger gases sobre agua. Añade 0.1 g de magnesio para que se inicie el proceso y anota el volumen de H<sub>2</sub> desprendidos en la reacción producida:



- a. Completa una tabla de datos con los volúmenes de H<sub>2</sub> desprendido en distintos momentos.

V <sub>H<sub>2</sub></sub> (cm <sup>3</sup> )	58	77	90	96	100	102	102
t (min)	1	2	3	4	5	6	7

- b. La velocidad en cada momento está dada por la pendiente de la tangente a la gráfica obtenida.



#### EJERCICIOS RESUELTOS

A partir de la tabla de datos correspondiente a la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico obtenidos en la experiencia anterior, halla la velocidad media de reacción en los tres primeros segundos y del cuarto al séptimo segundo.

En los intervalos propuestos se va a obtener una velocidad de reacción media. Sustituyendo en la expresión del cálculo de la velocidad:

$$v_{0-3} = \frac{\text{producto formado}}{\text{tiempo transcurrido}} = \frac{90 \text{ (cm}^3\text{)}}{3 \text{ (min)}} = 30 \text{ cm}^3/\text{min}$$

$$v_{4-7} = \frac{\text{producto formado}}{\text{tiempo transcurrido}} = \frac{(102 - 90) \text{ (cm}^3\text{)}}{3 \text{ (min)}} = 4 \text{ cm}^3/\text{min}$$

## REACCIONES LENTAS Y RÁPIDAS: ENERGÍA DE ACTIVACIÓN

Muchas reacciones químicas no comienzan de forma inmediata al poner en contacto los reactivos. Este hecho es debido a que tiene que superar una cierta barrera energética, denominada energía de activación, para comenzar su transformación en productos.

Esta energía de activación determina la velocidad de la reacción porque, según el modelo de colisiones, para que estas sean eficaces, han de producirse con una cierta energía. Esta energía puede ser aportada por la llama de un fósforo, un choque, la luz solar, etcétera.

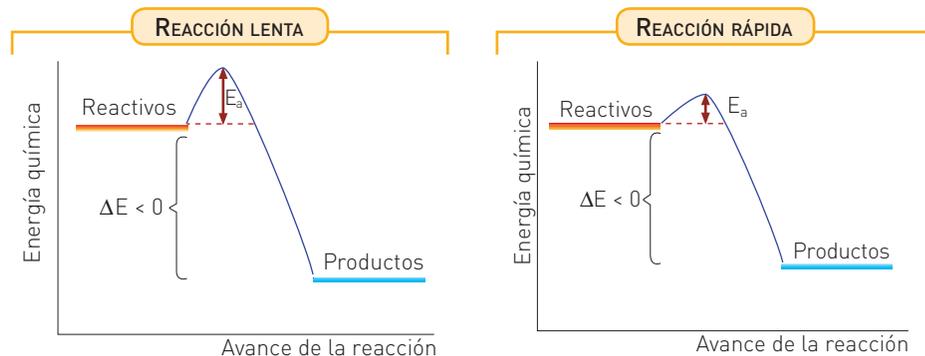
La energía de activación,  $E_a$ , es la energía mínima que se necesita para iniciar una reacción química. Varía mucho de una reacción a otra.

- Si la energía de activación es alta, las reacciones son lentas.
- Si la energía de activación es baja, las reacciones son rápidas.

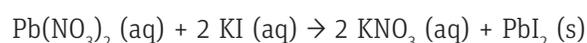
Por lo general, las reacciones químicas que requieren la rotura previa de enlaces fuertes transcurren lentamente. Por ejemplo:



Se trata de una reacción muy exotérmica. Si el carbono forma parte de un diamante, su oxidación en el aire es un proceso lentísimo, dado que los enlaces C-C en el diamante son muy fuertes y la energía de activación de la reacción es muy alta.



Por el contrario, las reacciones que no requieren de una ruptura previa de enlaces fuertes transcurren rápidamente. Es el caso de la mayoría de las reacciones que se dan entre iones en disolución. Por ejemplo:



El precipitado amarillo de yoduro de plomo aparece inmediatamente, como puedes ver en la imagen de la columna.

### Para ampliar



Para desplazar la pelota de golf hasta el hoyo, el jugador debe impartir suficiente energía a la pelota para que supere la barrera representada por el promontorio. De igual forma, los reactivos deben superar una energía de activación para convertirse en productos.



¿Qué relación tiene el golf con la energía de activación?



La reacción entre los iones  $\text{I}^+$  y  $\text{Pb}^{2-}$  es muy rápida y se produce en el acto, al mezclar los reactivos.

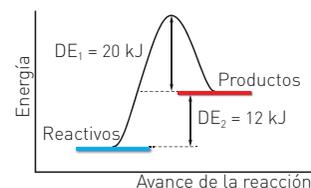
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



1. La actividad resuelta de la página anterior da distinto resultado para la velocidad de reacción en los tres primeros minutos y en los tres siguientes. Interpreta el hecho y calcula la velocidad media de reacción en el conjunto de los seis minutos que dura el proceso.

¿Se te ocurre alguna manera de aumentar la velocidad de la reacción?

2. Analiza la gráfica.
  - a. ¿Afecta la energía de activación al balance energético,  $\Delta E^2$ , del proceso?
  - b. ¿Se trata de una reacción endotérmica o exotérmica? Determina su energía de activación.



### 5.3 FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN



(© Thinkstock)



El Mg en agua caliente (arriba) reacciona más rápidamente que en agua fría (abajo). La fenolftaleína muestra la aparición de  $Mg(OH)_2$ .

(© Thinkstock)



Un pedazo de hierro no arde, pero sí lo hace la lana de hierro con mayor superficie de contacto.

(© Thinkstock)

La velocidad de una reacción química depende de muy diversos factores. Por ejemplo:

- Freír papas requiere menos tiempo que hervirlas, ya que el proceso discurre a más temperatura.
- La ropa se lava mejor con un detergente más concentrado.
- La combustión de carbón es más rápida si se pulveriza, tal como se hace en las centrales térmicas.
- Colocando un trocito de miga de pan en un vaso de refresco, el desprendimiento de gas es muy rápido.

Así pues, además de la naturaleza de los reactivos, hay otros factores que afectan a la velocidad de un proceso, como son: la temperatura, la concentración de los reactivos, la superficie de contacto y la presencia de catalizadores.

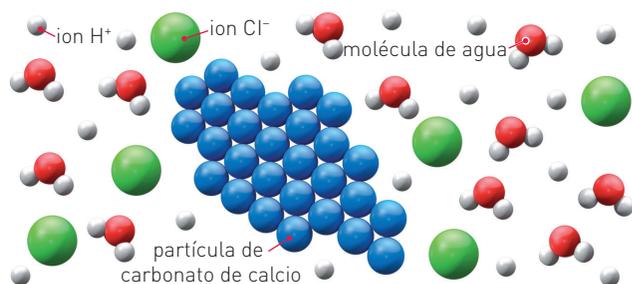
- **Influencia de la temperatura.** Según la teoría cinético-molecular, al aumentar la temperatura, aumenta la velocidad y la energía cinética de las moléculas. Por tanto, se incrementa la velocidad de las reacciones químicas. En consecuencia:
  - Aumenta la frecuencia de los choques entre moléculas.
  - Aumenta el número de moléculas con energía suficiente para dar lugar a colisiones eficaces.
- **Influencia de la concentración.** La velocidad de una reacción, a escala microscópica, es proporcional al número de colisiones eficaces que tienen lugar. A más colisiones eficaces, más velocidad de reacción. Por lo tanto, el aumento de la concentración de los reactivos incrementa la velocidad de reacción.
- **Influencia de la superficie de contacto.** Al aumentar el área de contacto entre los reactivos, el número de moléculas expuestas a colisiones con otras es superior. El nivel de división es máximo en las sustancias disueltas, por lo que las reacciones suelen ser muy rápidas. Podemos concluir que el aumento de la superficie de contacto entre reactivos (sustancias molidas o disueltas) incrementa la velocidad de reacción.

El aumento de la temperatura, de la concentración de los reactivos y de la superficie de contacto, en general, incrementa la velocidad de reacción.

En los esquemas siguientes puedes ver modelos que muestran el comportamiento de la siguiente reacción:



#### MODELOS DE PARTÍCULAS Y FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN



**Influencia de la concentración.** Si aumenta el número de iones  $Cl^-$  y  $H^+$ , aumentan los choques eficaces y, por tanto, la velocidad del proceso.



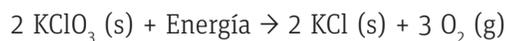
**Influencia de la superficie de contacto.** Si el reactivo está finamente troceado, aumentan los choques eficaces y, por tanto, la velocidad de reacción.

## Catalizadores

La velocidad de algunas reacciones aumenta con la adición de pequeñas cantidades de otras sustancias que, por lo general, pueden recuperarse al final del proceso. Tales sustancias se llaman catalizadores.

Un catalizador es una sustancia que actúa en pequeñas cantidades, aumentando la velocidad de una reacción sin consumirse en el proceso.

Los catalizadores disminuyen la energía de activación (pasa de  $E_a$  a  $E'_a$ , siendo  $E'_a < E_a$ ), haciendo que la reacción transcurra por etapas intermedias diferentes. Por ejemplo, la reacción de descomposición térmica del clorato potásico para obtener oxígeno es difícil de efectuarse, incluso calentando fuertemente.



Pero si se mezcla un poco de  $\text{MnO}_2$  antes de calentarlo, el proceso es muy rápido y el  $\text{MnO}_2$  se recupera al final, prácticamente sin cambio.

## Catalizadores e industria química

La importancia de los catalizadores en la industria química es excepcional. Gran parte de la investigación se centra en encontrar catalizadores para ciertos procesos o, por el contrario, en eliminarlos cuando favorecen reacciones indeseadas, como la corrosión de metales o la caries dental. Algunos ejemplos de catálisis son:

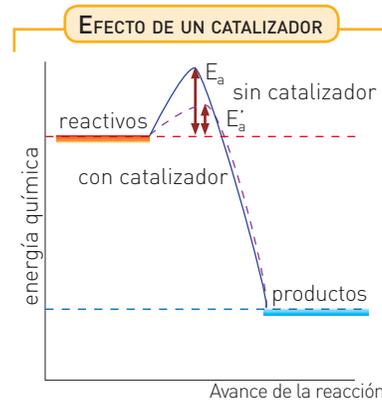
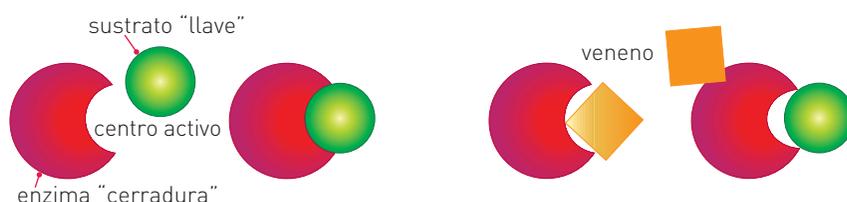
- La síntesis del amoníaco es una reacción muy lenta, aun cuando discurre a altas presiones y temperaturas. El químico alemán Fritz Haber descubrió que la presencia de hierro finamente dividido acelera el proceso y permite obtener  $\text{NH}_3$  a gran escala.
- El  $\text{V}_2\text{O}_5$  favorece el proceso de oxidación de  $\text{SO}_2$  a  $\text{SO}_3$ , esencial en la obtención de ácido sulfúrico.
- El rodio (Rh) se usa en la producción de  $\text{HNO}_3$  por oxidación del  $\text{NH}_3$ .

## Catalizadores biológicos o enzimas

El cuerpo humano es un sistema muy complejo de reacciones químicas vinculadas entre sí, y todas deben tener lugar a unas velocidades cuidadosamente reguladas. Estas reacciones requieren catalizadores específicos y eficientes, conocidos como enzimas. Las enzimas son catalizadores producidos por los seres vivos para aumentar la velocidad de los procesos químicos biológicos.

Desde el punto de vista químico, las enzimas son proteínas con centros activos que actúan como “cerraduras”, donde encajan como “llaves” las sustancias que reaccionan (sustrato) y sobre las que actúa la enzima. Un veneno de la enzima puede bloquear el centro activo o deformarlo, impidiendo que el sustrato encaje bien.

### ENZIMAS Y VENENOS



Existen sustancias, denominadas venenos, que inhiben la acción de los catalizadores y causan grandes pérdidas económicas a la industria.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. Explica estos fenómenos:
  - a. Los alimentos se conservan más tiempo en la nevera que fuera de ella.
  - b. La harina de cereales puede ser inflamable.
2. El plomo que contienen los aditivos de las gasolinas puede actuar como veneno para los catalizadores situados en el tubo de escape de los automóviles. Explica qué significa eso y cómo se podría remediar.



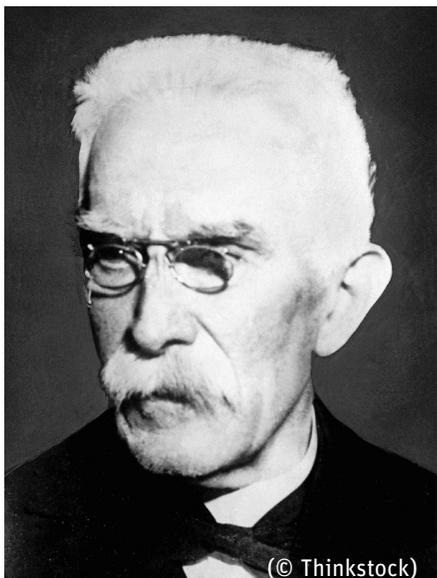
### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 32.- La salud es un derecho que garantiza el Estado, cuya realización se vincula al ejercicio de otros derechos, entre ellos el derecho al agua, la alimentación, la educación, la cultura física, el trabajo, la seguridad social, los ambientes sanos y otros que sustentan el buen vivir.

## 5.4 FACTORES QUE AFECTAN EL EQUILIBRIO.

### Principio de Le Châtelier



Henry Louis Le Châtelier (1859-1936). Trabajó en procesos químicos industriales y es conocido principalmente por su Principio de los Equilibrios Químicos o Principio de Le Châtelier (1888), que ha tenido una gran influencia en la industria química.

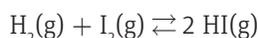
Existen diversos factores capaces de modificar el estado de equilibrio en un proceso químico. El químico francés **Henri Louis Le Châtelier** comprobó que un sistema, inicialmente en equilibrio, se perturbaba al modificar alguna condición experimental, observando en él una evolución que le llevaba a un nuevo equilibrio.

- ▶ **Principio de Le Châtelier:** si en un sistema en equilibrio químico se modifica alguno de los factores que influyen en él (temperatura, presión o concentración), el sistema evoluciona desplazándose en el sentido que tienda a contrarrestar esa variación.

### Cambios en las concentraciones

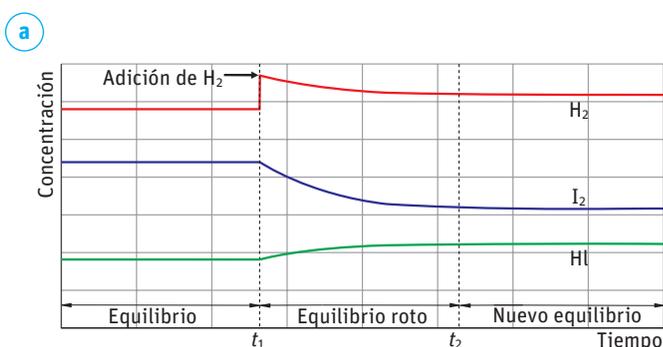
Para realizar este estudio se debe mantener constante la temperatura, ya que esta es la única variable que afecta al valor de la constante de equilibrio. La variación de la concentración de alguna de las sustancias que intervienen en el equilibrio, provoca un reajuste en el resto de las concentraciones para volver a alcanzar el estado de equilibrio.

Para el equilibrio:

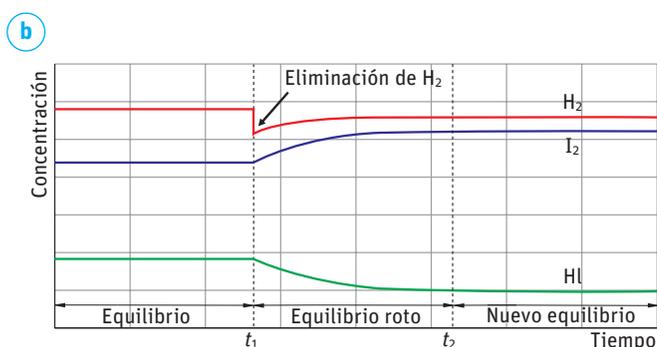


Al **aumentar la concentración de  $\text{H}_2$** , de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema responde consumiendo parte del  $\text{H}_2$  añadido y produciendo HI hasta lograr un nuevo estado de equilibrio, es decir, **el sistema se desplaza hacia la derecha.** (a)

Al **disminuir la concentración de  $\text{H}_2$** , el sistema responde produciendo  $\text{H}_2$  y consumiendo HI, hasta alcanzar de nuevo el estado de equilibrio, es decir, **el sistema se desplaza hacia la izquierda.** (b)



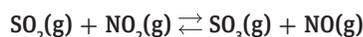
(a) Alteración de un equilibrio cuando se aumenta la concentración de una de las especies presentes; (b) alteración cuando se disminuye la concentración de alguna de las especies.



- ▶ Si **aumenta la concentración** de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en que se consume esa sustancia (hacia el lado donde no esté presente esa sustancia).
- ▶ Si **disminuye la concentración** de una sustancia, el sistema se desplaza en el sentido en el que se favorece la producción esa sustancia (hacia el lado donde esté esa sustancia).

## EJERCICIOS RESUELTOS

En el equilibrio:



la mezcla de gases que se encuentra en un recipiente de 0.75 L a cierta temperatura contiene 0.15 mol de  $\text{SO}_2$ , 0.30 mol de  $\text{NO}_2$ , 0.60 mol de  $\text{SO}_3$  y 0.45 mol de  $\text{NO}$ . Sin modificar la temperatura, se añaden 0.30 mol de  $\text{SO}_3$  a la mezcla de gases en equilibrio. Calcula las nuevas concentraciones de gases cuando se alcance de nuevo el equilibrio.

### Solución

- 1 ► A partir de las cantidades de sustancias en equilibrio, calculamos las concentraciones en equilibrio de cada una de ellas y a partir de ellas determinamos el valor de la constante de equilibrio:

$$[\text{SO}_2]_{\text{eq1}} = \frac{0.15 \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.2 \text{ mol L}^{-1}; [\text{SO}_3]_{\text{eq1}} = \frac{0.60 \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.8 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq1}} = \frac{0.30 \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.4 \text{ mol L}^{-1}; [\text{NO}]_{\text{eq1}} = \frac{0.45 \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.6 \text{ mol L}^{-1}$$

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]}_{\text{eq1}} = \frac{0.8 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.6 \text{ mol L}^{-1}}{0.2 \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.4 \text{ mol L}^{-1}} = 6$$

- 2 ► Según el principio de Le Châtelier, al añadir 0.30 mol de  $\text{SO}_3$  el sistema se desplaza en el sentido de consumir  $\text{SO}_3$ , es decir, se desplaza hacia la izquierda.

A partir de esta conclusión, realizamos la tabla en términos de moles, que nos permita estudiar la variación durante el proceso, teniendo en cuenta que las sustancias que se consumen ahora son  $\text{SO}_3$  y  $\text{NO}$ , y las que se forman  $\text{SO}_2$  y  $\text{NO}_2$ . La cantidad inicial de  $\text{SO}_3$  es:  $0.30 + 0.60 = 0.90$  mol.

	$\text{SO}_2(\text{g})$	$+$	$\text{NO}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{SO}_2(\text{g})$	$+$	$\text{NO}(\text{g})$
Moles iniciales ( $n_0$ )	0.15		0.30		0.90		0.45
Variación de moles ( $\Delta n$ )	+x		+x		-x		-x
Moles en equilibrio ( $n_{\text{eq}}$ )	$0.15 + x$		$0.30 + x$		$0.90 - x$		$0.45 - x$
Concentración en equilibrio	$\frac{0.15 + x}{0.75}$		$\frac{0.30 + x}{0.75}$		$\frac{0.90 - x}{0.75}$		$\frac{0.45 - x}{0.75}$

- 3 ► La constante de equilibrio no varía, ya que la alteración del equilibrio se ha hecho a temperatura constante. A partir de la ley de acción de masas determinamos el valor de  $x$ :

$$K_c = \frac{[\text{SO}_3][\text{NO}]}{[\text{SO}_2][\text{NO}_2]}_{\text{eq2}} = \frac{\left(\frac{0.90 - x}{0.75}\right)\left(\frac{0.45 - x}{0.75}\right)}{\left(\frac{0.15 + x}{0.75}\right)\left(\frac{0.30 + x}{0.75}\right)} = 6$$

$$5x^2 + 4.05x - 0.135 = 0 \Rightarrow x_1 = 0.032; x_2 = -0.842$$

- 4 ► De las dos soluciones elegimos la solución positiva para determinar el valor de las concentraciones cuando se restablezca el equilibrio.

$$[\text{SO}_2]_{\text{eq2}} = \frac{(0.15 + 0.032) \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.243 \text{ mol L}^{-1}; [\text{SO}_3]_{\text{eq2}} = \frac{(0.90 - 0.032) \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 1.157 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_2]_{\text{eq2}} = \frac{(0.30 + 0.032) \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.443 \text{ mol L}^{-1}; [\text{NO}]_{\text{eq2}} = \frac{(0.45 - 0.032) \text{ mol}}{0.75 \text{ L}} = 0.557 \text{ mol L}^{-1}$$

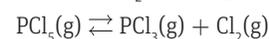
## CLAVES PARA RESOLVER

- Calcula las concentraciones en equilibrio de todas las especies presentes.
- Aplica el principio de Le Châtelier y realiza la tabla que muestre los cambios en las concentraciones.
- A partir del valor de  $K_c$ , calcula el valor de la variación de moles.
- Determina el valor de las concentraciones en el nuevo equilibrio.

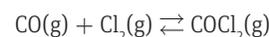
## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



- 1 ¿Qué efecto tendrá sobre el porcentaje de disociación del  $\text{PCl}_5$  la adición de cloro molecular,  $\text{Cl}_2$ , en el equilibrio?



- 2 En el sistema en equilibrio:



las concentraciones son  $[\text{CO}] = 2 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{Cl}_2] = 2 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{COCl}_2] = 20 \text{ mol L}^{-1}$ . Calcula la concentración de todos los componentes cuando se añade  $1 \text{ mol L}^{-1}$  de cloro.

Los cambios de presión no afectan a sólidos y a líquidos, ya que son prácticamente incompresibles. Sin embargo, los gases experimentan variaciones de volumen al cambiar la presión.

Otra forma de variar la presión es añadir, a volumen constante, un gas inerte, como el helio. Esto aumenta los moles totales y, por tanto, la presión total. Sin embargo, no tiene efecto sobre la posición de equilibrio, puesto que no cambian las presiones parciales de ninguno de los gases de la reacción.

#### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ▶ Observa los coeficientes de la ecuación química balanceada y determina, según el principio de Le Châtelier, hacia dónde hay menos moles.

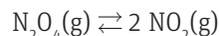
#### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Al aumentar la presión en el siguiente equilibrio, ¿aumentará o disminuirá el porcentaje de disociación del NOBr?



## Cambios de presión al variar el volumen

A partir de la ecuación de los gases ideales ( $pV = nRT$ ), observamos que a temperatura constante, la presión y el volumen son inversamente proporcionales. Por lo tanto, la presión total de un sistema en equilibrio puede modificarse si se varía el volumen que ocupa, mediante el desplazamiento del émbolo en el cilindro que contiene el gas. Consideremos, por ejemplo, El equilibrio entre gases:



El efecto inmediato de una **disminución de volumen** del sistema es concentrar las moléculas gaseosas en un menor espacio, es decir, aumentar la presión. De acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema se desplazará para contrarrestar parcialmente este cambio. Esto sucede si parte de las moléculas de  $\text{NO}_2$  se combinan para dar  $\text{N}_2\text{O}_4$ , pues de esta manera se reducen los moles gaseosos totales y, con ello, la presión total.

- ▶ Si **aumenta la presión** (disminución de volumen), el sistema se desplaza en el sentido que hay menos moles (o moléculas) gaseosos.
- ▶ Si **disminuye la presión** (aumento de volumen), el sistema se desplaza en el sentido que hay más moles (o moléculas) gaseosos.

Para las reacciones en las que no cambian los moles de gases ( $\Delta n = 0$ ), el cambio de presión, por variación de volumen, no altera la posición de equilibrio.

#### EJERCICIOS RESUELTOS

Predice en cada caso el sentido de la reacción al aumentar la presión del sistema a temperatura constante:



#### Solución

Según el principio de Le Châtelier, al aumentar la presión total disminuye el volumen, y el equilibrio se desplaza hacia donde hay menos moles.

- a) 1 ▶ En este caso la reacción se desplaza hacia la derecha, ya que en ese lado de la reacción hay dos moles frente a los cuatro de la izquierda.
- b) 1 ▶ Aquí los moles de productos son los mismos que los moles de reactivos ( $\Delta n = 2 - 2 = 0$ ). El cambio de presión no afecta al equilibrio.

## Efecto de un catalizador

Un catalizador (positivo) es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción al provocar la disminución de la energía de activación. Por lo tanto, aumenta la velocidad de las reacciones directa e inversa.

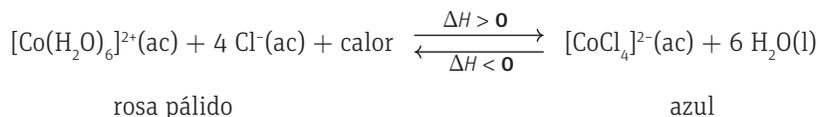
Además, su presencia no afecta al valor de las variables termodinámicas ( $\Delta G$  y  $\Delta H$ ), por lo que el valor de la constante  $K_c$  (que depende de  $\Delta G$ , como veremos más adelante) no se modifica, ni tampoco, la posición de equilibrio.

- ▶ Si se añade un **catalizador** a una reacción química el equilibrio se conseguirá de forma más rápida, pero no producirá ningún cambio en el estado de equilibrio.

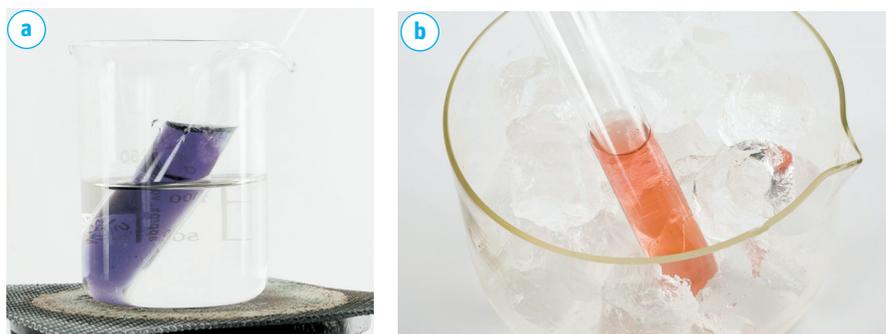
## Cambios en la temperatura

Los cambios de concentración, presión o volumen, modifican la posición de equilibrio pero no hacen variar el valor de la constante de equilibrio. Solo la temperatura, además de influir en el equilibrio, modifica el valor de su constante.

La disolución de cloruro de cobalto(II) en agua, es un proceso endotérmico ( $\Delta H > 0$ ) que se establece según el equilibrio siguiente:



Si la mezcla de equilibrio se calienta, de acuerdo con el principio de Le Châtelier, el sistema debe responder de forma que se contrarreste, parcialmente, el aumento de la temperatura. Esto se consigue si la reacción progresa hacia la derecha, ya que en ese sentido es endotérmica, y absorbe algo del calor que se ha suministrado para elevar la temperatura. El resultado es, pues, un aumento de la concentración de  $[\text{CoCl}_4]^{2-}$  y una disminución de la de  $[\text{Co(H}_2\text{O)}_6]^{2+}$  y  $\text{Cl}^-$  (ver figura).

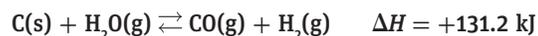


**10** A 100 °C, el equilibrio está desplazado hacia la derecha y predomina el  $[\text{CoCl}_4]^{2-}(\text{ac})$ , de color azul (a). A 0 °C, el equilibrio está desplazado hacia la izquierda, y la especie predominante es  $[\text{Co(H}_2\text{O)}_6]^{2+}(\text{aq})$ , de color rosa (b).

- ▶ Si **aumenta la temperatura** el sistema se desplaza en el sentido de la reacción endotérmica.
- ▶ Si **disminuye la temperatura** el sistema se desplaza en el sentido de la reacción exotérmica.

### EJERCICIOS RESUELTOS

La reacción siguiente (denominada «reacción de gas de agua») se usa para producir combustibles gaseosos a partir del carbón:



¿Qué efecto tendrá un aumento de la temperatura sobre el rendimiento en  $\text{H}_2$ ?

#### Solución

**1** ▶ De acuerdo con el principio de Le Châtelier, al aumentar la temperatura el equilibrio se desplaza en el sentido endotérmico, absorbiendo calor y contrarrestando ese aumento de temperatura.

Como la reacción dada es endotérmica de izquierda a derecha, la elevación de temperatura favorece la formación de  $\text{CO}$  y  $\text{H}_2$ . Un aumento de la temperatura se traduce, pues, en un mayor rendimiento en  $\text{H}_2$ .

## A TU ALREDEDOR

### Homeostasis: equilibrio de las funciones corporales



La homeostasis es el equilibrio en un medio interno, como por ejemplo nuestro cuerpo. Para que las células de nuestro cuerpo puedan vivir y funcionar correctamente tienen que mantenerse en un ambiente constante, tanto en su interior celular como en el líquido extracelular. Hay dos tipos de mecanismos homeostáticos:

- Vías nerviosas: regulan la presión arterial, así como la concentración de  $\text{O}_2$  y  $\text{CO}_2$  en la sangre.
- Vías endocrinas: regulan la concentración de glucosa en sangre.

Todas las células del organismo requieren una fuente continua de energía metabólica, que puede fluctuar según la actividad de la célula. Es muy importante que el cuerpo mantenga unos niveles equilibrados de glucosa en sangre.

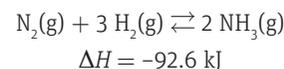
**En un equilibrio químico, sucede que, si la reacción directa es endotérmica ( $\Delta > 0$ ), la inversa ha de ser exotérmica ( $\Delta < 0$ ), y viceversa.**

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1** ▶ Observa cuál es el sentido exotérmico, y cuál el endotérmico, de la reacción.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

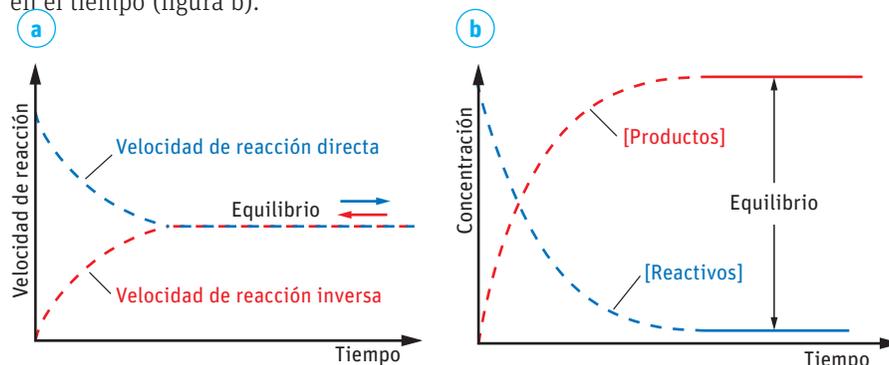
En la reacción de formación del amoníaco, ¿cómo influye en el rendimiento de la reacción un incremento de la temperatura?



## 5.5 CONSTANTES DE EQUILIBRIO

En una reacción reversible, la velocidad de reacción directa disminuye, a medida que la velocidad de reacción inversa aumenta. En el momento en que ambas **velocidades se igualan**, se alcanza la situación de equilibrio (figura a). El equilibrio se caracteriza porque, a pesar de que se esté produciendo la reacción en ambos sentidos, las **concentraciones de reactivos y de productos permanecen constantes** en el tiempo (figura b).

A partir de un instante de tiempo las velocidades directa e inversa son iguales (a). En ese mismo instante el valor de las concentraciones de las sustancias que intervienen en la reacción permanece constante (b).

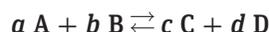


### ► En un equilibrio químico:

- La **velocidad** de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa.
- Las **concentraciones** de reactivos y productos permanecen constantes, mientras la reacción sigue produciéndose en ambos sentidos.

Quando trabajamos con reacciones reversibles los términos reactivos y productos pueden resultar confusos, ya que un reactivo en la reacción directa también es un producto en la inversa. Se ha establecido, por convenio, que las especies escritas a la izquierda de la doble flecha se consideren reactivos y las de la derecha, productos.

El hecho de que las concentraciones en equilibrio permanezcan constantes hace pensar que existe una relación entre ellas, que también es constante. Así, para una reacción reversible del tipo:



las velocidades directa e inversa son iguales. Suponiendo que ambos son procesos elementales (es decir, los órdenes de reacción coinciden con los coeficientes estequiométricos), sus ecuaciones cinéticas serán de la forma:

$$v_{\text{directa}} = k_{\text{directa}} [A]^a [B]^b \quad v_{\text{inversa}} = k_{\text{inversa}} [C]^c [D]^d$$

Si relacionamos ambas constantes, obtenemos la siguiente expresión:

$$\frac{k_{\text{directa}}}{k_{\text{inversa}}} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Como ya hemos visto en el capítulo anterior, si no varía la temperatura,  $k_{\text{directa}}$  y  $k_{\text{inversa}}$  permanecen constantes, y se puede escribir:

$$\frac{k_{\text{directa}}}{k_{\text{inversa}}} = \left\{ \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right\}_{\text{eq}}$$

Si consideramos la relación entre las constantes directa e inversa como otra constante, que llamaremos **constante de equilibrio**  $K_c$ , se puede establecer que para todo equilibrio homogéneo, a una temperatura dada, la relación entre las concentraciones de los reactivos y de los productos en el equilibrio es constante.

$$K_c = \left\{ \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right\}_{\text{eq}}$$

El término **equilibrio homogéneo** se aplica a las reacciones reversibles en las que todas las sustancias que intervienen se encuentran en la misma fase (son sustancias gaseosas o se encuentran en disolución).

## Ley de acción de masas

La expresión anterior de la constante,  $K_c$ , coincide con la formulación matemática de la **ley de acción de masas (LAM)**, enunciada en 1864 por Cato Guldberg y Peter Waage, a partir de estudios experimentales con reacciones reversibles.

El valor de la constante de equilibrio,  $K_c$ , es **adimensional (no tiene unidades)**, a pesar de estar relacionada con las concentraciones molares.

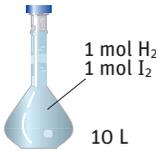
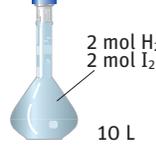
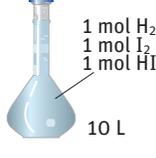
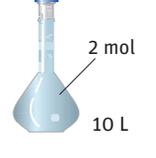
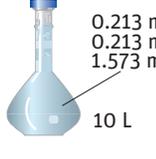
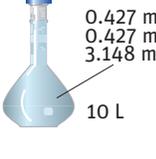
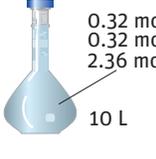
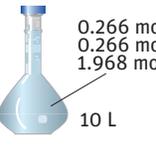
► **Ley de acción de masas (LAM).** En un proceso elemental, el producto de las concentraciones en el equilibrio de los productos, elevadas a sus coeficientes estequiométricos, dividido por el producto de las concentraciones de los reactivos en el equilibrio elevadas a sus coeficientes estequiométricos, es una constante a una temperatura determinada, llamada constante de equilibrio.

### Determinación experimental de la ley de acción de masas



Para demostrar la ley de acción de masas, podemos examinar los resultados de varios experimentos, en los que se parte de diferentes cantidades de  $H_2$  e  $I_2$ , que reaccionan entre sí formando HI a una determinada temperatura.

La ecuación es la siguiente:  $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2 HI(g)$  a  $425^\circ C$

	EXPERIMENTO I	EXPERIMENTO II	EXPERIMENTO III	EXPERIMENTO IV
CANTIDADES INICIALES	 1 mol $H_2$ 1 mol $I_2$ 10 L	 2 mol $H_2$ 2 mol $I_2$ 10 L	 1 mol $H_2$ 1 mol $I_2$ 1 mol HI 10 L	 2 mol 10 L
CANTIDADES FINALES	 0.213 mol $H_2$ 0.213 mol $I_2$ 1.573 mol HI 10 L	 0.427 mol $H_2$ 0.427 mol $I_2$ 3.148 mol HI 10 L	 0.32 mol $H_2$ 0.32 mol $I_2$ 2.36 mol HI 10 L	 0.266 mol $H_2$ 0.266 mol $I_2$ 1.968 mol HI 10 L

Anotamos en una tabla los valores de las concentraciones de reactivos y productos en el equilibrio y calculamos la relación entre ellas.

EXPERIMENTO	CONCENTRACIÓN (mol L <sup>-1</sup> ) EN EL EQUILIBRIO			$\left\{ \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \right\}_{eq}$
	[H <sub>2</sub> ]	[I <sub>2</sub> ]	[HI]	
I	0.0213	0.0213	0.1573	54.5
II	0.0427	0.0427	0.3148	54.3
III	0.0320	0.0320	0.2360	54.4
IV	0.0266	0.0266	0.1968	54.7
				Valor medio = 54.5

Según estos resultados, a pesar de partir de diferentes cantidades de reactivos y obtener distintas cantidades de producto, cuando se alcanza el equilibrio a  $425^\circ C$ , la relación entre las concentraciones es siempre la misma. Por tanto, para esta reacción se puede escribir:

$$\left\{ \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} \right\}_{eq} = 54.5 \text{ (a } 425^\circ C) = K_c$$

La **expresión de acción de masas**, tiene un valor constante, que caracteriza al equilibrio. Así, el valor de 54.5, corresponde a la **constante de equilibrio**,  $K_c$ , para esa reacción, y a esa temperatura. Si los experimentos anteriores se hubieran realizado a una temperatura diferente de  $425^\circ C$ , la expresión de acción de masas en el equilibrio habría tomado un valor distinto de 54.5, aunque seguiría siendo constante en todos los nuevos experimentos.

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ► Escribe en el numerador de la expresión de  $K_c$  las concentraciones de los productos, y en el denominador, las de los reactivos, todas ellas elevadas a un exponente igual a sus correspondientes coeficientes estequiométricos.

### EJERCICIOS RESUELTOS

Escribe la expresión de la constante de equilibrio para las reacciones químicas representadas por las siguientes ecuaciones:

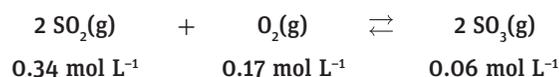
- a)  $2 \text{NO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NOCl(g)}$   
b)  $2 \text{O}_3\text{(g)} \rightleftharpoons 3 \text{O}_2\text{(g)}$   
c)  $\text{COCl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$

#### Solución

- 1 ► Situamos en el numerador las concentraciones de los productos, y en el denominador, las de los reactivos, elevadas a su correspondiente coeficiente estequiométrico.

$$\text{a) } K_c = \left\{ \frac{[\text{NOCl}]^2}{[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]} \right\}_{\text{eq}} \quad \text{b) } K_c = \left\{ \frac{[\text{O}_2]^3}{[\text{O}_3]^2} \right\}_{\text{eq}} \quad \text{c) } K_c = \left\{ \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \right\}_{\text{eq}}$$

Para el siguiente equilibrio, a 1000 °C, en el que se muestran las concentraciones de cada especie en equilibrio, calcula el valor de la constante  $K_c$ :

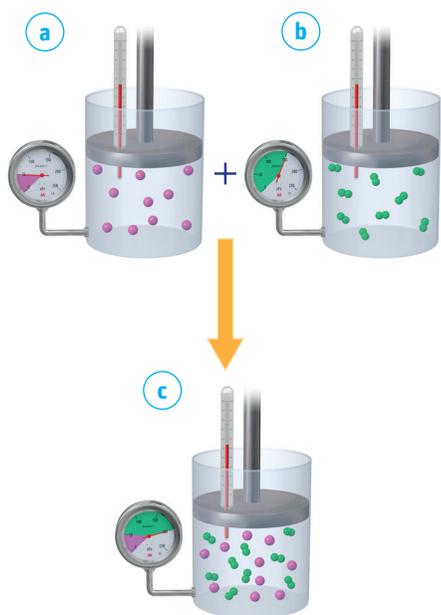


#### Solución

$$K_c = \left\{ \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]} \right\}_{\text{eq}} = \frac{0.06^2}{0.34^2 \cdot 0.17} = 0.18$$

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Escribe la expresión de la constante de equilibrio,  $K_c$ , para las reacciones:
- a)  $\text{CO(g)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)}$   
b)  $\text{Cl}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Cl(g)}$   
c)  $\text{N}_2\text{(g)} + 3 \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3\text{(g)}$   
d)  $2 \text{NOCl(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$
- 2 Calcula el valor de  $K_c$  para la siguiente reacción reversible, sabiendo que los valores de las concentraciones de los reactivos y productos en equilibrio a 1000 °C son:
- $$2 \text{SO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3\text{(g)}$$
- $[\text{I}_2] = 0.005 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{H}_2] = 0.148 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{HI}] = 0.190 \text{ mol L}^{-1}$   
 $[\text{SO}_2] = 0.34 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{O}_2] = 0.17 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{SO}_3] = 0.06 \text{ mol L}^{-1}$
- 3 Para la reacción  $\text{H}_2\text{(g)} + \text{I}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI(g)}$ ,  $K_c = 54.5$  (a 425 °C). Si el cociente de reacción de una mezcla de  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$  y  $\text{HI}$ , a 425 °C, vale 12.2, ¿está la mezcla en equilibrio?
- 4 Para cada una de las siguientes reacciones reversibles, indica si el sistema está o no en equilibrio y, de no estarlo, en qué dirección evolucionará la reacción.
- a)  $2 \text{NO(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$   
a)  $[\text{NO}] = 0.04 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{N}_2] = 0.03 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{O}_2] = 0.01 \text{ mol L}^{-1}$   
a)  $K_c = 2.2 \cdot 10^{30}$  a 25 °C  
b)  $\text{I}_2\text{(g)} + \text{H}_2\text{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{HI(g)}$   
a)  $[\text{I}_2] = 0.005 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{H}_2] = 0.148 \text{ mol L}^{-1}$ ;  $[\text{HI}] = 0.190 \text{ mol L}^{-1}$   
a)  $K_c = 49$  a 500 °C



La ley de las presiones parciales (ley de Dalton) fue formulada en el año 1803. Esta ley establece que la presión de una mezcla de gases, que no reaccionan químicamente, es igual a la suma de las presiones parciales que ejercería cada uno de ellos si solo uno ocupase todo el volumen de la mezcla, sin cambiar la temperatura:

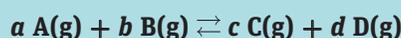
$$p_T = \sum p_i$$

En cualquier situación  $\Delta n_g$  hace referencia a la variación de moles estequiométricos de las sustancias gaseosas que aparecen en la ecuación química balanceada, nunca al de los moles del problema que se está resolviendo.

## CONSTANTE DE EQUILIBRIO EN EQUILIBRIOS GASEOSOS

Cuando nos encontramos con un equilibrio homogéneo en fase gaseosa, la constante de equilibrio se puede expresar en términos de las presiones parciales de los gases en el equilibrio. Esta constante se denomina  $K_p$ .

► Para cualquier reacción de equilibrio, en fase gaseosa, del tipo:



la expresión de la **constante de equilibrio**,  $K_p$ , será:

$$K_p = \left\{ \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \right\}_{eq}$$

Si consideramos una mezcla de gases ideales en el equilibrio, tanto reactivos como productos se encuentran ocupando un mismo volumen y todos a la misma temperatura. Es decir, para la mezcla en equilibrio, se cumplirá la **ley de las presiones parciales**, enunciada por Dalton en 1803 (figura).

La presión parcial,  $p_i$ , de uno de los gases cualquiera, se ajusta a la ecuación general de los gases ideales:

$$p_i V = n_i R T$$

$$p_i = \frac{n_i}{V} R T = c_i R T$$

donde  $n_i$ , son los moles del gas y  $V$  es el volumen total de la mezcla.

Según la ecuación anterior, la presión parcial de un gas ideal,  $p_i$ , es proporcional a su concentración molar,  $c_i$ , por lo que se puede deducir que el valor de la constante de equilibrio  $K_p$  está relacionado con el valor de  $K_c$ . Esta relación, para una reacción general, es:

$$K_p = \left\{ \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \right\}_{eq} = \left\{ \frac{([C]RT)^c ([D]RT)^d}{([A]RT)^a ([B]RT)^b} \right\}_{eq} = \left\{ \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \right\}_{eq} \cdot (RT)^{c+d-(a+b)}$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g}$$

La expresión  $\Delta n_g = c + d - (a + b)$  es la variación de moles entre reactivos y productos gaseosos al producirse la reacción de izquierda a derecha; es decir:

$$\Delta n_g = \text{moles de productos gaseosos} - \text{moles de reactivos gaseosos}$$

El valor numérico de  $K_p$  y el correspondiente valor de  $K_c$  son normalmente distintos, pero ambos describen igualmente la composición de equilibrio. En el caso en el que el número de moléculas en fase gaseosa no varíe durante la reacción, hace que:

$$\Delta n_g = 0 \Rightarrow (RT)^{\Delta n_g} = 1$$

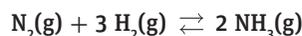
de modo que  $K_p$  y  $K_c$  son numéricamente iguales.

Cualquier presión parcial que se sustituya en una expresión de la constante de equilibrio,  $K_p$ , o que se obtenga a partir de ella, debe corresponder a una presión en el equilibrio expresada en atmósferas. Sin embargo, generalmente no se escribe la unidad acompañando al valor de  $K_c$  ni al de  $K_p$ .

### EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula los valores de  $K_c$  y  $K_p$ , a 250 °C, en la reacción de formación del amoníaco, sabiendo que si se parte de 2 mol de  $N_2$  y 5 mol de  $H_2$ , se obtienen 3 mol de  $NH_3$ . El volumen del recipiente es de 10 litros.

Dato:  $R = 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$



#### Solución

- 1 ► En un equilibrio químico, los reactivos se combinan según la estequiometría de la reacción, independientemente de la cantidad añadida inicialmente. Además, sabemos que cierta cantidad de reactivos permanece en la mezcla, debido a la reacción inversa de los productos.

En la siguiente tabla vemos cómo varían los moles a lo largo del proceso:

	$N_2(g)$	+	$3 H_2(g)$	$\rightleftharpoons$	$2 NH_3(g)$
Moles iniciales ( $n_0$ )	2 mol		5 mol		0
Variación de moles ( $\Delta n$ )	-x		-3x		+2x
Moles en equilibrio ( $n_{eq}$ )	2 - x		5 - 3x		2x

Como en principio se trata de una cantidad desconocida, llamamos  $x$  a los moles de  $N_2$  que reaccionan. Puesto que  $N_2$  y  $H_2$  se combinan según la estequiometría de la reacción, por cada  $x$  mol de  $N_2$  que desaparecen, lo hacen  $3x$  mol de  $H_2$ . Asimismo, aparecen  $2x$  mol de  $NH_3$ .

- 2 ► Teniendo en cuenta que en el equilibrio hay 3 mol de amoníaco, el valor de  $x$  lo calculamos fácilmente:

$$2x = 3 \Rightarrow x = 1.5 \text{ mol de } NH_3 \text{ en equilibrio}$$

Una vez calculada  $x$ , podemos calcular las concentraciones de todas las especies en el equilibrio:

$$[N_2]_{eq} = \frac{n_{N_2}}{V_{total}} = \frac{2 - x \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{2 - 1.5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{0.5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0.05 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[H_2]_{eq} = \frac{n_{H_2}}{V_{total}} = \frac{5 - 3x \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{5 - 3 \cdot 1.5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{0.5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0.05 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[NH_3]_{eq} = \frac{n_{NH_3}}{V_{total}} = \frac{2x \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{2 \cdot 1.5 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = \frac{3.0 \text{ mol}}{10 \text{ L}} = 0.3 \text{ mol L}^{-1}$$

- 3 ► A partir de la ecuación que representa el proceso, escribimos la expresión de la constante de equilibrio,  $K_c$ , y sustituimos los valores conocidos:

$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$K_c = \frac{0.3^2}{0.05 \cdot 0.05^3} = 14\,400$$

- 4 ► A partir de la variación de moles gaseosos (en la ecuación de equilibrio):

$$\Delta n_g = 2 - (3 + 1) = -2$$

Calculamos el valor de la constante  $K_p$ :

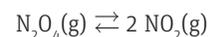
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g} = 14\,400 \cdot (0.082 \cdot 523)^{-2} = 7.83$$

### CLAVES PARA RESOLVER

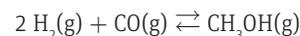
- Elabora una tabla con los cambios en los moles de las especies que intervienen en el proceso.
- Calcula las concentraciones de las especies en equilibrio.
- Escribe la expresión de  $K_c$  y calcula su valor.
- A partir del valor de  $K_c$ , calcula el valor de  $K_p$ , teniendo en cuenta la variación de moles gaseosos en el proceso.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Calcula  $K_p$  suponiendo que a 250 °C el valor de  $K_c$  para la reacción de descomposición del tetraóxido de dinitrógeno vale 6.



- 2 Para la reacción de síntesis del metanol,  $CH_3OH$ , a partir de hidrógeno y monóxido de carbono:



La constante  $K_c$ , a 425 °C, vale  $3 \cdot 10^2$ . ¿Cuánto vale  $K_p$  a esa temperatura?

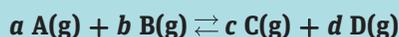
- 3 Sabiendo que  $K_c$  para la formación del amoníaco a una determinada temperatura, vale 0.024, calcula la concentración de amoníaco en el equilibrio, si las de  $N_2$  y  $H_2$  son 0.2 y 0.3 mol L<sup>-1</sup>, respectivamente.

## Constante de equilibrio en función de las fracciones molares

Otra forma de expresar la constante de equilibrio es en función de las **fracciones molares** de las especies en equilibrio. La fracción molar de un gas ( $X_i$ ) en una mezcla, es el cociente entre los moles de ese gas y los moles totales de la mezcla. Es decir, el **tanto por uno** en moles del gas en cuestión. La misma relación que en moles, se da entre la presión parcial del gas ( $p_i$ ) y la presión total de la mezcla ( $p_T$ ). Por lo tanto:

$$X_i = \frac{n_i}{n_T} = \frac{p_i}{p_T}$$

► La constante de equilibrio en función de las **fracciones molares**,  $K_x$ , para cualquier reacción de equilibrio, en fase gaseosa, del tipo:



es:

$$K_x = \left[ \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b} \right]_{\text{eq}}$$

Puesto que la presión parcial está relacionada con la fracción molar:  $p_i = X_i p_T$ ,

las constantes  $K_p$  y  $K_x$ , también guardan una relación entre sí:

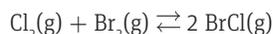
$$K_p = \left[ \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b} \right]_{\text{eq}} = \left[ \frac{(X_C p_T)^c (X_D p_T)^d}{(X_A p_T)^a (X_B p_T)^b} \right]_{\text{eq}} = \left[ \frac{X_C^c X_D^d}{X_A^a X_B^b} \right]_{\text{eq}} p_T^{c+d-(a+b)}$$

$$K_p = K_x p_T^{\Delta n_g}$$

donde  $\Delta n_g$  es la diferencia entre los moles de productos y reactivos gaseosos.

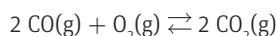
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 El monoclóruo de bromo, BrCl, un gas covalente con propiedades similares a las del Cl<sub>2</sub>, podría sustituir al cloro como desinfectante para el agua. Un mol de cloro y un mol de bromo se colocan en un matraz de 5.00 L y se permite que alcancen el equilibrio a determinada temperatura, siendo  $K_c = 4.7 \cdot 10^{-2}$ . Una vez alcanzado:



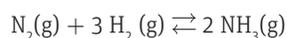
- a) ¿Qué porcentaje de Cl<sub>2</sub> ha reaccionado?
- b) ¿Qué masa de cada especie hay en equilibrio?
- c) ¿Cómo desplazará la posición de equilibrio una disminución del volumen del recipiente de reacción?

- 2 El monóxido de carbono es el contaminante que se encuentra en mayor cantidad en el aire de la tropósfera. La constante de equilibrio,  $K_p$ , de la reacción:



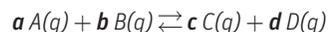
es  $1.4 \cdot 10^{90}$  a 25 °C. Dada la magnitud de esta constante, ¿por qué no se convierte todo el CO en CO<sub>2</sub>?

- 3 Para la síntesis del amoníaco, a partir de nitrógeno e hidrógeno a 298 K,  $\Delta G^\circ = -33.0$  kJ y  $\Delta H^\circ = -92.2$  kJ:



Calcula el valor de la constante de  $K_p$ , a 800 K.

Para cualquier reacción en equilibrio:



las fracciones molares de cada una de las especies son:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C + n_D}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + n_D}$$

$$X_C = \frac{n_C}{n_A + n_B + n_C + n_D}$$

$$X_D = \frac{n_D}{n_A + n_B + n_C + n_D}$$

Teniendo en cuenta la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ :

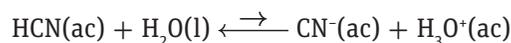
$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g}$$

también podemos obtener la relación entre  $K_c$  y  $K_x$ :

$$K_c = K_x \left( \frac{p_T}{RT} \right)^{\Delta n_g}$$

## 5.6 CONSTANTES DE IONIZACIÓN

Como hemos visto, la disociación de los ácidos fuertes es prácticamente completa, por lo que la reacción no se considera una situación de equilibrio. Sin embargo, los ácidos débiles se disocian poco, alcanzando una situación de equilibrio entre los iones resultantes y el ácido que ha quedado sin disociar. Por ejemplo, el ácido cianhídrico, HCN, se disocia según la ecuación siguiente:



Por medio del valor de la **constante de equilibrio**,  $K_c$ , es posible medir en qué extensión se produce una reacción como la anterior:

$$K_c = \left\{ \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}][\text{H}_2\text{O}]} \right\}_{\text{eq}}$$

En una disolución acuosa diluida, la concentración de agua es prácticamente constante. Por ello se puede incluir  $[\text{H}_2\text{O}]$  en  $K_c$  y obtener una nueva constante,  $K_a$ , que se denomina **constante de acidez** o **constante de ionización del ácido**, de la forma:

$$K_a = K_c [\text{H}_2\text{O}] = \left\{ \frac{[\text{CN}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCN}]} \right\}_{\text{eq}}$$

Cuanto mayor sea la tendencia de las moléculas de un ácido HA a ceder un protón, mayor será la fracción que se disocia dando la especie  $\text{A}^-$  y, en consecuencia, mayor será el valor de la constante de ionización  $K_a$ .

El valor de la constante de acidez,  $K_a$ , es una medida de la fuerza de un ácido.

► Para un **ácido débil** cualquiera HA, que se disocie o ionice según la ecuación:



su **constante de acidez** se corresponde con la expresión:

$$K_a = \left\{ \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} \right\}_{\text{eq}}$$

### CLAVES PARA RESOLVER

- Elabora una tabla con los cambios que se producen desde el inicio de la reacción hasta que se alcanza el equilibrio.
- Determina el valor de la constante  $K_a$  a partir del valor del pH de la disolución.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

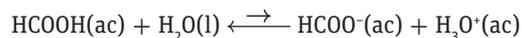
La concentración de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  en una disolución  $0.020 \text{ mol L}^{-1}$  de ácido nítrico,  $\text{HNO}_3$ , vale  $2.8 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$ . Calcula la constante  $K_a$  del ácido.

### EJERCICIOS RESUELTOS

Se preparó una disolución de ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ ),  $0.10 \text{ mol L}^{-1}$  y de pH 2.38 a  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ . Calcula la constante  $K_a$  para el ácido fórmico a esa temperatura.

#### Solución

- El ácido fórmico es un ácido débil cuya reacción de disociación es:



Los cambios en las concentraciones de todas las especies son:

	$\text{HCOOH(ac)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{HCOO}^{\text{(ac)}} + \text{H}_3\text{O}^{\text{(ac)}}$		
Concentración inicial ( $[\ ]_0$ )	0.10	0	0
Variación de moles ( $\Delta[\ ]$ )	-x	+x	+x
Concentración final ( $[\ ]$ )	$0.10 - x$	x	x

- La expresión de la  $K_a$  es:

$$K_a = \left\{ \frac{[\text{HCOO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HCOOH}]} \right\}_{\text{eq}} = \frac{x^2}{0.10 - x}$$

El valor de  $x$  se calcula a partir del pH de la disolución, ya que  $x = [\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.38} = 4.2 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

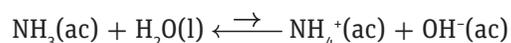
Sustituyen el valor de  $x$  en la expresión de  $K_a$ :

$$K_a = \frac{(4.2 \cdot 10^{-3})^2}{0.10 - 4.2 \cdot 10^{-3}} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

## Constante de ionización o de basicidad $K_b$

Lo que se ha explicado para los ácidos, se puede aplicar de manera análoga para las bases. Puesto que la disociación de las bases fuertes es prácticamente completa, la reacción no se puede considerar como una situación de equilibrio.

Sin embargo, las bases débiles se disocian poco, alcanzando una situación de equilibrio entre los iones resultantes y la base que ha quedado sin disociar. Por ejemplo, el amoníaco,  $\text{NH}_3$ , se disocia según la ecuación:



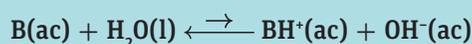
Mediante el valor de la constante de equilibrio,  $K_c$  y análogamente a lo que sucede para  $K_a$ , se puede incluir  $[\text{H}_2\text{O}]$  en  $K_c$  y obtener una nueva constante,  $K_b$ , de la forma:

$$K_c = \left\{ \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]} \right\}_{\text{eq}} \Rightarrow K_b = K_c [\text{H}_2\text{O}] = \left\{ \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \right\}_{\text{eq}}$$

La constante  $K_b$  se denomina **constante de basicidad** o **de ionización**.

El valor de  $K_b$  nos indica, pues, en qué grado las moléculas de  $B$  se ionizan, captando un protón del agua. Cuanto mayor sea  $K_b$ , más desplazado hacia la derecha estará el equilibrio anterior. Por lo tanto, el valor de la constante de basicidad,  $K_b$ , es una medida de la fuerza de una base.

► Para una base **débil**  $B$  cualquiera, que se disocie o ionice según la ecuación:



su **constante de basicidad** se corresponde con la expresión:

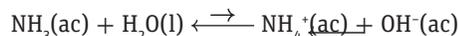
$$K_b = \left\{ \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[B]} \right\}_{\text{eq}}$$

### EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula la concentración de iones  $\text{OH}^-$  que hay en una disolución de  $\text{NH}_3$  de concentración  $0.15 \text{ mol L}^{-1}$  a  $25^\circ\text{C}$ , sabiendo que la constante de basicidad del amoníaco a dicha temperatura es  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Solución

1 ► El amoníaco es una base débil que se disocia según la ecuación:



Los cambios en las concentraciones de todas las especies hasta que se alcanza el equilibrio son:

	$\text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightarrow$	$\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$
Concentración inicial ( $[ ]_0$ )	0.15		0      0
Variación de moles ( $\Delta [ ]$ )	-x		+x      +x
Concentración final ( $[ ]$ )	$0.15 - x$		x      x

2 ► La expresión de la  $K_b$  es:

$$K_b = \left\{ \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \right\}_{\text{eq}} = \frac{x^2}{0.15 - x} = 1.8 \cdot 10^{-5}$$

Como  $K_b$  es pequeña, podemos despreciar la cantidad de  $\text{NH}_3$  que reacciona con el agua, si se compara con la concentración total de  $\text{NH}_3$ . Es decir, podemos despreciar el valor de  $x$  en comparación con  $0.15 \text{ mol L}^{-1}$ , haciendo la aproximación:  $0.15 - x \approx 0.15$ .

$$\frac{x^2}{0.15} = 1.8 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x^2 = 0.27 \cdot 10^{-5} \Rightarrow x = 1.6 \cdot 10^{-3}$$

Por lo tanto, la concentración de iones  $\text{OH}^-$  es  $1.6 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$

### CLAVES PARA RESOLVER

- Elabora una tabla con los cambios que se producen desde el inicio de la reacción hasta que se alcanza el equilibrio.
- Calcula el valor de la concentración de  $\text{OH}^-$  a partir de la expresión de la constante  $K_b$ .

Para los ácidos y bases débiles, en los que el valor de  $x$  sea muy pequeño frente al valor de la concentración inicial del ácido o de la base, se puede despreciar este valor de  $x$  para facilitar la resolución de la ecuación de segundo grado.

Si  $x$  es mayor del 5% de la concentración inicial, no se justifica la aproximación y la ecuación se resuelve con la fórmula cuadrática.

## 5.7 CONSTANTE DEL PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

Como solo una fracción muy pequeña de las moléculas de agua están ionizadas, la concentración de agua  $[H_2O]$  permanece prácticamente constante y es muy grande ( $[H_2O] = 55.56 \text{ mol L}^{-1}$ ). Por lo tanto, podemos escribir la expresión para la autoionización del agua como:

$$K_w = K_c [H_2O]^2 = [H_3O^+] [OH^-]$$

Donde  $K_w$  se denomina **constante del producto iónico**.

En el agua pura las concentraciones de  $[H_3O^+]$  y  $[OH^-]$  son iguales:

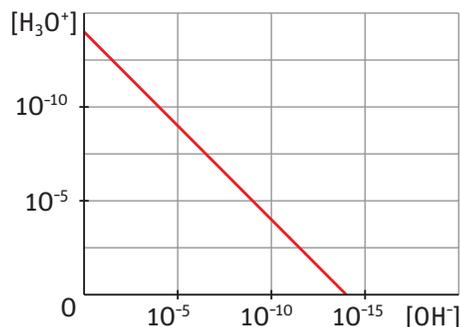
$$[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

Por lo tanto, el valor de la constante del producto iónico  $K_w$  es:

$$K_w = [H_3O^+] [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \cdot 1.0 \cdot 10^{-7} = 1.0 \cdot 10^{-14}$$

En **cualquier disolución acuosa**, se producen iones  $H_3O^+$  y  $OH^-$ , de forma que sus concentraciones mantienen una relación inversamente proporcional. Por ello, conocida la concentración de cualquiera de estos iones, se puede calcular la concentración del otro a partir de la expresión anterior del producto iónico del agua.

Aunque el valor de  $K_w$  se ha obtenido para el agua pura, es válido para disoluciones acuosas diluidas a 25 °C. A otras temperaturas el producto iónico varía entre  $10^{-13}$  y  $10^{-15}$  (ver tabla).



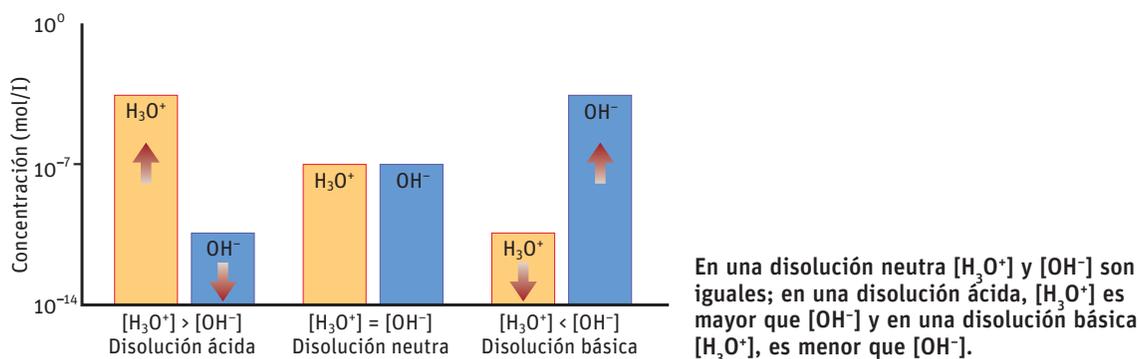
En cualquier disolución acuosa, la concentración de iones  $OH^-$  es inversamente proporcional a la concentración de iones  $H_3O^+$ .

**Tabla. Valores de  $K_w$  a distintas temperaturas.**

TEMPERATURA (°C)	$K_w$
0	$1.13 \cdot 10^{-15}$
10	$2.92 \cdot 10^{-15}$
25	$1.00 \cdot 10^{-14}$
37	$2.38 \cdot 10^{-14}$
45	$4.02 \cdot 10^{-14}$
60	$9.61 \cdot 10^{-14}$
100	$5.5 \cdot 10^{-13}$

## Disoluciones acuosas neutras, ácidas y básicas

Una disolución en la que las concentraciones de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{OH}^-$  son iguales, como ocurre con el agua pura, se dice que es **neutra**. Si se disuelve un ácido, se forman iones  $\text{H}_3\text{O}^+$ , que superarán en número a los iones  $\text{OH}^-$ . Si se disuelve una base, se liberan iones  $\text{OH}^-$ , y ocurrirá lo contrario.



- ▶ Una disolución es **ácida** si  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- ▶ Una disolución es **neutra** si  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- ▶ Una disolución es **básica** si  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

### EJERCICIOS RESUELTOS

Determina la concentración de  $\text{H}_3\text{O}^+$  para una disolución que, a 25 °C, tiene  $[\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$ . ¿La disolución es ácida, básica o neutra?

#### Solución

- 1 ▶ De la expresión de  $K_w$ , determinamos el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.0 \cdot 10^{-4}} = 1.0 \cdot 10^{-10} \text{ mol L}^{-1}$$

- 2 ▶ La disolución es básica, ya que  $[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$ .

A 25 °C, una disolución de ácido metanoico (fórmico),  $\text{HCOOH}$ , tiene  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ . ¿Cuál es la  $[\text{OH}^-]$  de la disolución de ácido fórmico? ¿La disolución es ácida, básica o neutra?

#### Solución

- 1 ▶ De la expresión de  $K_w$ , determinamos el valor de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$ :

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{2.0 \cdot 10^{-3}} = 5.0 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

- 2 ▶ La disolución es ácida, ya que  $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$ .

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ▶ Determina la concentración de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  o  $[\text{OH}^-]$ , a partir de la expresión de  $K_w$ .
- 2 ▶ Según los valores de  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  y  $[\text{OH}^-]$ , decide si la disolución es ácida, básica o neutra.

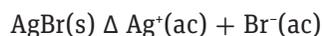
### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Indica si las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras:
  - a)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2.0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
  - b)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.5 \cdot 10^{-9} \text{ M}$
  - c)  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
  - d)  $[\text{OH}^-] = 6.2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
  - e)  $[\text{OH}^-] = 4.3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$
  - f)  $[\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ M}$
- 2 Identifica cada concentración de la columna de la izquierda, con la sustancia que le corresponda de la columna de la derecha:
 

a) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 4.0 \cdot 10^{-13} \text{ M}$	1) Agua
b) $[\text{OH}^-] = 8.5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$	2) Amoniaco
c) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	3) HCl
d) $[\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-3} \text{ M}$	4) Vinagre
e) $[\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \cdot 10^2 \text{ M}$	5) NaOH

## 5.8 CONSTANTE DEL PRODUCTO DE SOLUBILIDAD

Como hemos estudiado en este capítulo, existen muchas sales que son muy poco solubles en agua. Un ejemplo de sal insoluble es el bromuro de plata, AgBr, que se usaba en las películas fotográficas. Pues bien, si se echa AgBr en agua pura, este se deposita en el fondo; sin embargo, acaba finalmente por disolverse una pequeñísima cantidad, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Cuando el AgBr se ha disuelto todo lo posible, es decir, cuando la disolución está **saturada**, los iones  $\text{Ag}^+(\text{ac})$  y  $\text{Br}^-(\text{ac})$  se encuentran en equilibrio con el AgBr sólido. La expresión de la constante de equilibrio es:

$$K_c = \left\{ \frac{[\text{Ag}^+(\text{ac})][\text{Br}^-(\text{ac})]}{[\text{AgBr(s)}]} \right\}_{\text{eq}}$$

Se trata de un **equilibrio heterogéneo**, pues en el fondo del recipiente hay AgBr puro, un sólido que constituye una fase distinta de la disolución. Dado que la concentración de un sólido puro permanece constante, se puede incluir en el valor de  $K_c$ , obteniéndose así una nueva constante:

$$[\text{AgBr(s)}]_{\text{eq}} K_c = \{[\text{Ag}^+(\text{ac})][\text{Br}^-(\text{ac})]\}_{\text{eq}}$$

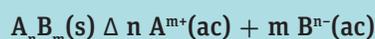
Esta constante se denomina **producto de solubilidad**, y se representa por  $K_s$ .

$$K_s = \{[\text{Ag}^+(\text{ac})][\text{Br}^-(\text{ac})]\}_{\text{eq}} \text{ (o simplemente) } K_s = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-]$$

Compuesto	$K_s$ (mol L <sup>-1</sup> )
CaCO <sub>3</sub>	3.8·10 <sup>-9</sup>
BaCO <sub>3</sub>	8.1·10 <sup>-9</sup>
BaSO <sub>4</sub>	1.1·10 <sup>-10</sup>
CaF <sub>2</sub>	3.9·10 <sup>-11</sup>
Mg(OH) <sub>2</sub>	1.5·10 <sup>-11</sup>
Ca(OH) <sub>2</sub>	7.9·10 <sup>-6</sup>
AgCl	1.7·10 <sup>-10</sup>
AgBr	3.2·10 <sup>-13</sup>
AgI	3.8·10 <sup>-9</sup>
HgS	3.0·10 <sup>-53</sup>

**Tabla.** Producto de solubilidad de algunas sales insolubles a 25 °C.

► Para una sal de fórmula  $\text{A}_n\text{B}_m$  que se disuelva según el equilibrio:

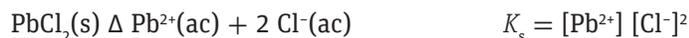
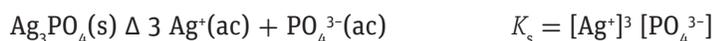


su producto de solubilidad viene dado por la expresión:

$$K_s = [\text{A}^{m+}]^n [\text{B}^{n-}]^m$$

Las concentraciones en la expresión anterior deben estar en equilibrio con el sólido, es decir, deben corresponder a una **disolución saturada**.

El producto de solubilidad,  $K_s$ , solo se define para **sustancias muy poco solubles**.



En la tabla se muestran productos de solubilidad de algunas sales.

Las concentraciones que aparecen en la expresión de  $K_s$  han de expresarse en mol L<sup>-1</sup>.

► El **producto de solubilidad** de una sal es el producto de las concentraciones de los iones que origina, calculadas en el equilibrio y elevadas cada una a una potencia igual a su coeficiente estequiométrico en la ecuación.

## Relación entre la solubilidad y el valor de $K_s$

De acuerdo con las leyes que rigen el equilibrio químico, cuanto menor es la constante de equilibrio de una reacción química, más desplazada se encuentra esta hacia la izquierda. En particular, un **equilibrio de solubilidad** de una sal está tanto más desplazado hacia la forma sólida cuanto menor es el valor de  $K_s$ . Por tanto, existe una relación entre la solubilidad de una sal y el valor de su producto de solubilidad.

► Una sal es más **insoluble** cuanto **menor** sea su producto de solubilidad,  $K_s$ .

En el caso del AgBr, por ejemplo, por cada mol que se disuelve, se forman un mol de  $\text{Ag}^+$  y un mol de  $\text{Br}^-$ , de modo que, si su solubilidad molar en agua pura se designa como  $s$ , se tiene:

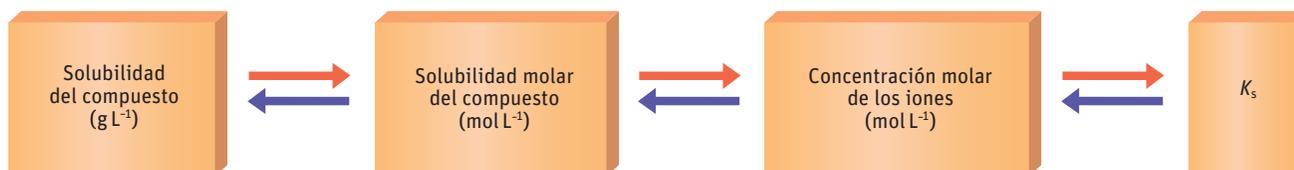
	AgBr(s)	$\Delta$	Ag <sup>+</sup> (ac)	+	Br <sup>-</sup> (ac)
Concentración inicial	-		0		0
Cambio en la concentración	-		+s		+s
Concentración en equilibrio	-		s		s

El producto de solubilidad depende de la temperatura y se suele tabular a 25 °C.

A 25 °C, la solubilidad molar del AgBr es de  $5.7 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ . Es decir, en una disolución saturada de AgBr, a 25 °C, las concentraciones de iones  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Br}^-$  son ambas de  $5.7 \cdot 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ . Así, el valor de  $K_s$  del AgBr, a esa temperatura, es:

$$K_s = [\text{Ag}^+][\text{Br}^-] = s \cdot s = s^2 = (5.7 \cdot 10^{-7})^2 = 3.2 \cdot 10^{-13} \text{ (a 25 °C)}$$

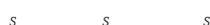
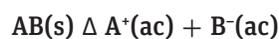
► Conocida la **solubilidad** de una sal en agua pura, a una temperatura dada, se puede determinar el valor de su **producto de solubilidad** a esa temperatura, y viceversa.



Esquema para calcular la solubilidad ( $s$ ) a partir del producto de solubilidad ( $K_s$ ) y viceversa.

La expresión que relaciona la solubilidad molar,  $s$ , con el producto de solubilidad,  $K_s$ , depende de la fórmula de la sal. Así, nos podemos encontrar con tres expresiones distintas para calcular la solubilidad molar.

- **Sales del tipo AB.** Algunas de estas sales se muestran en la tabla contigua. La solubilidad,  $s$ , de la sal nos va a dar la misma concentración de iones  $\text{A}^+$  y de iones  $\text{B}^-$ .



con lo que,  $s = [\text{A}^+] = [\text{B}^-]$

y por tanto:  $K_s = [\text{A}^+][\text{B}^-] = s \cdot s = s^2$

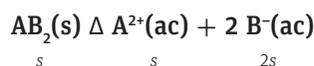
de donde:

$$s = \sqrt{K_s}$$

Sustancias tipo AB	
AgI	BaCO <sub>3</sub>
AgCl	CuS
AgBr	FeS
CaSO <sub>4</sub>	HgS
ZnS	PbSO <sub>4</sub>
ZnCO <sub>3</sub>	PbS
BaSO <sub>4</sub>	

Tabla. Sustancias del tipo AB. Se disocian en iones  $\text{A}^+$  y  $\text{B}^-$

- **Sales del tipo  $AB_2$**  (Tabla contigua). La solubilidad,  $s$ , de la sal nos va a dar distinta concentración de iones disueltos  $A^{2+}$  y  $B^-$ .



con lo que,  $[A^{2+}] = s \qquad [B^-] = 2s$

y por tanto:  $K_s = [A^{2+}][B^-]^2 = s (2s)^2 = 4s^3$

de donde:

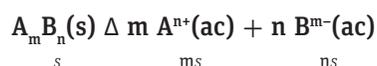
$$s = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}}$$

Sustancias tipo $AB_m$ o $A_mB$	
$Ag_2B$	$BaF_2$
$CaF_2$	$Al(OH)_3$
$ZnCl_2$	$Cu(OH)_2$
$Ca(OH)_2$	$Fe(OH)_3$
$Mg(OH)_2$	$PbCl_2$
$Zn(OH)_2$	$PbBr_2$
$Ag_2CrO_4$	$Ni(OH)_2$
$PbI_2$	

**Tabla. Sustancias del tipo  $AB_m$  o  $A_mB$ .**

- **Sales del tipo  $A_mB_n$ , (caso general)**. La tabla recoge algunos ejemplos de sales de este tipo.

La solubilidad,  $s$ , de la sal nos va a dar distinta concentración de iones.



con lo que,  $[A^{n+}] = ms \qquad [B^{m-}] = ns$

y por tanto:

$$K_s = [A^{n+}]^m [B^{m-}]^n = (ms)^m (ns)^n = m^m s^m n^n s^n = m^m n^n s^{m+n}$$

de donde:

$$s = \sqrt[m+n]{\frac{K_s}{m^m n^n}}$$

### EJERCICIOS RESUELTOS

Sabiendo que a 25 °C, el producto de solubilidad del cloruro de plata,  $AgCl$ , es  $K_s = 1.7 \cdot 10^{-10}$ , calcula su solubilidad en moles por litro y en gramos por litro. Datos: masas atómicas relativas:  $Ag = 107.9$ ;  $Cl = 35.45$

#### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Sustituye en la expresión de  $K_s$  y despeja para obtener el valor de  $s$ .
- ▶ Realiza la conversión de unidades.

- ▶ Sustituyendo estos valores en la expresión del producto de solubilidad y despejando  $s$ , se obtiene:

$$K_s = [Ag^+][Cl^-] = s s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s} = \sqrt{1.7 \cdot 10^{-10}} = 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

Es decir, se disuelven  $1.2 \cdot 10^{-5}$  moles de  $AgCl$  por cada litro de agua.

- ▶ A partir de la masa molar del  $AgCl$ , la solubilidad en gramos por litro es:

$$1.3 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot \frac{143.4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 1.9 \cdot 10^{-3} \text{ g L}^{-1}$$

#### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- 1 Escribe la expresión de  $K_s$  para las sales insolubles:
  - a)  $BaSO_4$
  - b)  $Fe(OH)_3$
  - c)  $Hg_2Cl_2$
  - d)  $Ba_3(PO_4)_2$
- 2 La solubilidad del yoduro de plata,  $AgI$ , es  $1.22 \cdot 10^{-8} \text{ mol L}^{-1}$ , a 25 °C. Calcula  $K_s$  para el  $AgI$  a esta temperatura.
- 3 Sabiendo que, a 25 °C, el producto de solubilidad del  $MgF_2$  es  $K_s = 6.4 \cdot 10^{-9}$ , calcula su solubilidad en moles por litro y en gramos por litro.

## 5.9 HIDRÓLISIS

Muchos iones son ácidos o bases de Brønsted y reaccionan con el agua cediendo o aceptando protones. Esta reacción de los iones de una sal con el agua se denomina **hidrólisis**.

► La **hidrólisis de una sal** es la reacción ácido-base que pueden realizar los iones de la sal con el agua.

La **solvolisis** es la reacción de una sustancia con el disolvente en que está disuelta. Un caso particular es la hidrólisis en el caso en el que el disolvente sea el agua.

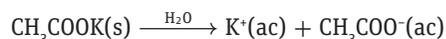
En realidad, las reacciones de los iones de una sal son reacciones ácido-base ordinarias, es decir, reacciones de transferencia de protones. Por lo tanto, puede producirse un exceso de iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  o de iones  $\text{OH}^-$ , con lo que se forma una disolución ácida o básica respectivamente.

### EJERCICIOS RESUELTOS

Calcula el pH de una disolución  $0.30 \text{ mol L}^{-1}$  de acetato de potasio (etanoato de potasio),  $\text{CH}_3\text{COOK}$ . Dato:  $K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .

#### Solución

1 ► La sal se disocia según la siguiente ecuación:



La sal se disocia completamente en agua, por lo que la concentración de iones  $\text{K}^+$  y  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , en la disolución será igual a la concentración de sal.

El catión  $\text{K}^+$ , no reacciona con el agua, ya que proviene de una base fuerte (KOH).

El  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  sufre hidrólisis porque procede de un ácido débil ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ); se comporta como una base.

2 ► La constante de la reacción de hidrólisis es la constante de la base:

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{x^2}{0.30 - x}$$

De la expresión  $K_w = K_a \cdot K_b$ , se calcula la constante de ionización de la base:

$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{K_w}{K_a(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$K_b = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Por lo tanto, la expresión de la constante de hidrólisis es:

$$K_b(\text{CH}_3\text{COO}^-) = \frac{x^2}{0.30 - x} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Como la  $K_b$  es muy baja, podemos despreciar la cantidad de acetato que reacciona ( $x$ ) frente a la concentración inicial de acetato ( $0.30 - x \approx 0.30$ ). La expresión anterior resulta:

$$\frac{x^2}{0.30} = 5.6 \cdot 10^{-10} \Rightarrow x = \sqrt{0.30 \cdot 5.6 \cdot 10^{-10}} = 1.3 \cdot 10^{-5}$$

Para calcular el pH, en este caso determinamos primero el valor del pOH, ya que  $x$  es el valor de la concentración de iones  $\text{OH}^-$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1.3 \cdot 10^{-5} = 4.9$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.1$$

Con este valor de pH, se comprueba que la disolución de la sal de etanoato de potasio es básica.

### CLAVES PARA RESOLVER

- 1 ► Deduce qué iones se forman en la disociación y cuáles de ellos se hidrolizan.
- 2 ► Calcula la concentración de  $\text{OH}^-$  o  $\text{H}_3\text{O}^+$  a partir del equilibrio de hidrólisis y, después, el pH de la disolución resultante.

El **grado de hidrólisis**,  $\alpha_h$ , es la relación entre la concentración de la sal hidrolizada y su concentración inicial. Al igual que el grado de ionización, el grado de hidrólisis se suele expresar en tanto por ciento.

$$\alpha_h(\%) = \frac{x}{C_0} \cdot 100$$

A partir de los datos del ejercicio resuelto:

$$\alpha_h(\%) = \frac{1.3 \cdot 10^{-5}}{0.30} \cdot 100 = 0.0043\%$$

Este resultado muestra que solo una muy pequeña cantidad del anión se hidroliza.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

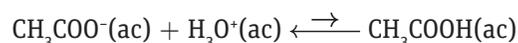
Calcula el pH de una disolución  $0.5 \text{ M}$  de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .  $K_b(\text{NH}_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$



## Adición de ácidos o bases a disoluciones amortiguadoras

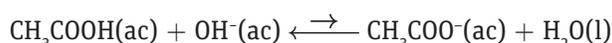
Un ejemplo típico de disolución amortiguadora es la que contiene ácido acético,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , y una sal de este ácido, por ejemplo, el acetato de sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ . Una disolución que contenga estas dos sustancias tiene la capacidad de neutralizar a un ácido o a una base que se le agregue.

- Si añadimos una **pequeña cantidad de ácido** a la disolución amortiguadora, los iones  $\text{H}_3\text{O}^+$  se combinan con la base conjugada del amortiguador.

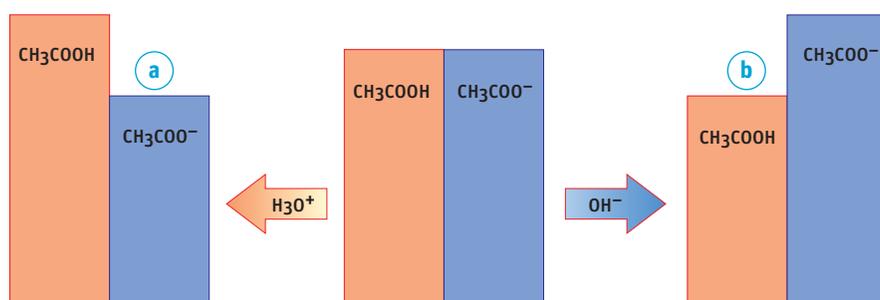


En este caso habrá una pequeña disminución en la concentración de iones  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  y un pequeño aumento en la concentración de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Sin embargo, el pH no cambiará mucho (figura a).

- Si añadimos una **pequeña cantidad de base** a la disolución amortiguadora, se neutralizará con el ácido acético y se producirá agua:



La concentración de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  disminuirá y la concentración de  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  aumentará. El pH no cambiará mucho (figura b).



(a) Cuando se añade  $\text{H}_3\text{O}^+$  al sistema amortiguador ( $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ ) se consume parte del  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ . (b) Cuando se añade  $\text{OH}^-$  se neutraliza parte del  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

► El **pH de la disolución se mantiene constante** siempre que las cantidades que se añaden de ácido o base sean pequeñas, comparadas con las concentraciones de los componentes del sistema amortiguador.

## Preparación de una disolución amortiguadora con un pH específico

Para diseñar un sistema amortiguador a un pH determinado, usamos la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

En un **sistema amortiguador óptimo**, las concentraciones del ácido (HA) y de la base conjugada ( $\text{A}^-$ ) deben ser lo más parecidas posibles:  $[\text{HA}] \approx [\text{A}^-]$ . Teniendo en cuenta esto, la expresión anterior queda simplificada de la siguiente manera:

$$\text{pH} \approx \text{p}K_a$$

Por lo tanto, debe elegirse un sistema cuyo ácido tenga un valor de su  $\text{p}K_a$  lo más próximo posible al valor del pH deseado. Una vez elegido un sistema amortiguador adecuado, las concentraciones del ácido débil y de su base conjugada se ajustan para tener el pH deseado.

La efectividad de la disolución amortiguadora, denominada **capacidad amortiguadora**, depende de la cantidad de ácido y base conjugada (o de base y de ácido conjugado) que constituyen el sistema amortiguador. Es decir, cuanto mayor sea esta cantidad, mayor será la capacidad amortiguadora.

### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Escribe la ecuación de disociación del par ácido-base conjugado, así como la expresión de  $K_a$  o  $K_b$ .
- ▶ Despeja  $[H_3O^+]$  y sustituye los datos conocidos para calcular el pH.

### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Elige el sistema cuyo  $pK_a$  sea lo más próximo al pH dado deseado.

### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Identifica el par ácido-base conjugado.
- ▶ Usa la expresión que relaciona el pH con el  $pK_a$ .

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

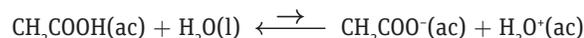
- Una disolución reguladora, como el par  $NaHCO_3/Na_2CO_3$ , tiene un pH = 9.40. ¿Cuál es la relación  $[HCO_3^-]/[CO_3^{2-}]$ ?  
Dato:  $K_a(HCO_3^-) = 4.7 \cdot 10^{-11}$ .
- ¿Cuántos moles de  $NaHCO_3$  deben añadirse a 1 L de disolución 0.225 mol L<sup>-1</sup> para obtener un pH = 9.40?

### EJERCICIOS RESUELTOS

La  $K_a$  para el ácido acético,  $CH_3COOH$ , es  $1.8 \cdot 10^{-5}$ . ¿Cuál es el pH de un amortiguador preparado con una disolución 1.0 mol L<sup>-1</sup> de  $CH_3COOH$  y 1.0 mol L<sup>-1</sup> de  $CH_3COO^-$  (a partir de  $CH_3COONa$  1.0 mol L<sup>-1</sup>)?

#### Solución

- ▶ La reacción de ionización del ácido acético en disolución es:



La expresión de la constante de ionización es:

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

- ▶ De esta expresión despejamos  $[H_3O^+]$  para determinar el valor del pH:

$$[H_3O^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

$$[H_3O^+] = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{1.0}{1.0} = 1.8 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

$$pH = -\log [H_3O^+] = -\log (1.8 \cdot 10^{-5}) = 4.74$$

Para preparar una disolución amortiguadora con un pH de 9.00, razona cuál de los siguientes sistemas usarías:

$CH_3COOH$  ( $pK_a = 4.74$ ) /  $CH_3COO^-$

$NH_4^+$  ( $pK_a = 9.25$ ) /  $NH_3$

$HClO$  ( $pK_a = 7.53$ ) /  $ClO^-$

#### Solución

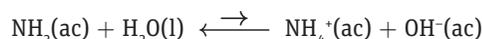
- ▶ La mejor elección es el sistema HA/A<sup>-</sup>, cuyo ácido débil, HA, tenga un  $pK_a$  lo más próximo a 9.00. Por tanto, de los sistemas dados, el más adecuado es  $NH_4^+/NH_3$ .

¿Qué concentración de  $NH_4Cl$  debe agregarse a una disolución de  $NH_3$  0.10 mol L<sup>-1</sup> para ajustar el pH hasta 9.00?

Dato:  $K_b(NH_3) = 1.8 \cdot 10^{-5}$

#### Solución

- ▶ El  $NH_4Cl$  es un electrolito fuerte que en disolución está completamente ionizado en  $NH_4^+$  y  $Cl^-$ . El amoníaco es una base débil que reacciona así con el agua:



En este caso las disoluciones de  $NH_4Cl$  y  $NH_3$  tienen el ion común  $NH_4^+$ .

- ▶ El  $NH_4^+$  y el  $NH_3$  son pares ácido-base conjugados que cumplen:

$$pH = pK_a + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

Para determinar  $pK_a$  para el  $NH_4^+$  tenemos que determinar primero la constante  $K_a$  y usar la relación:

$$K_a \cdot K_b = K_w \Rightarrow K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{1.0 \cdot 10^{-14}}{1.8 \cdot 10^{-5}} = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Sustituimos en la ecuación de Henderson-Hasselbalch:

$$9.00 = 9.25 + \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} \Rightarrow \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = -0.25 \Rightarrow \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = 10^{-0.25} = 0.56$$

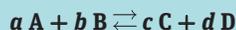
La concentración de  $NH_3$  es de 0.10 mol L<sup>-1</sup>, por lo tanto, la concentración de  $NH_4^+$  es:

$$[NH_4^+] = \frac{[NH_3]}{0.56} = \frac{0.10}{0.56} = 0.18 \text{ mol L}^{-1}$$

# CLAVES PARA RECORDAR

## Reacciones reversibles. Equilibrio

**Reacción reversible** → Consta de una reacción directa y otra inversa.



- **Reacción directa.** Comienza con las colisiones producidas entre las moléculas de los reactivos.
- **Reacción inversa.** Se inicia cuando se han formado suficientes moléculas de producto y estas colisionan entre sí.

**Equilibrio químico** → Cuando se alcanza el equilibrio químico, la velocidad de la reacción directa es igual a la velocidad de la reacción inversa y las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes, mientras la reacción se da en ambos sentidos.

$$v_{\text{directa}} = k_{\text{directa}} [A]^a [B]^b \quad v_{\text{inversa}} = k_{\text{inversa}} [C]^c [D]^d$$

## Titulaciones ácido-base

**Punto de equivalencia** → En el punto de equivalencia la reacción de neutralización entre el ácido y la base se ha completado y no queda exceso de ninguno de ellos. En este punto el número de iones  $H_3O^+$ , procedentes del ácido, es igual al número de iones  $OH^-$ , procedentes de la base.

**Titulaciones ácido-base** → Se basan en el cambio brusco de pH que tiene lugar en las inmediaciones del punto de equivalencia.

- Titulaciones ácido fuerte-base fuerte. En el punto de equivalencia la disolución es neutra, **pH = 7**.
- Titulaciones ácido débil-base fuerte. En el punto de equivalencia la disolución es básica, **pH > 7**.
- Titulaciones base débil-ácido fuerte. En el punto de equivalencia, la disolución es ácida, **pH < 7**.

En el **punto de equivalencia** se cumple:

$$n.^{\circ} \text{ eq ácido} = n.^{\circ} \text{ eq base}$$

$$V_a N_a = V_b N_b \\ V_a M_a v_a = V_b M_b v_b$$

## Producto de solubilidad

**Producto de solubilidad de una sal** → Producto de las concentraciones de los iones que origina, calculadas en el equilibrio y elevada cada una a una potencia igual a su coeficiente en la ecuación de disolución:



Una sal es tanto más **insoluble** cuanto **menor** sea su producto de solubilidad,  $K_s$ .

## Factores que modifican el equilibrio.

### Principio de Le Châtelier

**Principio de Le Châtelier** → Un sistema en equilibrio químico, sometido a una perturbación externa, reacciona en el sentido necesario para que se contrarreste la causa perturbadora.

Según el **principio de Le Châtelier**, la composición de la mezcla de reacción en el equilibrio se puede alterar:

- Añadiendo o retirando un **reactivo** o un **producto**.
- **Comprimiendo** o **expandiendo** el sistema (si los moles de reactivos gaseosos son diferentes a los moles de productos gaseosos).
- Cambiando la **temperatura**. Este es el único factor que afecta al valor de la constante de equilibrio.

La adición de un **catalizador** acelera el establecimiento del equilibrio, pero no modifica la composición del mismo.

## Disoluciones amortiguadoras

**Disolución amortiguadora** → También llamada reguladora o tampón, es una disolución que mantiene el pH casi constante a pesar de la adición de cantidades relativamente pequeñas de un ácido o de una base.

Es una disolución acuosa de dos solutos: un ácido débil, HA, y su base conjugada,  $A^-$ , también débil o una base débil, B, y su ácido conjugado,  $BH^+$ , también débil.

- Si añadimos una **pequeña cantidad de ácido** a la disolución amortiguadora, los iones  $H_3O^+$  se combinan con la base conjugada del amortiguador.
- Si añadimos una **pequeña cantidad de base** a la disolución amortiguadora, se neutralizará con el ácido conjugado y se producirá agua.

**Diseño de sistema amortiguador a un pH determinado** →

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

En un **sistema amortiguador óptimo**, las concentraciones del ácido (HA) y de la base conjugada ( $A^-$ ) deben ser lo más parecidas posible:  $[HA] \approx [A^-]$

$$pH \approx pK_a$$

## Influencia de la concentración en la velocidad de reacción



La reacción entre el tiosulfato de sodio,  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , y el ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , tiene lugar según el proceso:



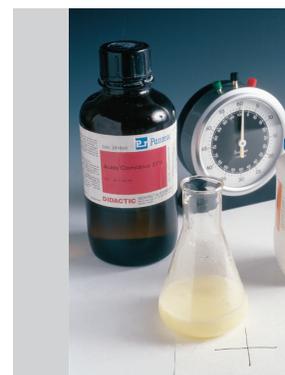
El azufre formado es sólido e insoluble, enturbia la disolución y se deposita en el fondo del erlenmeyer.

### Problema

Demostrarás experimentalmente la relación entre la concentración de los reactivos y la velocidad de reacción.

### Procedimiento

1. Prepara 500 mL de disolución 0.25 mol/L de tiosulfato, disolviendo 29.76 g en agua destilada.
2. Prepara 250 mL de disolución 2 mol/L de  $\text{HCl}$ , tomando 50 mL de  $\text{HCl}$  y diluyendo.
3. Prepara 5 erlenmeyer y echa en ellos las cantidades de tiosulfato y agua destilada que se indican en la tabla. Como ves, el volumen final siempre es de 50 mL.
4. Toma un papel y marca con un marcador azul o negro una cruz. Sobre ella pondrás los matraces.
5. Con la bureta, toma 6 mL de  $\text{HCl}$  2 mol/L y pásalos a un vaso. Viértelos de golpe sobre el erlenmeyer a la vez que pones en marcha el cronómetro. Agita la disolución y colócala sobre la cruz.
6. Mira el erlenmeyer desde su parte superior y cuando no veas la cruz, detén el cronómetro. Repite el proceso con los 5 erlenmeyer.
7. Completa en tu cuaderno la columna del tiempo. En un papel milimetrado, representa el inverso de la concentración de tiosulfato ( $1/[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ ) frente al tiempo.



Matraz	Volumen tiosulfato (mL)	Volumen de agua destilada (mL)	Volumen total	Milimoles totales de tiosulfato	Concentración de tiosulfato $[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ (mol/L)	Inverso de la concentración ( $1/[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ ) (L/mol)	Tiempo (s)
1.º	50	0	50	$V_c = 50 \cdot 0.25 = 12.5$	$12.5/50 = 0.25$	4	
2.º	40	10	50	$V_c = 40 \cdot 0.25 = 10$	$10/50 = 0.2$	5	
3.º	30	20	50	$V_c = 30 \cdot 0.25 = 7.5$	$7.5/50 = 0.15$	6.67	
4.º	20	30	50	$V_c = 20 \cdot 0.25 = 5$	$5/50 = 0.1$	10	
5.º	10	40	50	$V_c = 10 \cdot 0.25 = 2.5$	$2.5/50 = 0.05$	20	



### ANALIZA Y CONCLUYE

1. ¿Cómo influye la concentración en la velocidad? Explícalo a partir del modelo de colisiones.
2. Interpreta la gráfica obtenida. ¿Hay algún punto que no esté en la recta representada? ¿Por qué?
3. ¿Influirá la temperatura sobre este experimento? ¿Cómo lo comprobarías?

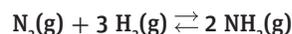
## EJERCICIOS Y PROBLEMAS RESUELTOS

### CLAVES PARA RESOLVER

#### CÁLCULO DE LAS CONSTANTES DE EQUILIBRIO

- ▶ Determina las concentraciones en el equilibrio, en mol L<sup>-1</sup>, haciendo uso de la estequiometría de la ecuación ajustada de la reacción.
- ▶ Calcula el valor de  $K_c$  sustituyendo en la expresión correspondiente los valores de concentraciones obtenidos.
- ▶ Calcula el valor de  $K_p$  teniendo en cuenta la relación entre ambas constantes.
- ▶ Aplica la ley de Dalton para calcular las presiones parciales.

Una mezcla de 2.5 mol de nitrógeno y 2.5 mol de hidrógeno se coloca en un reactor de 25.0 y se calienta a 400 °C. En el equilibrio ha reaccionado el 5% del nitrógeno, según la reacción:



Calcula los valores de las constantes,  $K_c$  y  $K_p$ , a 400 °C y halla las presiones parciales de los gases en el equilibrio.

Datos:  $R = 0.082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

#### Solución

- ▶ En el equilibrio han reaccionado  $2.5 \cdot \frac{5}{100} = 0.125 \text{ mol}$

De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

	$\text{N}_2(\text{g})$	+	$3 \text{H}_2(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NH}_3(\text{g})$
Moles iniciales ( $n_0$ )	2.5		2.5		0
Variación de moles ( $\Delta n$ )	-0.125		$-(3 \cdot 0.125)$		$+(2 \cdot 0.125)$
Moles en equilibrio ( $n_{\text{eq}}$ )	2.375		2.125		0.250

- ▶ Sustituyendo los valores de equilibrio en la expresión de  $K_c$ , se obtiene:

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}_{\text{eq}} = \frac{\frac{0.250^2}{25.0^2}}{\frac{2.375}{25.0} \cdot \frac{2.125^3}{25.0^3}} = 1.71$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n_g} = 1.71 \cdot (0.082 \cdot 673)^{-2} = 5.61 \cdot 10^{-4}$$

- ▶ Aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales,  $p_i V = n_i R T$ :

$$p_{\text{N}_2} = \frac{2.375 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{25.0 \text{ L}} = 5.2 \text{ atm}$$

$$p_{\text{H}_2} = \frac{2.125 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{25.0 \text{ L}} = 4.7 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{0.250 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 673 \text{ K}}{25.0 \text{ L}} = 0.55 \text{ atm}$$

Sea el equilibrio:  $\text{C}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{CO}(\text{g}); \Delta H^\circ = 119.8 \text{ kJ}$ . Contesta razonadamente cómo modifican el equilibrio las siguientes acciones:

- Disminuir la cantidad de carbono.
- Aumentar la cantidad de dióxido de carbono.
- Disminuir la temperatura.
- Aumentar la presión.

#### Solución

- ▶ a) El equilibrio no se modifica, ya que la concentración de un sólido puro es constante, y no aparece en la expresión de  $K_c$ .
- b) El equilibrio se desplaza hacia la derecha, consumiendo parte del  $\text{CO}_2$  añadido y contrarrestando así, la perturbación externa.
- c) Al disminuir la temperatura, el equilibrio se desplaza en el sentido en que la reacción es exotérmica, es decir, hacia la izquierda, de modo que el calor desprendido contrarresta la disminución de temperatura.
- d) Un aumento de la presión hace que el equilibrio se desplace hacia el lado donde hay menos moles gaseosas. Por tanto, en este equilibrio el aumento de presión favorece la formación de  $\text{CO}_2$ .

### CLAVES PARA RESOLVER

#### PRINCIPIO DE LE CHÂTELIER

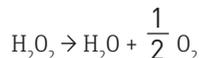
- ▶ Aplica el principio de Le Châtelier para saber cómo evoluciona el equilibrio cuando se modifica la concentración de las sustancias presentes en el equilibrio, se modifica la presión y la temperatura.

## PROBLEMAS

### Velocidad de las reacciones químicas

- Indica qué afirmación es verdadera.
  - Las reacciones son lentas cuando su energía de activación es baja.
  - La velocidad de cada reacción es constante e independiente de factores externos.
  - La acción de los catalizadores aumenta la energía de activación de un proceso.
  - La acción de los catalizadores aumenta la velocidad de reacción.
  - Las reacciones en disolución son muy lentas por lo general, ya que no es necesario romper enlaces.

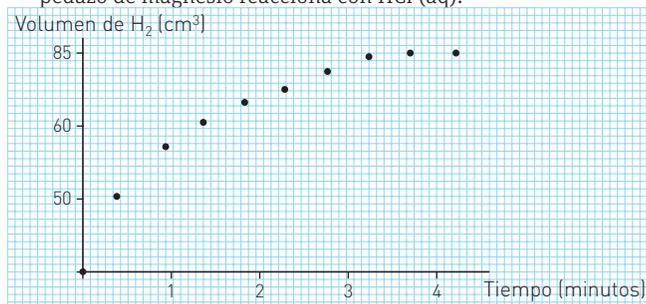
- El agua oxigenada ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) se descompone de manera natural en  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{O}_2$  (g):



El  $\text{MnO}_2$  es un catalizador del proceso, y la glicerina un inhibidor.

- Explica cómo actúa cada uno. ¿Cómo estabilizarías el  $\text{H}_2\text{O}_2$  para que dure más tiempo?
- ¿De qué otra manera se podría aumentar la velocidad de descomposición del  $\text{H}_2\text{O}_2$ ?

- La gráfica se refiere al volumen de  $\text{H}_2$  desprendido cuando un pedazo de magnesio reacciona con  $\text{HCl}$  (aq).



- ¿En cuánto tiempo se ha completado el proceso y cuánto  $\text{H}_2$  se obtiene?
  - Calcula la velocidad media de reacción en los dos primeros minutos del proceso.
  - Halla la velocidad media a lo largo de todo el proceso. ¿Por qué no coincide con la anterior?
  - Expresa el resultado en mg de  $\text{H}_2$  por minuto (medido a 0 °C y 1 atm).
  - ¿Qué podríamos hacer para aumentar la velocidad del proceso?
- En un matraz hay 0.065 mol de A y se deja reaccionar para formar B, según el proceso hipotético:  $\text{A} (\text{g}) \rightarrow 2 \text{B} (\text{g})$ . A partir de los datos:

Tiempo (s)	0	20	40	60	80
Moles de A	0.065	0.051	0.042	0.036	0.031

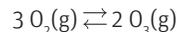
- ¿Cuántos moles de B hay en cada tiempo considerado?
- ¿Cuál es la velocidad media de desaparición de A, en mol/s, en cada intervalo de 20 s?
- Entre  $t = 20$  y  $t = 60$  s, halla la velocidad media de aparición de B en mol/s.

### Expresiones de Kc y Kp

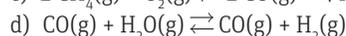
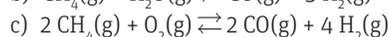
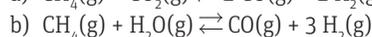
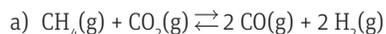
- La conversión de oxígeno en ozono tiene una constante de equilibrio muy baja:



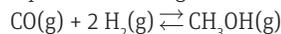
- ¿Qué valor tendrá  $K_c$  cuando la ecuación se escriba empleando coeficientes que sean números enteros?



- ¿Qué valor tendrá  $K_c$  para la conversión de ozono en oxígeno?  $2 \text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{O}_2(\text{g})$  Se necesitan grandes cantidades de  $\text{H}_2$  para la síntesis del amoníaco. Mediante los siguientes procesos se puede preparar hidrógeno comercialmente. Escribe la expresión de  $K_c$  y  $K_p$  para cada uno de ellos:

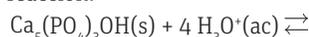


- En un futuro con escasez de petróleo, el monóxido de carbono,  $\text{CO}$ , puede convertirse en una materia prima esencial para la obtención de compuestos orgánicos y combustibles. Así por ejemplo, el metanol, una sustancia de gran importancia industrial, se obtiene a partir del  $\text{CO}$  según la reacción:

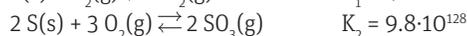


Para este equilibrio,  $K_c$  es igual a 10.5 a 227 °C. Calcula el valor de  $K_p$  a esa temperatura.

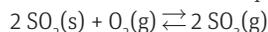
- El mineral hidroxiapatito,  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ , principal constituyente de los dientes, puede disolverse en las disoluciones ácidas producidas por las bacterias de la boca. Escribe la expresión de  $K_c$  para esa reacción:



- El balance entre  $\text{SO}_2$  y  $\text{SO}_3$  es importante para entender la formación de la lluvia ácida en la tropósfera. A partir de la siguiente información (a 25 °C):



Calcula la constante de equilibrio para la reacción:



### Principio de Le Châtelier

- La fotosíntesis se puede representar por la reacción:  $6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ ;  $\Delta H = 2801 \text{ kJ}$  Explica cómo alteran el equilibrio los siguientes cambios:
  - Se aumenta la presión parcial de  $\text{CO}_2$ .
  - Se elimina  $\text{O}_2$  de la mezcla.
  - Se elimina  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  (glucosa) de la mezcla.
  - Se agrega agua.
- El proceso hierro-vapor se usa para generar  $\text{H}_2$ , principalmente para hidrogenar aceites:  $3 \text{Fe}(\text{s}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Fe}_3\text{O}_4(\text{s}) + 4 \text{H}_2(\text{g})$ ;  $\Delta H = -150 \text{ kJ}$  ¿Cuál es el efecto de los siguientes factores en el equilibrio?
  - Introducir más  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ .
  - Elevar la temperatura.





## Bloque 6 REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

### CONOCIMIENTOS

- 6.1 Número o índice de oxidación. Definición y reglas del número de oxidación.
- 6.2 Igualación de ecuaciones por los métodos: iónicos y oxidación-reducción
- 6.3 Celdas electroquímicas voltaicas
- 6.4 Serie de actividad de los metales
- 6.5 Celdas electroquímicas electrolíticas

Las reacciones electroquímicas incluyen procesos como la combustión, la oxidación de los metales y la respiración. Inicialmente solo se consideraban reacciones de oxidación aquellas que se producían con el oxígeno y, las que lo perdían, se consideraban de reducción. Actualmente se denominan reacciones de oxidación-reducción (o redox) a todos los procesos que transcurren con transferencia total o parcial de electrones.

En una reacción de combustión la energía se manifiesta mediante calor, pero es mucho más eficaz obtener esa energía provocando reacciones redox en pilas galvánicas. En los próximos años, una nueva tecnología de generación de energía eléctrica limpia se usará en vehículos, hospitales o pequeñas industrias: es la tecnología de las pilas de combustible, dispositivos silenciosos que transforman la energía química en energía eléctrica sin causar un daño apreciable al ambiente.

#### **Exploración del conocimiento:**

¿Cómo crees que funciona una pila recargable?

#### **Objetivos:**

- Definir los procesos de oxidación y reducción mediante el balanceo de ecuaciones redox al observar los cambios en el número de oxidación.
- Diseñar acciones con estudiantes para concienciar en la comunidad sobre la importancia de no arrojar pilas ni baterías a la basura y disminuir el elevado impacto ambiental.

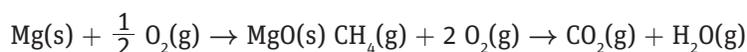
#### **DESTREZAS CON CRITERIOS DE DESEMPEÑO**

- Reconocer las reacciones redox en la naturaleza mediante el análisis de la estructura del átomo
- Balancear ecuaciones por el método del ión-electrón y por el del número de oxidación.
- Diferenciar entre agentes oxidantes y reductores a través de una práctica de laboratorio y de la igualación de la reacción química resultante.
- Analizar el fundamento, las estructuras y el funcionamiento de las celdas electroquímicas (electrolíticas y voltaicas), a partir de la explicación de su utilidad en el mundo contemporáneo y de la observación científica en trabajos experimentales.

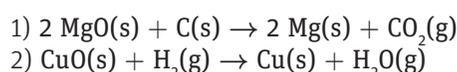
# OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

## Reacciones de oxidación como intercambio de oxígeno

Originalmente, el término **oxidación** se usaba para describir los procesos en los que una sustancia simple o un compuesto se combinaba con el oxígeno. Las oxidaciones del magnesio o del metano serían como en estos dos ejemplos:



El proceso inverso, en que una sustancia perdería oxígeno, se denominaba **reducción**. Así, según este criterio, el óxido de magnesio se reduce al reaccionar con el carbono (1) y el óxido de cobre(II) se reduce a cobre cuando reacciona con el hidrógeno (2):



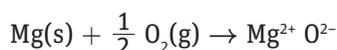
- **Oxidación:** proceso en el cual una especie química **gana oxígeno**.
  - **Reducción:** proceso en el cual una especie química **pierde oxígeno**.
- La oxidación y la reducción son procesos simultáneos: una oxidación conlleva una reducción y viceversa.

Los compuestos que contienen hidrógeno (por ejemplo, los compuestos orgánicos) reaccionan con el oxígeno produciendo agua; se oxidan disminuyendo su proporción de hidrógeno y se reducen aumentándola. Así pues, para estos compuestos, **oxidarse** supone **perder hidrógeno** y **reducirse** supone **ganar hidrógeno**.



## Reacciones de oxidación como intercambio de electrones

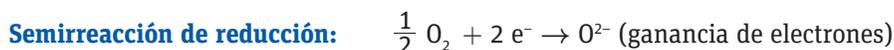
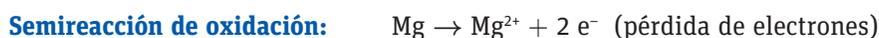
Las reacciones de oxidación también se pueden interpretar en función del desplazamiento de electrones que se produce. Así, en la reacción de oxidación del magnesio, por ejemplo, se obtiene óxido de magnesio, que es un compuesto iónico formado por iones magnesio,  $\text{Mg}^{2+}$  e iones óxido,  $\text{O}^{2-}$ .



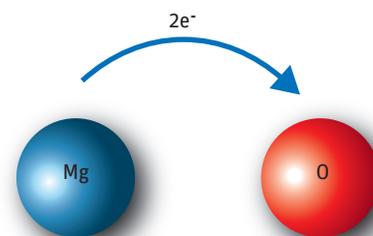
Por tanto, la reacción se puede interpretar como la transferencia de dos electrones desde un átomo de magnesio a un átomo de oxígeno, para formar un ion magnesio,  $\text{Mg}^{2+}$  y un ion óxido,  $\text{O}^{2-}$ . El magnesio se oxida porque ha perdido electrones y que el oxígeno se reduce porque los ha ganado.

- **Oxidación:** proceso en el cual una especie química **pierde electrones**.
- **Reducción:** proceso en el cual una especie química **gana electrones**.

La reacción está formada por dos **semireacciones** simultáneas, representadas por dos **semiecuaciones** que, al sumarse, dan la ecuación global.



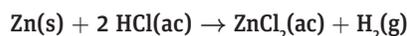
Este tipo de reacciones se denominan de **oxidación-reducción** o **redox**.



La transferencia de electrones del magnesio al oxígeno es un proceso de oxidación-reducción. El Mg pierde electrones, mientras que el O los gana.

## EJERCICIOS RESUELTOS

El cinc reacciona con el ácido clorhídrico según la reacción:



- Escribe la ecuación iónica neta.
- Justifica porqué esta reacción es una reacción redox.
- Escribe las semiecuaciones de oxidación y reducción correspondientes.

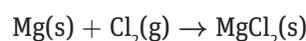
### Solución

- $\text{Zn(s)} + 2 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- El Zn(s) se oxida porque cede electrones al ion hidrógeno,  $\text{H}^+(\text{ac})$ , y este se reduce porque acepta electrones. Se observa que tiene lugar una oxidación a pesar de que en la reacción no interviene el oxígeno.
- Oxidación:  $\text{Zn(s)} \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$  Reducción:  $2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$



## Oxidantes y reductores

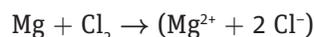
La reacción del magnesio con el cloro –y en general, cualquier reacción de un metal con un no metal– es una reacción redox desde el punto de vista de la transferencia de electrones entre el magnesio (metal) y el cloro (no metal).



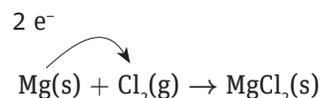
El cloruro de magnesio es un compuesto iónico formado por iones  $\text{Mg}^{2+}$  e iones  $\text{Cl}^-$  en la proporción 1:2. El magnesio, al reaccionar con el cloro, se oxida (pierde electrones) y el cloro se reduce (gana electrones). Las dos semireacciones son:



Si se suman las dos semiecuaciones, se obtiene la ecuación del proceso redox global:



Desde otro punto de vista, se puede decir que una sustancia (**oxidante**) oxida a otra y que una sustancia (**reductor**) reduce a otra. En la reacción entre el magnesio y el cloro:



El cloro,  $\text{Cl}_2$ , es el oxidante porque oxida al magnesio al captar sus electrones.



El magnesio, Mg, es el reductor porque reduce al cloro al cederle electrones.



## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE



En las siguientes reacciones, indica las sustancias que se oxidan y las que se reducen.

- $2 \text{Na(s)} + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Na}_2\text{O(s)}$
- $\text{Ca(s)} + \text{Cl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{CaCl}_2(\text{s})$
- $\text{Mg(s)} + \text{HCl(ac)} \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

► Un **oxidante** es una especie química que origina o puede originar una oxidación, mientras se reduce captando electrones de otra especie.

► Un **reductor** es una especie química que origina o puede originar una reducción, mientras se oxida cediendo electrones a otra especie.

## Una definición más amplia de oxidación y reducción

Hay reacciones, como la oxidación del hidrógeno o del carbono, en las que no se forman sustancias iónicas. Por tanto, no hay transferencia completa de electrones de unas especies a otras; lo que sucede es que se **comparten electrones** entre los átomos, antes y después de la reacción.



Por ejemplo, en la reacción de formación del agua, la ecuación siguiente muestra los pares de electrones compartidos:



Puesto que el oxígeno es más electronegativo, es decir, tiene más tendencia que el hidrógeno a atraer el par de electrones compartidos, estos están más cerca del oxígeno en la molécula de agua.



En consecuencia, se puede decir que el hidrógeno ha perdido parcialmente el control sobre estos electrones, mientras que el oxígeno lo ha ganado. Para poder considerar estas reacciones como reacciones redox desde el punto de vista electrónico, es necesario ampliar las definiciones de oxidación y reducción.

- ▶ Un elemento (átomo) **se oxida** cuando sufre una **pérdida total o parcial** sobre el control de sus electrones de valencia.
- ▶ Un elemento (átomo) **se reduce** cuando sufre una **ganancia total o parcial** sobre el control de sus electrones de valencia.

### EJERCICIOS RESUELTOS

En la reacción  $\text{CuO}(\text{s}) + \text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{Cu}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g})$ , justifica qué especie se oxida y cuál se reduce; después, indica cuál es la especie oxidante y cuál la reductora:

- desde el punto de vista de intercambio de oxígeno;
- desde el punto de vista electrónico.

#### Solución

- El C(s) reduce el CuO(s) a Cu(s) (porque el CuO pierde el O), mientras se oxida a CO(g) (porque el C gana un O). El C(s) es el reductor. El CuO oxida el C(s) a CO(g), mientras se reduce a Cu(s). El CuO(s) es el oxidante.
- Desde el punto de vista electrónico, el C se oxida porque sus electrones de valencia, cuando forman el doble enlace C = O, se acercan al oxígeno. El ion Cu<sup>2+</sup> del Cu<sup>2+</sup>O<sup>2-</sup>(s) se reduce, porque capta 2 e<sup>-</sup> para convertirse en Cu(s). El O<sup>2-</sup> CuO ni se oxida ni se reduce, ya que mantiene el exceso de dos electrones en el CO.

¿Cuál es el oxidante y cuál el reductor en las reacciones siguientes?

- $\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{CuSO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{ZnSO}_4(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$

#### Solución

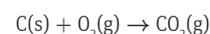
- $\text{Mg}(\text{s}) + 2 \text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$   
El Mg(s) es el reductor porque reduce al H<sup>+</sup>(ac) a H<sub>2</sub>(g). El ion H<sup>+</sup>(ac) es el oxidante porque oxida el Mg(s) a Mg<sup>2+</sup>(ac).
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$   
El Zn(s) es el reductor porque reduce al Cu<sup>2+</sup>(ac) a Cu(s). El Cu<sup>2+</sup>(ac) es el oxidante porque oxida el Zn a Zn<sup>2+</sup>(ac) (fig. 4.2).



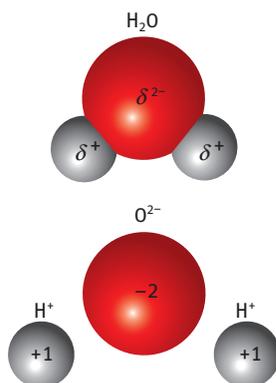
El Zn se oxida y los iones Cu<sup>2+</sup>(ac) se reducen a Cu metálico, que se deposita sobre la barra de cinc.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Justifica desde el punto de vista electrónico porqué el carbono se oxida y el oxígeno se reduce en la reacción de oxidación del carbono:



## 6.1 NÚMERO O ÍNDICE DE OXIDACIÓN. DEFINICIÓN Y REGLAS DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN.



En la molécula de agua, el número de oxidación del oxígeno (-2) es la carga que este tendría si los dos electrones de cada enlace O-H le pertenecieran. El número de oxidación del hidrógeno es +1, dado que cada H habría perdido un electrón.

La carga iónica y el número de oxidación no se escriben igual. Por ejemplo, para el ion calcio  $\text{Ca}^{2+}$ , la carga iónica es  $2+$  y el número de oxidación,  $+2$ .

El número de oxidación se puede indicar encima del símbolo. Por ejemplo:



Pero la IUPAC recomienda expresarlo mediante números romanos: como un superíndice a la derecha del símbolo.



El **número de oxidación** de un elemento es un número asignado a un átomo o a un ion para describir su estado de oxidación, aunque su finalidad no es la de representar cargas reales. Los números de oxidación se asignan usando las siguientes reglas:

**1. El número de oxidación de un átomo de una sustancia elemental es cero** en cualquiera de sus formas alotrópicas, ya que por el hecho de no estar combinado con otro átomo diferente, no pierde ni gana electrones.

Por ejemplo, en los átomos neutros libres (He, Ne, etc.), en los átomos de los metales (Na, Cu, Au, etc.) o en los átomos de moléculas homonucleares ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{P}_4$ , etc.).

**2. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual al número de electrones que el átomo ha perdido o ganado.** Si el átomo pierde electrones, el número de oxidación es positivo, y si los gana, es negativo. Por ejemplo, en el compuesto iónico  $\text{Na}^+\text{Cl}^-$ , el número de oxidación del Na es  $+1$  (ha perdido un electrón), y el número de oxidación del Cl es  $-1$  (ha ganado 1 electrón). Así pues, en un ion el número de oxidación coincide con el valor de la carga iónica.

Por ejemplo, el número de oxidación del  $\text{K}^+$  es  $+1$ , el del  $\text{Fe}^{2+}$  es  $+2$  y el del  $\text{S}^{2-}$ , es  $-2$ .

**3. Algunos átomos presentan el mismo número de oxidación** en casi todos los compuestos.

- Los **átomos del grupo 1** de la tabla periódica del sistema periódico (Li, Na, K,...) presentan siempre número de oxidación  $+1$  y los del grupo 2 (Ca, Sr, Ba,...), número de oxidación  $+2$ .
- El **hidrógeno** presenta número de  $+1$  excepto en los hidruros metálicos, que es  $-1$ .
- El **oxígeno** tiene número de oxidación  $-2$ , excepto en el fluoruro de oxígeno ( $+2$ ) y en los peróxidos ( $-1$ ).
- El **flúor** siempre tiene número de oxidación  $-1$ .
- Los **halógenos Cl, Br y I** presentan número de oxidación  $-1$ , excepto el Cl cuando se combina con O y F, el Br cuando se combina con O, F o Cl, y el I cuando se combina con O, F, Cl y Br.

**4. El número de oxidación de un átomo en una molécula es el número de electrones que pierde o gana parcialmente cuando forma un enlace covalente.** En el compuesto molecular HCl, por ejemplo, puesto que el cloro es más electronegativo y los electrones del enlace están más próximos a él, se considera que su número de oxidación es  $-1$  y el del H,  $+1$ . Los números de oxidación de los átomos que forman una molécula se obtienen, entonces, asignándoles la carga hipotética que tendrían si los electrones de cada enlace fuesen atribuidos al átomo más electronegativo. En estos casos el número de oxidación es un número puramente formal, pero facilita el seguimiento del desplazamiento de los electrones en las reacciones redox.

**La suma de los números de oxidación** de todos los átomos que constituyen la fórmula de un compuesto **ha de ser cero**. Por ejemplo, en el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el número de oxidación del oxígeno es  $-2$  y el del hidrógeno es  $+1$ , por lo que se deduce que el número de oxidación del S debe ser  $+6$ , para que se cumpla:  $4 \cdot (-2) + 2 \cdot (+1) + 6 = 0$ .

**5. En un ion poliatómico**, la suma de los números de oxidación de todos los átomos que forman el ion debe ser igual a la carga del ion. Por ejemplo, en el ion  $\text{SO}_4^{2-}$ , el número de oxidación del S debe ser  $+6$  porque de esta manera  $4 \cdot (-2) + 6 = -2$ .

## EJERCICIOS RESUELTOS

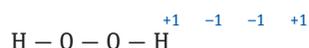
Determina el número de oxidación de cada átomo en las siguientes fórmulas. Justifica la respuesta.

- a)  $O_3$       c)  $Na_2O$       e)  $SO_2$       g)  $MgH_2$       i)  $NO_3$   
 b)  $NaBr$       d)  $NH_3$       f)  $H_2O_2$       h)  $OF_2$       j)  $KMnO_4$

### Solución

- a) **1** ▶  $O_3$ : el número de oxidación del oxígeno en este caso es 0 por tratarse de una molécula homonuclear. Todos los átomos son iguales y no hay diferencias de electronegatividad.
- b) **2** ▶  $NaBr$ : como este es un compuesto iónico formado por iones  $Na^+$  e iones  $Br^-$ , atribuimos número de oxidación +1 al Na y -1 al Br. El número de oxidación de un ion coincide con el valor de su carga.
- c) **2** ▶  $Na_2O$ : se trata de un compuesto iónico formado por iones  $Na^+$  e iones  $O^{2-}$  ( $2 Na^+$ ,  $O^{2-}$ ). Por tanto, el número de oxidación del Na es +1 y -2 el del O ( $2 \cdot (+1) - 2 = 0$ ).
- d) **2** ▶  $NH_3$ : atribuimos número de oxidación +1 al H. Por tanto, el átomo de N ha de tener número de oxidación -3 para que  $3 \cdot (+1) - 3 = 0$ . El N es el átomo más electronegativo, por lo que los electrones de los enlaces se alejan de los H y se acercan al N.
- e) **2** ▶  $SO_2$ : asignamos número de oxidación -2 al O y, en consecuencia, el S ha de tener un número de oxidación +4, para que  $2 \cdot (-2) + 4 = 0$ .
- f) **2** ▶  $H_2O_2$ : atribuimos número de oxidación +1 al H. Esto implica que el del O sería -1, para que  $2 \cdot (-1) + 2 \cdot (+1) = 0$ .

En la fórmula desarrollada  $H-O-O-H$ , observamos que existe un enlace entre los dos O, lo que explica que su número de oxidación sea -1, porque solo se aproximan los electrones del enlace con el H.



- g) **2** ▶  $MgH_2$ : al Mg es un metal del grupo 2, le asignamos número de oxidación +2. Por tanto, el número de oxidación del H será -1, para que se cumpla que  $+2 + 2 \cdot (-1) = 0$ .
- h) **2** ▶  $OF_2$ : al número de oxidación del F es -1. Por tanto, el número de oxidación del O en este compuesto será +2, para que  $+2 + 2 \cdot (-1) = 0$ .
- i) **3** ▶  $NO_3^-$ : atribuimos número de oxidación -2 al O. Por tanto, el número de oxidación del N será +5, para que  $3 \cdot (-2) + 5 = -1$ , que es la carga del ion poliatómico  $NO_3^-$ .
- j) **2** ▶  $KMnO_4$ : atribuimos número de oxidación +1 al K y -2 al O. Por tanto, el número de oxidación del Mn será +7, de manera que se cumpla que  $+7 + 4 \cdot (-2) = 0$ .

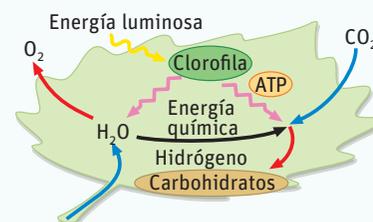
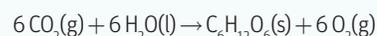
## CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Si es una sustancia simple, el número de oxidación es cero.
- ▶ Usa las reglas para asignar los números de oxidación conocidos. Después calcula para el resto de los elementos comprobando que la suma sea igual a cero si se trata de una especie neutra.
- ▶ Si es un ion poliatómico, la suma de números de oxidación debe ser igual a la carga del ion.

## A TU ALREDEDOR

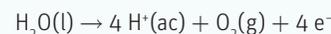
### Un proceso redox vital

La fotosíntesis es en realidad proceso redox en el que se produce la reducción del dióxido de carbono y la oxidación de agua para producir carbohidratos (materia orgánica) y oxígeno. La reacción global se resume así:

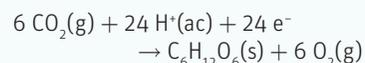


Las dos semireacciones son:

1. Semireacción de oxidación que requiere la presencia de luz y de clorofila, que actúa de catalizador, y produce oxígeno:

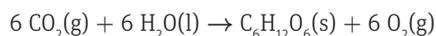


2. Semireacción de reducción, que no necesita luz y en la que se sintetiza la materia orgánica.



## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. Determina con tu grupo de trabajo el número de oxidación del S en las especies químicas siguientes:  $Na_2S$ ,  $H_2S$ ,  $S_8$ ,  $SCl_2$ ,  $SO_2$ ,  $SO_3$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $SO_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $SO_4^{2-}$ 
  - a) ¿En cuáles está el S más reducido?
  - b) ¿En cuál o cuáles está más oxidado?
  - c) ¿En cuál no está ni oxidado ni reducido?
  - d) Ordena las fórmulas de menor a mayor número de oxidación del S.
2. Determina qué especie se oxida y cuál se reduce en la reacción de fotosíntesis:





El cloro es un agente oxidante que se usa como blanqueador. El tejido más claro de la fotografía ha estado blanqueado por inmersión en agua clorada durante horas.

AGENTES OXIDANTES	AGENTES REDUCTORES
Halógenos: F <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , I <sub>2</sub>	Metales alcalinos y alcalinotérreos: Li, Na..., Mg, Ca...
Oxígeno: O <sub>2</sub>	Metales de transición: Zn, Fe, Sn...
Oxoaniones: NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> , SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> , MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> , Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	No metales: H <sub>2</sub> , C...
	Oxoaniones: SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>2-</sup> , NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>
	Moléculas: H <sub>2</sub> S, CH <sub>4</sub> , NH <sub>3</sub>

Tabla. Agentes oxidantes y reductores más comunes.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- ¿Cuáles de las siguientes reacciones son redox? Identifica la especie reductora y la oxidante.
  - $\text{H}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
  - $\text{Ba}^{2+}(\text{ac}) + \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) \rightarrow \text{BaSO}_4(\text{s})$
  - $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$
  - $2 \text{Na}(\text{s}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NaCl}(\text{s})$
  - $\text{Ca}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2(\text{g})$
  - $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
  - $$\text{Cu}(\text{s}) + 2 \text{NO}_3^-(\text{ac}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{NO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$$
  - $$\text{MnO}_4^-(\text{ac}) + 5 \text{SO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow 5 \text{SO}_4^{2-}(\text{ac}) + 2 \text{Mn}^{2+}(\text{ac}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac})$$
- Justifica por qué:
  - el ion SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> es un buen agente oxidante;
  - el H<sub>2</sub>S es un buen agente reductor;
  - el SO<sub>2</sub> puede actuar como oxidante o como reductor.

## Identificación de reacciones redox con números de oxidación

El concepto de número de oxidación permite establecer una nueva definición práctica de oxidación y reducción.

- Un átomo **se oxida** si su número de oxidación aumenta. Un átomo **se reduce** si su número de oxidación disminuye.

Este hecho nos permite reconocer fácilmente una reacción redox a través de la determinación de los números de oxidación.

- Toda **reacción redox** transcurre con **variación de los números de oxidación** de algunos de los átomos de los elementos que intervienen.

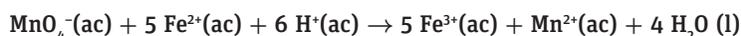
Después de lo estudiado hasta el momento, comprobamos que los conceptos de oxidación y reducción pueden tener varias definiciones:

- Una especie **se oxida** cuando:
  - Gana oxígeno.
  - Pierde total o parcialmente electrones.
  - El número de oxidación de alguno de sus átomos aumenta.

- Una especie **se reduce** cuando:
  - Pierde oxígeno.
  - Gana total o parcialmente electrones.
  - El número de oxidación de alguno de sus átomos disminuye.

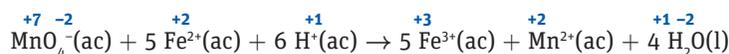
### EJERCICIOS RESUELTOS

Justifica que la siguiente reacción es del tipo redox, indicando la especie que se oxida, la que se reduce, el oxidante y el reductor.



#### Solución

Atribuimos números de oxidación a cada una de las especies presentes:



El Mn del ion MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> pasa de tener un número de oxidación +7 a tener +2 en el ion Mn<sup>2+</sup>. Por tanto, el Mn se ha reducido (ha captado 5 e<sup>-</sup>). Es la especie oxidante.

Por su parte, el ion Fe<sup>2+</sup> (número de oxidación +2) pierde 1 e<sup>-</sup> y se convierte en el ion Fe<sup>3+</sup> (número de oxidación +3). Por tanto, Fe<sup>2+</sup> es la especie reductora.

## Agentes oxidantes y reductores más comunes

Un buen **agente oxidante** ha de ser capaz de captar electrones fácilmente, lo que significa que deben ser sustancias con átomos muy electronegativos (por ejemplo, los halógenos) o con átomos con números de oxidación altos.

Por el contrario, un buen **agente reductor** ha de ser capaz de ceder fácilmente electrones, al no ejercer una gran atracción sobre ellos. Son buenos reductores los elementos de baja electronegatividad (por ejemplo, los metales); también los iones o moléculas con átomos con números de oxidación relativamente bajos, que puedan perder electrones. La tabla de arriba muestra una serie de agentes oxidantes y reductores de uso frecuente.

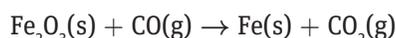
## 6.2 IGUALACIÓN DE ECUACIONES POR LOS MÉTODOS: IÓNICOS Y OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Existen dos métodos que permiten balancear de forma sistemática cualquier reacción redox: el **método del número de oxidación** y el **método del ion-electrón**.

- Los métodos de balanceo redox se basan en el hecho de que el número de **electrones ganados** por los elementos que **se reducen** debe ser igual al número de **electrones cedidos** por los elementos que **se oxidan**.

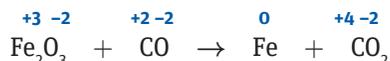
### Igualación por el método del número de oxidación

Este método balancea la reacción comparando el aumento en el número de oxidación que sufre el átomo que se oxida con la disminución que experimenta el átomo que se reduce. Por ejemplo, dada la ecuación sin balancear:



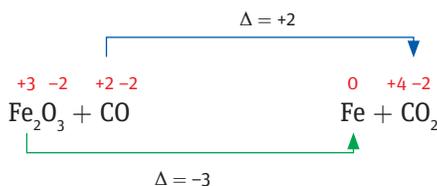
Los pasos para balancearla son los siguientes (se prescinde de los símbolos de los estados físicos de cada sustancia para mayor simplicidad en la escritura):

#### 1. Asignar número de oxidación a cada uno de los átomos de la ecuación.



**2. Identificar los átomos que se oxidan y que se reducen.** Aquí, el hierro disminuye su número de oxidación desde +3 a 0 y, por tanto, se reduce. El carbono, cuyo número de oxidación aumenta desde +2 a +4, se oxida.

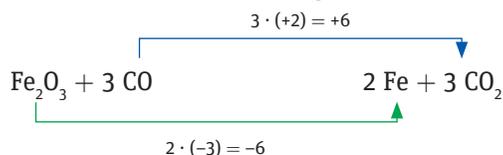
**3. Calcular las variaciones producidas en los números de oxidación.** En esta reacción, el hierro pasa de +3 a 0, lo que supone una variación de su número de oxidación de -3. Para el carbono, que pasa de +2 a +4, la variación de su número de oxidación es de +2.



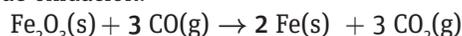
**4. Introducir los coeficientes apropiados** para que la variación positiva total del número de oxidación (experimentada por el átomo que se oxida), sea igual a la variación negativa (sufrida por el átomo que se reduce).

Aquí la variación positiva ( $\Delta = +2$ ) debe multiplicarse por 3, y la variación negativa ( $\Delta = -3$ ) por 2. De esta forma se obtiene un aumento total de  $3 \cdot (+2) = +6$  y una disminución total de  $2 \cdot (-3) = -6$ .

Por tanto, delante de las fórmulas de CO y de  $\text{CO}_2$  se escribe el coeficiente 3; y delante del símbolo Fe, el coeficiente 2. Como la fórmula  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  indica ya la presencia de dos átomos de Fe, no necesita ningún coeficiente.



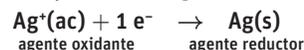
**5. Comprobar que la reacción completa está balanceada.** Si fuera necesario, se balancean por tanteo las fórmulas de las sustancias cuyos átomos no sufren cambios del número de oxidación:



Cuando un agente reductor cede uno o más electrones, su número de oxidación aumenta y la especie que resulta es capaz de aceptar electrones. Es decir, la especie oxidada es un agente oxidante. Por ejemplo, cuando el cobre metálico se oxida, el ion cobre(II) formado puede actuar como un agente oxidante:

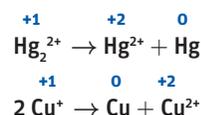


Análogamente, cuando se reduce un agente oxidante, como el ion plata,  $\text{Ag}^+$ , la plata metálica que se forma puede ceder un electrón y actuar de agente reductor.



Esta situación es análoga a la observada con los ácidos y las bases conjugadas; a cada agente oxidante le corresponde un agente reductor y viceversa. El agente oxidante y el agente reductor que aparece a los lados de cada semiecuación constituyen un **par redox**.

Existen iones que experimentan reacciones redox en las que se oxidan y se reducen a la vez. Estas reacciones se denominan de **dismutación**. Por ejemplo:

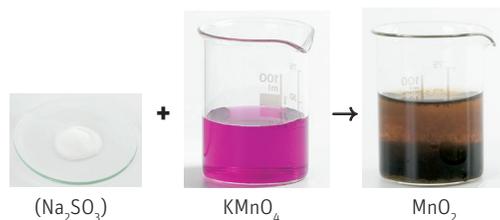


### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Balancea, por el método del número de oxidación, las ecuaciones:

- a)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} + \text{S} \rightarrow \text{KOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$   
 b)  $\text{HCl} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

## Igualación por el método del ion-electrón



En la reacción de oxidación del sulfito de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) con una disolución de permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ), el color lila del permanganato desaparece y aparece un precipitado negro de óxido de manganeso(IV) ( $\text{MnO}_2$ ).

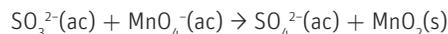
Muchas de las reacciones que se realizan en disolución acuosa son reacciones iónicas; esto es, algunas de las especies implicadas en la reacción se hallan, realmente, en forma iónica. Estas reacciones generalmente producen cambios de color entre las especies que forman reactivos y productos. Algunas veces se desprenden gases, y otras, precipitan productos. También, las reacciones entre iones en disolución son muy rápidas: los iones entran en contacto de forma casi instantánea (cada  $10^{-8}$  s).

El **método del ion-electrón** es el procedimiento idóneo para balancear reacciones redox iónicas. Este método implica igualar el número de electrones cedidos por el agente reductor en la semirreacción de oxidación con el número de electrones aceptados por el agente oxidante en la semirreacción de reducción. Se pueden presentar dos casos: reacciones redox iónicas que transcurren en **medio ácido** y reacciones redox iónicas que transcurren en **medio básico**.

### Igualación de reacciones que transcurren en medio básico

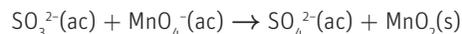
En estas reacciones se balancean los átomos de oxígeno añadiendo iones  $\text{OH}^-$  y para balancear los átomos de hidrógeno, se añaden moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  y un número igual de iones  $\text{OH}^-$  al otro lado de la semiecuación.

Por ejemplo, la oxidación del ion sulfito por el ion permanganato:



#### 1. Se escribe la ecuación en forma iónica.

- En el ejemplo, este paso ya está dado.



#### 2. Se escriben las semiecuaciones de oxidación y de reducción.

- En esta reacción se oxida el S, cuyo número de oxidación aumenta de +4 a +6, y se reduce el Mn, que pasa de +7 a +4. Ambas semiecuaciones se escriben por separado.

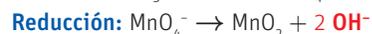
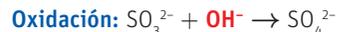


#### 3. Se balancean los átomos que no son H ni O.

- En este caso no es necesario. Ya están balanceados.

#### 4. Se balancean los átomos de O, añadiendo los iones $\text{OH}^-$ necesarios.

- En el miembro de la semiecuación donde menor número de O haya, se suman tantos  $\text{OH}^-$  como sea la diferencia de átomos de O.



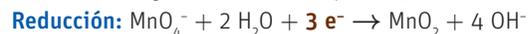
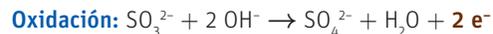
#### 5. Se balancean los átomos de H, añadiendo moléculas de $\text{H}_2\text{O}$ .

- Se añaden las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  necesarias para balancear los átomos de O y H en ambas semiecuaciones. Si es necesario, se vuelven a balancear los  $\text{OH}^-$ .



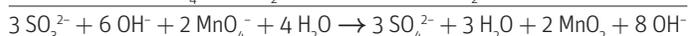
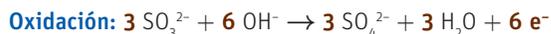
#### 6. Se balancean las cargas eléctricas añadiendo electrones.

- Se añaden electrones al miembro de cada semiecuación que menor carga negativa neta tenga. La carga neta en ambos miembros de cada semiecuación debe ser igual.



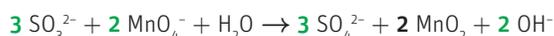
#### 7. Se igualan los electrones cedidos y ganados y se suman las semiecuaciones.

- Se multiplican las semiecuaciones por los números adecuados y se suman.



#### 8. Se simplifica.

- Se escribe la ecuación iónica neta y, si procede, la ecuación molecular final.



## Igualación de reacciones que transcurren en medio ácido

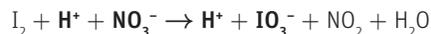
En estas reacciones se balancean los átomos de oxígeno añadiendo moléculas de agua y para balancear los átomos de hidrógeno, se añaden iones  $H^+$ .

Como ejemplo, se va a ajustar la reacción de oxidación del yodo por el ácido nítrico:



### 1. Se escribe la ecuación en forma iónica.

- En este ejemplo, solo el ácido nítrico,  $HNO_3$ , y el ácido iódico,  $HIO_3$ , se encuentran ionizados en la disolución (las restantes sustancias son sustancias moleculares que no se ionizan en agua).



### 2. Se escriben las semiecuaciones de oxidación y de reducción.

- En este caso se oxida el yodo, cuyo número de oxidación aumenta de 0 a +5, y se reduce el nitrógeno, que pasa de +5 a +4.



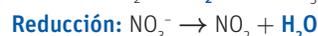
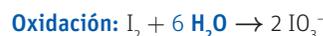
### 3. Se balancean los átomos que no son H ni O.

- Aquí se debe escribir un 2 delante del  $IO_3^-$  para ajustar los átomos de yodo en la semiecuación de oxidación. Los átomos de nitrógeno, que aparecen en la otra semiecuación, están ya ajustados.



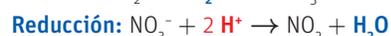
### 4. Se balancean los átomos de O, añadiendo las moléculas de $H_2O$ necesarias.

- En el miembro de la semiecuación donde menor número de oxígenos haya, se suman tantas moléculas de  $H_2O$  como la diferencia de átomos de O.



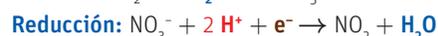
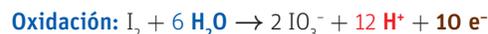
### 5. Se balancean los átomos de H, añadiendo los iones $H^+$ necesarios.

- La semiecuación de oxidación contiene 12 H en la izquierda; luego, se deben añadir 12  $H^+$  en la derecha. La de reducción contiene 2 H en la derecha, así que se deben añadir 2  $H^+$  en la izquierda.



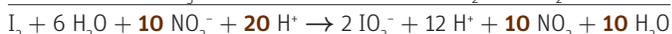
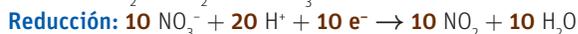
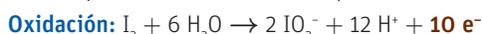
### 6. Se balancean las cargas eléctricas añadiendo electrones.

- Se añaden electrones al miembro de cada semiecuación, que menor carga negativa neta tenga. La carga neta en ambos miembros de cada semiecuación debe ser igual.



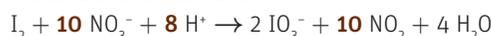
### 7. Se igualan los electrones cedidos y ganados y se suman las semiecuaciones.

- Se multiplican las semiecuaciones por los números adecuados y se suman.



### 8. Se simplifica.

- Se escribe la ecuación iónica neta.



### 9. Se escribe la ecuación global en forma molecular.

- Se identifican las moléculas o unidades fórmula de las que proceden los iones. En este caso, los iones  $NO_3^-$  proceden del  $HNO_3$  y los  $IO_3^-$ , del  $HIO_3$ .
- En realidad, no hay 8  $H^+$  en el primer miembro de la ecuación, sino 10  $H^+$ ; y en el segundo miembro quedarían 2  $H^+$ . Esto coincide con lo reflejado en la suma de las semiecuaciones.

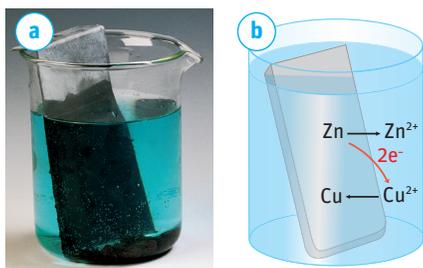


## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

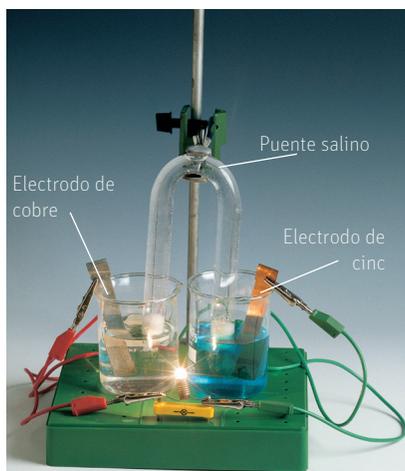
Balancea, en grupo de trabajo por el método del ion-electrón, la ecuación de las siguientes reacciones:

- $CH_3OH(ac) + KMnO_4(ac) \rightarrow HCOOK(ac) + H_2O(l) + MnO_2(s) + KOH(ac)$
- $MnO_4^-(ac) + Fe^{2+}(ac) + H^+(ac) \rightarrow Mn^{2+}(ac) + Fe^{3+}(ac)$

## 6.3 CELDAS ELECTROQUÍMICAS VOLTAICAS

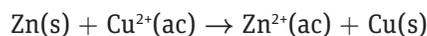


Reacción espontánea entre el Zn metálico y los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  (a). Los átomos de Zn se oxidan (pierden  $2\text{e}^-$ ) que son captados por los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  de la disolución (b). Los átomos de Cu formados se depositan sobre la superficie de la lámina de Zn.



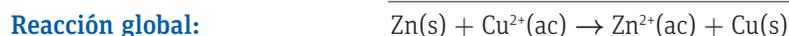
Montaje de laboratorio de una pila galvánica.

Al sumergir una lámina de cinc en una disolución de sulfato de cobre(II), el color azul de la disolución va desapareciendo y la lámina de cinc queda recubierta por un depósito rojizo-negruzco de cobre metálico (figura a). La reacción que tiene lugar se puede expresar con la siguiente ecuación iónica:



Se trata de una reacción redox espontánea en la que hay una transferencia de electrones del  $\text{Zn}(\text{S})$  al ion  $\text{Cu}^{2+}$ . Cada ion  $\text{Cu}^{2+}$  que se deposita sobre la lámina de Zn como  $\text{Cu}(\text{S})$ , toma dos electrones de un átomo de Zn, que se disuelve en forma de ion  $\text{Zn}^{2+}$ . Es decir, el Zn se oxida y el Cu se reduce (figura b). Mientras que los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  y el metal Zn se encuentran en el mismo recipiente, la transferencia de electrones transcurre de manera directa desde los átomos de Zn a los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$ , y no se puede aprovechar el flujo de electrones. Si se pudiera conseguir una entrega indirecta de los electrones a través de un hilo conductor, se obtendría una corriente eléctrica; para ello, es preciso separar los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  del contacto directo con la lámina de Zn para evitar la transferencia directa de los electrones.

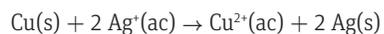
Existe un dispositivo que permite transferir los electrones desde el Zn hasta los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  a través de un hilo conductor, y que es capaz de aprovechar esa corriente eléctrica. Este dispositivo se denomina **pila** (o celda) **galvánica** o **voltaica**. Este ejemplo, en concreto, recibe el nombre de celda o **pila de Daniell**. La pila Daniell consta de un recipiente en el que hay una lámina de cinc, denominado **electrodo de zinc**, sumergido en una disolución de sulfato de zinc y de otro recipiente en el que hay un **electrodo de cobre** sumergido en una disolución de sulfato de cobre. Las disoluciones de ambos recipientes están unidas por un **punto salino**. Los electrodos de zinc y de cobre se unen mediante un hilo conductor, y se intercala un bombillo o un amperímetro que indica el paso de corriente. En el electrodo de cinc tiene lugar la **semirreacción de oxidación** mientras que, en el electrodo de cobre tiene lugar la **semirreacción de reducción**.



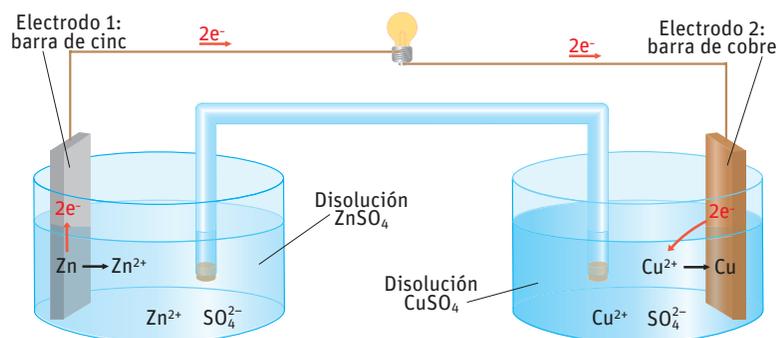
Las dos partes de la pila, donde tienen lugar simultáneamente las semirreacciones de oxidación y de reducción, se denominan **semipilas**.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

Dibuja el esquema de una pila basada en la reacción:



Considera que las disoluciones son de nitrato de plata y de nitrato de cobre(II) y escribe las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.



Esquema simplificado de los elementos y del funcionamiento de la pila Daniell. Los electrones circulan desde la semipila de cinc (oxidación) a la semipila de cobre (reducción).

## Nombre y signo de los electrodos

- Se denomina **ánodo** al electrodo donde se produce la oxidación.
- Se denomina **cátodo** al electrodo donde se produce la reducción.

El ánodo de Zn se carga negativamente (-) con los electrones producidos en su oxidación. El cátodo de cobre se carga positivamente (+) al ceder electrones a los iones  $\text{Cu}^{2+}$ (ac) de la disolución.

- En una pila el **ánodo** es el electrodo **negativo (-)** y el **cátodo** es el electrodo **positivo (+)**.

## Puente salino

Para que la pila funcione correctamente, los compartimentos anódico y catódico deben permanecer eléctricamente neutros; sin embargo, a medida que el Zn se oxida, la disolución que rodea el ánodo se carga positivamente, debido a los iones  $\text{Zn}^{2+}$  formados. Por otra parte, a medida que los iones  $\text{Cu}^{2+}$  se reducen a Cu, la disolución que rodea al cátodo se carga negativamente, ya que van quedando menos iones  $\text{Cu}^{2+}$  que  $\text{SO}_4^{2-}$ .

Para impedir que las disoluciones se carguen eléctricamente, lo que acabaría impidiendo el flujo de electrones, se usa un **puente salino** formado por un tubo en forma de U que contiene una disolución conductora (electrolito), como  $\text{KCl}(\text{ac})$  o  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ , que se encuentra disociada en sus iones,  $\text{K}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , y  $\text{Na}^+$  y  $\text{SO}_4^{2-}$ , respectivamente. El tubo se coloca invertido y sus extremos, cerrados con tapones porosos, sumergidos cada uno en una disolución. A medida que la pila funciona, los iones negativos se mueven hacia el compartimento donde se forman los iones  $\text{Zn}^{2+}$ , mientras que los iones positivos se mueven hacia el compartimento donde se consumen iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Así, el puente salino tiene dos funciones:

- **Cerrar el circuito**, al permitir la circulación de iones positivos y negativos a través de él.
- **Mantener la neutralidad eléctrica** de las disoluciones de cada semipila.

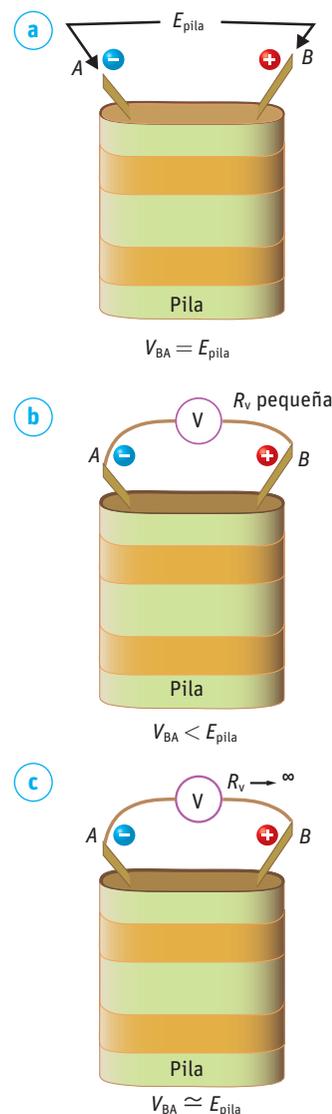
## Fuerza electromotriz de una pila

El flujo de electrones entre los electrodos de una pila se debe a la existencia de una diferencia de potencial (*ddp*) eléctrico. La diferencia de potencial máxima que proporciona una pila se denomina **fuerza electromotriz (*fem*)** de la pila; se representa por  $E_{\text{pila}}$ , y corresponde a la diferencia de potencial entre los electrodos de la pila cuando no hay circulación de corriente (circuito abierto).

$$E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

Para medir la *fem* de una pila podemos colocar entre los electrodos un voltímetro de alta resistencia, de forma que la intensidad que circule por el circuito sea prácticamente cero. Si la resistencia del voltímetro no fuese alta, la intensidad que circularía sería apreciable y habría una caída de potencial en la pila que provocaría que la diferencia de potencial medida fuera más baja que la *fem*.

La *fem* de una pila depende de las concentraciones de los iones en disolución. Por esto se define la ***fem* estándar** como la que corresponde a concentraciones de los iones de  $1.0 \text{ mol dm}^{-3}$ . Su símbolo es  $E^{\circ}_{\text{pila}}$ . En la pila Daniell, la fuerza electromotriz estándar es de  $+1.10 \text{ V}$ .



Medida de la *fem* de una pila mediante un voltímetro:

- Circuito abierto. La *ddp* entre los electrodos es igual a la *fem* de la pila.
- Circuito cerrado a través de un voltímetro de baja resistencia. La *ddp* entre los electrodos es menor que la *fem* de la pila.
- Circuito cerrado a través de un voltímetro de alta resistencia. La *ddp* entre los electrodos es igual a la *fem*.

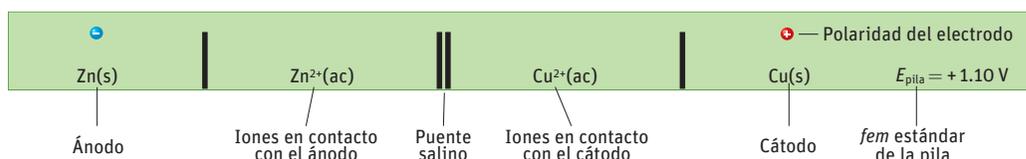
Para que la medida de un valor positivo y la pila funcione correctamente, deberíamos conectar el borne positivo del voltímetro (de entrada de  $e^-$ ) con el borne positivo de la pila B (Cu en una pila Daniell) y el negativo con el borne negativo de la pila A (Zn, en una pila Daniell).

## Notación de una pila

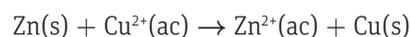
En lugar de dibujar el diagrama completo de una pila, se acostumbra usar una **notación simplificada**, basada en el siguiente convenio:

- La semirreacción de oxidación se escribe a la izquierda con las especies separadas por una **barra vertical**. La línea vertical indica la separación entre el electrodo y la disolución con la que está en contacto (separación de fases).
- La semirreacción de reducción se escribe de igual forma a la derecha.
- Ambos procesos se separan con una **doble barra vertical**, que representa el puente salino.
- Se indica la **polaridad de cada electrodo** en la parte superior.
- La **fem de la pila** se escribe a la derecha de la notación.

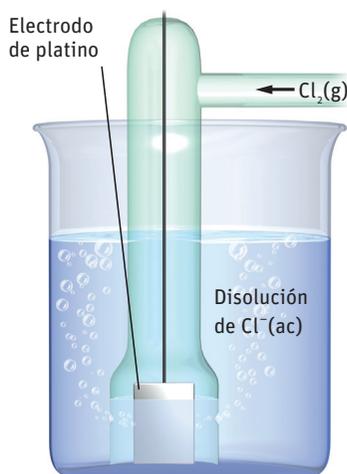
Notación simplificada de una pila.



El signo de la *fem* de la pila coincide con la polaridad del electrodo de la derecha. Si la *fem* medida tiene signo positivo, como en este ejemplo, quiere decir que el electrodo de la derecha (Cu) es positivo respecto del de la izquierda (Zn), de manera que el flujo de electrones a través del circuito externo va del cinc al cobre. El cinc es el ánodo (electrodo negativo) y el cobre, el cátodo (electrodo positivo). La reacción de la pila es:



Semipila redox.

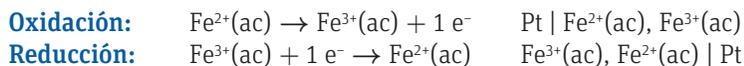


## Tipos de semipilas

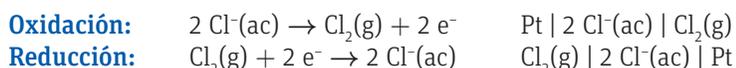
Se acostumbra denominar también a las semipilas como **electrodos**. Así, el término electrodo se usa a veces para referirnos nada más a la lámina metálica y otras, para referirnos al conjunto lámina+iones en disolución (semipila).

En los ejemplos de semipilas que hemos visto hasta ahora todas son del tipo formado por una barra metálica sumergida en una disolución que contiene sus iones: **semipila metal-ion metálico**. Pero existen otros tipos de semipilas que describimos a continuación.

- **Semipilas redox.** Están formadas por un metal inerte, usualmente platino (Pt), sumergido en una disolución que contiene iones de un mismo elemento en diferentes estados de oxidación. El metal inerte no sufre ningún cambio en el proceso, solo transporta los electrones. Un ejemplo de semipila redox es la formada por una lámina de Pt sumergida en una disolución que contiene iones  $\text{Fe}^{2+}$  y  $\text{Fe}^{3+}$ .



- **Semipilas o electrodos de gas.** Están formadas por un metal inerte, como el Pt, en contacto con el gas de un elemento no metálico y la disolución del anión correspondiente. El electrodo de cloro es un ejemplo de este tipo.



## Fuerza electromotriz de una pila y espontaneidad

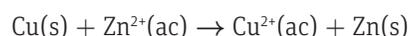
Por convenio, la notación de la pila se refiere siempre a la reacción que tiene lugar en el sentido que indica el orden en que los reactivos están escritos. Si la *fem* de la pila es positiva, la reacción es espontánea tal como está escrita. En la pila Daniell, el que la *fem* sea positiva,  $E_{\text{pila}}^{\circ} = +1.10 \text{ V}$ , indica que la reacción es espontánea tal como está escrita.



Si la *fem* es negativa, la reacción espontánea es la inversa. Por ejemplo, si damos la vuelta a la notación de la pila de Daniell, de manera que el electrodo de cinc esté a la derecha y el de cobre a la izquierda, los electrones continuarán fluyendo del cinc hacia el cobre, por tanto, el electrodo de la derecha será, ahora, negativo respecto del de la izquierda y la *fem* de la pila será negativa ( $-1.10 \text{ V}$ ).



Esta notación corresponde a la reacción:



que no tiene lugar de forma espontánea.

### EJERCICIOS RESUELTOS

En la pila basada en la reacción:



- Escribe las semiecuaciones de oxidación y de reducción.
- Indica el electrodo que es el ánodo y el que es el cátodo, y su polaridad.
- Indica el sentido en que se mueven los electrones por el circuito externo.
- Escribe la notación de la pila. La *fem* estándar es  $+0.46 \text{ V}$ .

#### Solución

- a) Oxidación:  $\text{Cu(s)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-}$   
Reducción:  $2 \text{Ag}^{+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^{-} \rightarrow 2 \text{Ag(s)}$
- b) El ánodo es el  $\text{Cu(s)}$  (electrodo negativo) y el cátodo es el  $\text{Ag(s)}$  (electrodo positivo).
- c) Los electrones se mueven por el circuito externo desde el electrodo de  $\text{Cu(s)}$  al electrodo de  $\text{Ag(s)}$ .
- d)  $\text{Cu(s)} \mid \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Ag}^{+}(\text{ac}) \mid \text{Ag(s)} \quad E_{\text{pila}}^{\circ} = +0.46 \text{ V}$

### CLAVES PARA RESOLVER

- ▶ Observa el cambio en el número de oxidación de cada elemento para identificar la oxidación y la reducción.
- ▶ En el ánodo se produce la oxidación y en el cátodo, la reducción.
- ▶ Los electrones siempre viajan desde el electrodo negativo al positivo.
- ▶ Ten en cuenta que el signo de la *fem* de la pila coincide con la polaridad del electrodo de la derecha.

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- Se fabrica una pila galvánica con electrodos de plata ( $\text{Ag}$ ) y cinc ( $\text{Zn}$ ).
  - Escribe las semiecuaciones de oxidación y de reducción de la reacción:  
$$\text{Zn(s)} + 2 \text{Ag}^{+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Ag(s)}$$
  - Escribe la notación de la pila basada en esta reacción, teniendo en cuenta que su *fem* estándar es  $+1.56 \text{ V}$ .
  - Indica qué electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo.
- Escribe las semiecuaciones de oxidación y de reducción, así como la ecuación de la reacción global que tiene lugar en la pila siguiente:  
$$\text{Mg(s)} \mid \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Sn(s)} \quad E_{\text{pila}}^{\circ} = +2.23 \text{ V}$$
- Escribe las semiecuaciones de la reacción global que tiene lugar en la pila siguiente:  
$$\text{Pt} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{ac}), \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) \parallel \text{Cl}_2(\text{g}) \mid 2 \text{Cl}^{-}(\text{ac}) \mid \text{Pt}$$
- Representa la notación de la pila basada en la reacción siguiente:  
$$2 \text{I}^{-}(\text{ac}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) \rightarrow \text{I}_2(\text{ac}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$$

## POTENCIAL ESTÁNDAR DE ELECTRODO

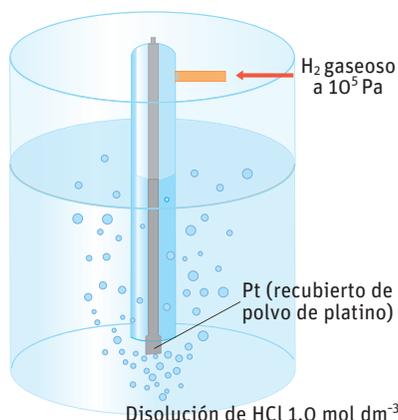
Hemos estudiado que la fuerza electromotriz de una pila,  $E_{\text{pila}}$ , mide la diferencia de potencial entre sus dos electrodos (potencial del cátodo - potencial del ánodo), cuando la intensidad de corriente es nula. Se expresa como:

$$E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

El potencial de los electrodos y, por tanto, la *fem* de la pila, depende de las concentraciones de todas las especies que intervienen en las semirreacciones y también de su presión, en el caso que sean gaseosas.

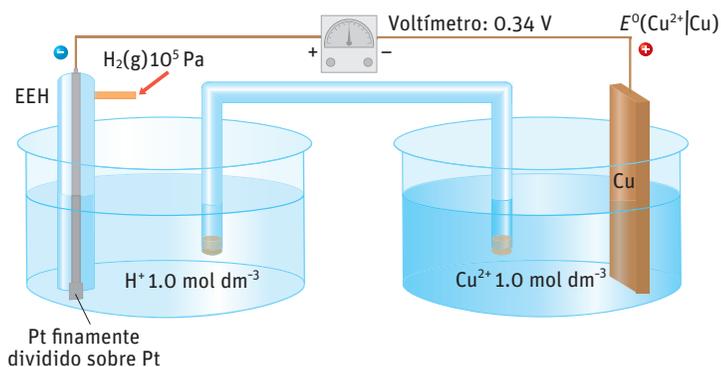
**Condiciones estándar para los electrodos estándar:**

- La concentración de las disoluciones es  $1.0 \text{ mol dm}^{-3}$ .
- La presión de las especies gaseosas es  $10^5 \text{ Pa}$ .
- La temperatura de referencia suele ser  $25 \text{ °C}$  ( $298 \text{ K}$ ).



Electrodo estándar de hidrógeno (EEH).

**Medida del potencial estándar del electrodo de cobre.**



► La **fem estándar** de una pila,  $E_{\text{pila}}^{\circ}$ , es el valor de  $E_{\text{pila}}$  cuando la concentración de todos los iones implicados en la reacción es  $1.0 \text{ mol dm}^{-3}$  y la presión de los gases de  $10^5 \text{ Pa}$ . Normalmente se mide a  $25 \text{ °C}$ .

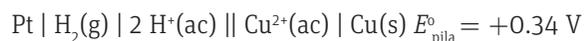
Si se conociesen los potenciales de electrodo, se podría predecir la *fem* de cualquier pila; sin embargo, el problema reside en que no es posible medir el potencial de un electrodo, ya que solo se pueden medir diferencias de potencial. Para obviar esta dificultad se escoge un electrodo de referencia y, arbitrariamente, se le asigna el valor cero a su potencial de electrodo. Por acuerdo internacional, se ha escogido el **electrodo estándar de hidrógeno** (figura) como referencia. Este electrodo de referencia se caracteriza porque:

- Está formado por una lámina de platino sobre la que burbujea hidrógeno gaseoso a  $10^5 \text{ Pa}$  de presión.
- La lámina de platino está sumergida en una disolución de iones  $\text{H}^+$  de concentración  $1.0 \text{ mol dm}^{-3}$ . Por convenio se le asigna un potencial de  $0.00 \text{ V}$ .
- Las semirreacciones que pueden ocurrir en la superficie del platino son:  
**Oxidación:**  $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$   
**Reducción:**  $2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2(\text{g})$   
 Según sea la semirreacción que tenga lugar en el otro electrodo, reducción u oxidación, respectivamente.

Para asignar potenciales estándar de electrodo a otras semipilas se mide la *fem* estándar de la pila formada por cada semipila y el electrodo estándar de hidrógeno.

► El **potencial estándar de electrodo** o de una semipila,  $E^{\circ}$ , es la *fem* estándar de la pila formada por esta semipila y el electrodo estándar de hidrógeno. El electrodo de hidrógeno se escribe siempre a la izquierda.

Por ejemplo, para medir el potencial estándar del electrodo  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) | \text{Cu}(\text{s})$  se forma la siguiente pila (figura):



El signo (+) de la *fem* indica que la reacción es espontánea en el sentido en el que está escrita la ecuación, es decir, que el hidrógeno se oxida y los iones  $\text{Cu}^{2+}$  se reducen.

**Ánodo (oxidación):**  $\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{ac}) + 2 \text{e}^-$

**Cátodo (reducción):**  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{s})$

**Reacción global:**  $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{H}^+(\text{ac}) + \text{Cu}(\text{s})$

## Significado del potencial estándar de electrodo

La *fem* de la pila anterior, de cobre, es 0.34 V. Por tanto, se puede escribir:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = +0.34 \text{ V} = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} - E_{\text{H}^{+}|\text{H}_2}^{\circ} = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^{\circ} - 0.00$$

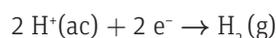
De donde se deduce:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = +0.34 \text{ V}$$

Este valor es relativo y significa que el potencial estándar del electrodo  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$  es 0.34 V más alto que el del electrodo estándar de hidrógeno. De hecho, el valor +0.34 V mide la tendencia del ion  $\text{Cu}^{2+}$  a aceptar electrones:



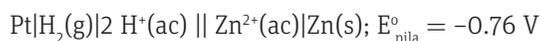
en comparación con la semirreacción de reducción:



Por esta razón se denomina también **potencial estándar de reducción**.

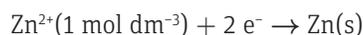
Que el potencial estándar de reducción del  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$  sea positivo quiere decir que los iones  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  tienen más tendencia a reducirse que el electrodo de hidrógeno, en condiciones estándar.

Para medir el potencial estándar del electrodo  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})|\text{Zn}(\text{s})$  se forma la pila



El signo negativo (-) de la *fem* indica que la reacción no es espontánea en el sentido que está escrita la ecuación, es decir, que son los iones  $\text{H}^{+}$  los que se reducen y el Zn el que se oxida.

El potencial estándar de reducción para la semirreacción:



será, por tanto,

$$E_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}}^{\circ} = -0.76 \text{ V}$$

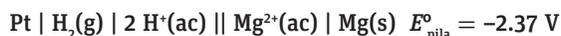
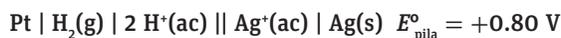
Los iones cinc tienen menor tendencia a reducirse en estado estándar que los iones hidrógeno; por eso, su potencial estándar de reducción es negativo.

El símbolo del potencial estándar de reducción es  $E_{\circ}$  con un subíndice, donde se indica en primer lugar la forma oxidada, y después la forma reducida de las especies que intervienen en la semirreacción de reducción.

► El valor del **potencial de un electrodo** es una medida de la **tendencia** a que en él se produzca una **reducción**. Por esta razón, los potenciales de electrodo así medidos se denominan **potenciales de reducción**.

### EJERCICIO RESUELTO

Observa las *fem* de las pilas siguientes y escribe el potencial estándar de electrodo de las semipilas de la derecha de cada pila. Explica el significado del signo.



#### Solución

1 ► Los iones  $\text{Ag}^{+}$  tienden a reducirse más que los iones  $\text{H}^{+}$ :  $E_{\text{Ag}^{+}|\text{Ag}}^{\circ} = +0.80 \text{ V}$

Los iones  $\text{Mg}^{2+}$  tienden menos a reducirse que los iones  $\text{H}^{+}$ :  $E_{\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}}^{\circ} = -2.37 \text{ V}$



### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

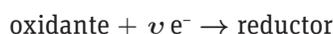
Art. 15.- El Estado promoverá, en el sector público y privado, el uso de tecnologías ambientalmente limpias y de energías alternativas no contaminantes y de bajo impacto. La soberanía energética no se alcanzará en detrimento de la soberanía alimentaria, ni afectará el derecho al agua.

### CLAVES PARA RESOLVER

1 ► El signo positivo de E indica que la tendencia del ion, a reducirse, es mayor que la de los iones  $\text{H}^{+}$ . El signo negativo, indica lo contrario.

## 6.4 SERIE DE ACTIVIDAD DE LOS METALES

En la tabla se muestran los valores de los potenciales estándar de reducción de algunas semirreacciones. Estos valores son una medida de la capacidad de reducción de las especies que contiene, es decir, una medida de su capacidad para aceptar electrones. Por tanto, para cualquier semirreacción:



La fuerza de un agente oxidante es mayor cuanto más positivo es su potencial de reducción. Por el contrario, la fuerza de un agente reductor, es mayor cuanto más negativo es su potencial de reducción.

cuanto mayor es su potencial,  $E^{\circ}_{\text{oxid}|\text{red}}$ , mayor es la tendencia de la especie oxidante a reducirse ganando  $\nu$  electrones y, consecuentemente, menor es la tendencia de la especie reductora a oxidarse cediendo  $\nu$  electrones.

► Las especies oxidante y reductora que se diferencian en  $\nu$  electrones, se denominan **par oxidante-reductor conjugados**. Cuanto más fuerte sea un oxidante, más débil es su reductor conjugado.

Tabla Potenciales estándar de reducción. El  $F_2$  está en la parte superior de la tabla.

Su valor indica que es el oxidante más fuerte. Por contra, el ion  $F^-$  es el reductor más débil. El Li ocupa la parte inferior de la tabla. Su valor indica que el ion  $Li^+$  es el que tiene menos tendencia a reducirse y, por tanto, que el  $Li(s)$  es el reductor más fuerte.

OXIDANTE	REDUCTOR	$E^{\circ}$ (en V)
$F_2(g) + 2 e^-$	$2 F^-(ac)$	+2.87
$H_2O_2(ac) + 2 H^+(ac) + 2 e^-$	$2 H_2O(l)$	+1.78
$MnO_4^-(ac) + 4 H^+(ac) + 3 e^-$	$MnO_2(s) + 2 H_2O(l)$	+1.70
$Au^+(ac) + e^-$	$Au(s)$	+1.69
$MnO_4^-(ac) + 8 H^+(ac) + 5 e^-$	$Mn^{2+}(ac) + 4 H_2O(l)$	+1.51
$Au^{3+}(ac) + 3 e^-$	$Au(s)$	+1.50
$Cl_2(g) + 2 e^-$	$2 Cl^-(ac)$	+1.36
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14 H^+(ac) + 6 e^-$	$2 Cr^{3+}(ac) + 7 H_2O(l)$	+1.33
$MnO_2(s) + 4 H^+(ac) + 2 e^-$	$Mn^{2+}(ac) + 2 H_2O(l)$	+1.23
$O_2(g) + 4 H^+(ac) + 4 e^-$	$2 H_2O(l)$	+1.21
$Br_2(l) + 2 e^-$	$2 Br^-(ac)$	+1.09
$NO_3^-(ac) + 4 H^+(ac) + 3 e^-$	$NO(g) + 2 H_2O(l)$	+0.96
$Ag^+(ac) + e^-$	$Ag(s)$	+0.80
$Fe^{3+}(ac) + e^-$	$Fe^{2+}(ac)$	+0.77
$O_2(g) + 2 H^+(ac) + 2 e^-$	$H_2O_2(ac)$	+0.68
$I_2(s) + 2 e^-$	$2 I^-(ac)$	+0.54
$Cu^+(ac) + e^-$	$Cu(s)$	+0.52
$Cu^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Cu(s)$	+0.34
$Cu^{2+}(ac) + e^-$	$Cu^+(ac)$	+0.16
$2 H^+(ac) + 2 e^-$	$H_2(g)$	0.00
$Pb^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Pb(s)$	-0.13
$Sn^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Sn(s)$	-0.14
$Ni^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Ni(s)$	-0.25
$PbSO_4(s) + 2 e^-$	$Pb(s) + SO_4^{2-}(ac)$	-0.36
$Fe^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Fe(s)$	-0.44
$Zn^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Zn(s)$	-0.76
$Al^{3+}(ac) + 3 e^-$	$Al(s)$	-1.66
$Mg^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Mg(s)$	-2.37
$Na^+(ac) + e^-$	$Na(s)$	-2.71
$Ca^{2+}(ac) + 2 e^-$	$Ca(s)$	-2.76
$K^+(ac) + e^-$	$K(s)$	-2.92
$Li^+(ac) + e^-$	$Li(s)$	-3.05

### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

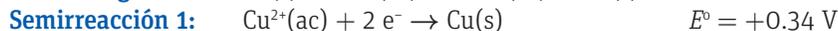
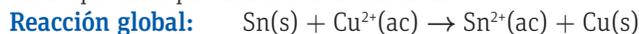
Compara el poder reductor del Au y del Mg, partir de los valores de potenciales de reducción de la tabla de potenciales estándar de reducción

## Predicción de la espontaneidad de una reacción redox

Los potenciales de reducción permiten predecir el sentido en que transcurrirá una reacción redox, considerándola como suma de un par de semirreacciones. Hay dos formas de predecirlo.

- **Comparar los potenciales estándar de reducción de las dos semirreacciones.**

La semirreacción que tenga el mayor potencial de reducción será la de reducción. Por ejemplo, para averiguar si una reacción es espontánea a partir de la reacción global, se obtienen las dos semirreacciones de reducción y se averiguan (tabla) sus respectivos potenciales de reducción:



La de **mayor  $E^\circ$**  será la semirreacción de reducción. En este caso:

$$E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^\circ = +0.34 \text{ V} > E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^\circ = -0.14 \text{ V}$$

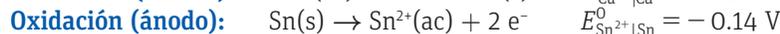
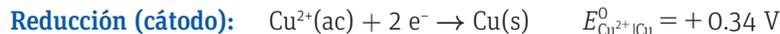
Por tanto, la semirreacción 1 es la de reducción, mientras que la 2 será la de oxidación.



En este caso la reacción global es la misma que la dada, por lo que será espontánea en este sentido.

- **Calcular la *fem* de la reacción y si  $E_{\text{pila}}^\circ > 0$ , la reacción es espontánea.** El cálculo se puede realizar de dos maneras:

1. Se escriben las dos semirreacciones y se decide cuál es la de reducción y cuál la de oxidación.



Después se calcula la *fem* de la pila como diferencia del potencial de reducción del cátodo y el potencial de reducción del ánodo.

$$E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{cátodo}}^\circ - E_{\text{ánodo}}^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^\circ - E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^\circ = +0.34 - (-0.14) = +0.48 \text{ V}$$

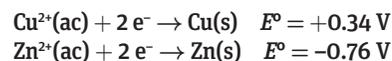
En este caso, puesto que la *fem* estándar de la pila es positiva, la reacción será espontánea en el sentido que está escrita.

2. Se escriben las semiecuaciones de reducción y de oxidación y se suman para hallar la ecuación global. Se hace lo mismo con los potenciales de reducción y de oxidación, siendo este último, el mismo que el de reducción con el signo cambiado ( $E_{\text{Sn}|\text{Sn}^{2+}}^\circ = +0.14 \text{ V}$ ).

$$E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{reducción (cátodo)}}^\circ - E_{\text{oxidación (ánodo)}}^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}}^\circ - E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^\circ = +0.34 + 0.14 = +0.48 \text{ V}$$

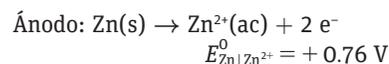
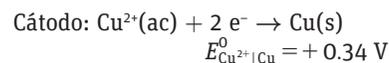
## EJERCICIOS RESUELTOS

A partir de los siguientes datos, calcula la *fem* de la pila Daniell, comprueba el resultado en un diagrama, y predice su espontaneidad.

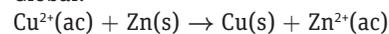


### Solución

Los valores de los potenciales de reducción, indican que el ion cobre se reducirá y el cinc se oxidará. Sumando los potenciales de electrodo de reducción y de oxidación se obtiene la *fem* de la pila.

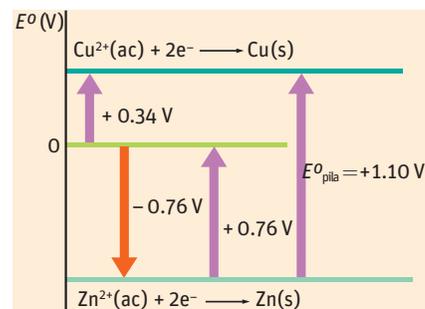


Global:



$$E_{\text{pila}}^\circ = +0.34 \text{ V} + 0.76 \text{ V} = +1.10 \text{ V}$$

Representamos los datos en un diagrama y ocomprobamos el resultado.



El valor positivo de la *fem* indica que la reacción es espontánea en el sentido en que está escrita.

## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

1. Predice si las reacciones siguientes son o no espontáneas en el sentido en que están escritas las ecuaciones. Representálas en un diagrama y calcula el  $E_{\text{pila}}^\circ$ .
  - a)  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Sn(s)} \rightarrow \text{Zn(s)} + \text{Sn}^{2+}(\text{ac})$
  - b)  $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{I}^-(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{I}_2(\text{s})$
2. Se dispone de una lámina de cobre y otra de plata, y de disoluciones acuosas de concentración  $1.0 \text{ mol dm}^{-3}$  de sales de estos dos iones, y se quiere construir una pila. Escribe las semirreacciones de oxidación y de reducción, así como la reacción global; indica cuál es el ánodo y cuál el cátodo. Representa la notación de la pila y calcula su *fem*.

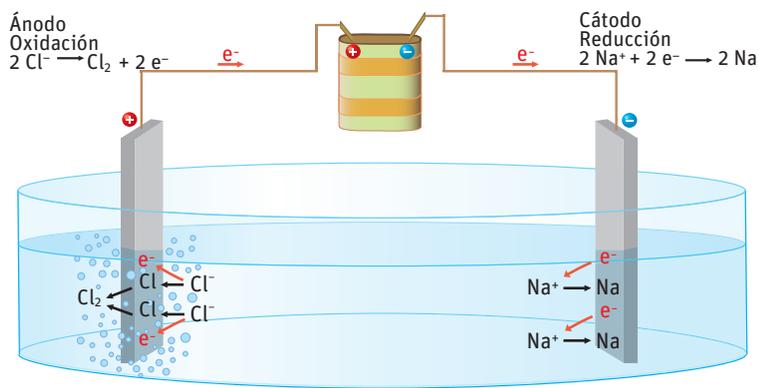
## 6.5 CELDAS ELECTROQUÍMICAS ELECTROLÍTICAS

En un recipiente con cloruro de sodio fundido,  $\text{NaCl(l)}$ , existen iones  $\text{Na}^+(\text{l})$  e iones  $\text{Cl}^-(\text{l})$  con libertad de movimiento. Se introducen dos electrodos inertes unidos a los polos de una pila o una fuente de alimentación de corriente continua (figura). Aplicando un voltaje adecuado tienen lugar los procesos siguientes:

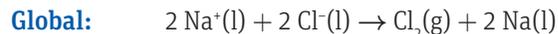
- Los iones  $\text{Na}^+$  son atraídos por el cátodo donde captan un electrón, reduciéndose a átomos neutros de  $\text{Na}$  y formando  $\text{Na(s)}$ .
- Los iones  $\text{Cl}^-$  son atraídos por el ánodo, donde ceden un electrón, oxidándose a átomos de  $\text{Cl}$  neutros; estos se unen formando moléculas diatómicas,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .

Un proceso de este tipo, en el que se produce una reacción redox no espontánea, se denomina **electrólisis**. El recipiente donde se realiza es una **cuba electrolítica** (figura).

### Electrólisis del cloruro de sodio fundido.



Igual que en la pila galvánica, el electrodo donde se produce la reducción es el cátodo y el electrodo donde se produce la oxidación, es el ánodo. Sin embargo, en la electrólisis el **cátodo** es el electrodo **negativo** y el **ánodo** el **positivo** (al contrario que en una pila galvánica). En la electrólisis de  $\text{NaCl}$  fundido tienen lugar las siguientes semirreacciones:



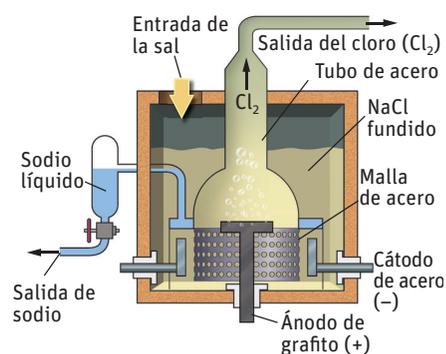
Los potenciales estándar de reducción son

$$E_{\text{Na}^+|\text{Na}}^0 = -2.71 \text{ V} \text{ y } E_{\text{Cl}_2|2\text{Cl}^-}^0 = +1.36 \text{ V, por tanto,}$$

la *fem* de la pila asociada a la descomposición del  $\text{NaCl}$  es:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = -2.71 - 1.36 = -4.07 \text{ V}$$

El valor negativo de  $E_{\text{pila}}^0$  indica que la reacción no es espontánea. Para forzar la electrólisis del  $\text{NaCl}$  fundido es necesario usar una pila externa cuya *fem* sea mayor que 4.07 V. Solo entonces se consigue bombear los electrones desde los iones  $\text{Cl}^-$  a los iones  $\text{Na}^+$ . De esta manera se oxidan los iones  $\text{Cl}^-$  y se reducen los iones  $\text{Na}^+$ .



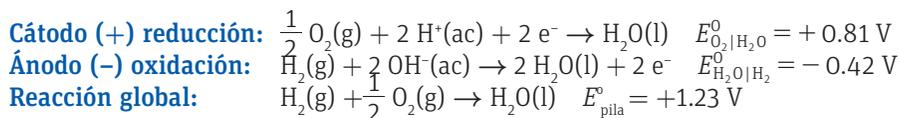
### Cuba electrolítica industrial de Downs en la que tiene lugar la electrólisis del cloruro de sodio fundido.

#### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

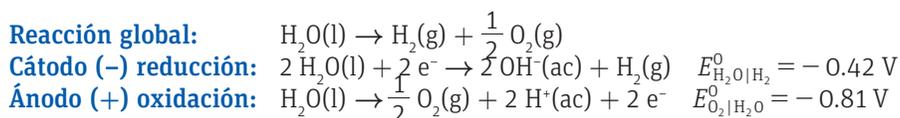
Escribe las ecuaciones de las semirreacciones y de la reacción global de la electrólisis del bromuro de plomo(II) fundido.

## Electrólisis del agua

Una aplicación importante de la electroquímica es la obtención de hidrógeno y oxígeno a partir del agua. A partir de los potenciales de electrodo de las semirreacciones de reducción que corresponden al agua neutra deducimos que la reacción espontánea de formación de agua es:



Para llevar a cabo la electrólisis del agua es necesario conocer los procesos que han de producirse en la cuba electrolítica, para aplicar la diferencia de potencial adecuada. En este caso, esos procesos son los siguientes:



La *fem* de la pila,  $E_{\text{pila}}$ , asociada a la reacción de descomposición es:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo, red}}^0 + E_{\text{ánodo, oxid}}^0 = -0.42 + (-0.81) = -1.23 \text{ V}$$

El valor es negativo, como corresponde a un proceso no espontáneo. Por tanto, la diferencia de potencial mínima para realizar la electrólisis del agua será de 1.23 V. En la práctica hay que aplicar una diferencia de potencial de 1.8 V, ya que el **sobrepotencial** con electrodos de platino es de 0.6 V.

## Electrólisis de sustancias disueltas

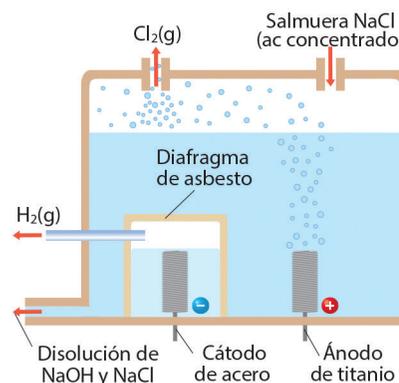
La electrólisis de una disolución acuosa de un electrolito (un ácido, una base o una sal) no es tan sencilla como la electrólisis de sales fundidas, ya que el agua puede intervenir en las semirreacciones que se producen en los electrodos. En la electrólisis de sustancias disueltas, los potenciales de reducción determinan qué especies químicas reaccionan. Todo dependerá principalmente de su facilidad para reducirse u oxidarse.

- **En el cátodo**, reaccionará con mayor facilidad la especie química que sea más fácil de reducir, es decir, la que tenga el potencial de reducción mayor. El potencial de la semirreacción de reducción del agua neutra es  $-0.42 \text{ V}$ , por tanto, cualquier catión que tenga un potencial estándar de reducción más positivo que  $-0.42 \text{ V}$  se reducirá en el cátodo antes que el agua. Esto sucede con iones como  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})$  o  $\text{Ag}^+(\text{ac})$ . Si el catión tiene un potencial de reducción más negativo que  $-0.42 \text{ V}$ , no se reducirá. En este caso, lo hará el agua y se desprenderá hidrógeno en el cátodo. Esto sucede con iones como  $\text{Na}^+(\text{ac})$ ,  $\text{Ca}^{2+}(\text{ac})$  o  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$ .
- **En el ánodo**, reaccionará con mayor facilidad la especie química que sea más fácil de oxidar, es decir, la que tenga un potencial de reducción menor. El potencial de la reacción de oxidación del agua neutra es  $-0.81 \text{ V}$  (el potencial de reducción del oxígeno es  $+0.81 \text{ V}$ ). Por tanto, aniones como el  $\text{F}^-(\text{ac})$ , el  $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$ , el  $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac})$  y el  $\text{NO}_3^-(\text{ac})$ , que tienen un potencial de oxidación más negativo que  $-0.81 \text{ V}$ , no se oxidarán: lo hará el agua en el ánodo y se desprenderá oxígeno.

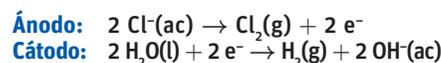
Un caso especial es la electrólisis de la salmuera (disolución concentrada de  $\text{NaCl}$ ), donde se obtiene  $\text{Cl}_2(\text{g})$  en el ánodo y  $\text{H}_2(\text{g})$  en el cátodo (figura).

Recuerda que para el agua neutra,  $[\text{H}^+(\text{ac})] = [\text{OH}^-(\text{ac})] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ .

El voltaje mínimo que hay que aplicar para que se produzca la electrólisis es el llamado **potencial mínimo de descomposición** y es igual a la *fem* de la pila más un voltaje adicional llamado **sobrepotencial**, que depende de la polarización debida a los cambios de concentración que se producen alrededor de los electrodos y del **sobrepotencial de activación** que, a su vez, depende de la velocidad con que se transfieren los electrones entre las especies químicas y los electrodos.



Esquema de la electrólisis de la salmuera. El potencial de la semirreacción de oxidación del ion cloruro es  $-1.36 \text{ V}$  y el de la de oxidación del agua es  $-0.81 \text{ V}$ , por lo que cabría esperar que fuera el oxígeno el que se desprendiera. Pero, en la práctica, el sobrepotencial para el oxígeno es más alto que para el cloro, y el producto que se obtiene es  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , sobre todo, para concentraciones altas del ion  $\text{Cl}^-$ . Las semirreacciones son:



### COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

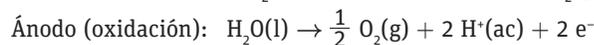
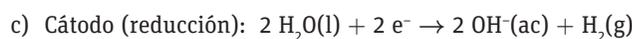
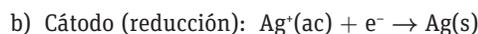
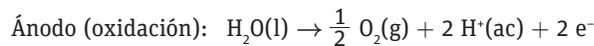
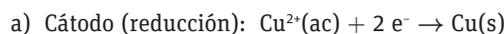
Escribe las ecuaciones de las semirreacciones y de la reacción global de la electrólisis de una disolución de yoduro de potasio. Se sabe que el ion  $\text{I}^{-}(\text{ac})$  tiene un potencial de oxidación mayor que el del agua neutra.

### EJERCICIOS RESUELTOS

Indica qué se forma en el cátodo y en el ánodo durante la electrólisis de una disolución acuosa de las siguientes sustancias:

- a)  $\text{CuSO}_4$                       b)  $\text{AgCl}$                       c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

#### Solución



### Cálculos en procesos electrolíticos

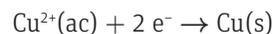
Las **leyes de Faraday** pueden deducirse a partir de la estequiometría de las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.

- En la semirreacción de reducción del ion  $\text{Ag}^{+}$ :



se puede afirmar que para depositar 1 mol de átomos de Ag sobre el cátodo se necesita 1 mol de electrones.

- En la reacción de reducción del ion  $\text{Cu}^{2+}$ ,



se necesitan 2 mol de electrones para depositar 1 mol de átomos de Cu.

► En general, para una reacción  $\text{M}^{z+}(\text{ac}) + z \text{e}^{-} \rightarrow \text{M}(\text{s})$ , se necesitan  $z$  mol de electrones para que se deposite 1 mol de átomos del metal M. Si circulan  $n_e$  mol de electrones por la cuba electrolítica, los moles del metal M que se depositan son:

$$n_{\text{metal}} = \frac{n_e}{z}$$

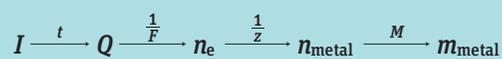
La cantidad de electrones,  $n_e$ , que circula en una electrólisis se puede determinar a partir de la carga eléctrica,  $Q$ , y la constante de Faraday,  $F$  (es la carga por mol de electrones).

$$n_e = \frac{Q}{F}$$

La carga eléctrica,  $Q$ , se calcula a través de la intensidad de la corriente,  $I$ , y el tiempo,  $t$ , durante el que circula.

$$Q = I t$$

Por tanto, la secuencia para calcular la masa de metal depositada en los electrodos se puede resumir del siguiente modo:



## EJERCICIOS RESUELTOS

En una celda electrolítica, se tiene una disolución acuosa de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ . Si circula una corriente de 1.5 A durante 30 minutos, ¿qué cantidad de hierro se depositará en el cátodo? Dato:  $M_{\text{Fe}} = 63.55 \text{ g mol}^{-1}$

### Solución

- 1 ► La semiecuación de la reacción catódica es:



Se deduce que cada 2 mol de electrones deposita 1 mol de átomos de Fe.

- 2 ► Como 30 minutos son 1800 s, la carga eléctrica que circula por la cuba es:

$$Q = It = 1.5 \text{ A} \cdot 1800 \text{ s} = 2700 \text{ C}$$

La cantidad de electrones que circula es:

$$n_{\text{e}} = \frac{Q}{F} = \frac{2700 \text{ C}}{96500 \text{ C mol}^{-1}} = 0.0280 \text{ mol}$$

- 3 ► De la estequiometría de la semirreacción se deduce que la cantidad de Fe (s) que se deposita es:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{n_{\text{e}}}{z} = \frac{0.0280}{2} = 0.0140 \text{ mol}$$

- 4 ► Por tanto, la masa de hierro que se deposita en el cátodo es:

$$m_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} M_{\text{Fe}} = 0.0140 \text{ mol} \cdot 55.85 \text{ g mol}^{-1} = 0.781 \text{ g}$$

## CLAVES PARA RESOLVER

- Escribe la semiecuación de reducción u oxidación y deduce el valor de z.
- Calcula la carga eléctrica que ha circulado y a continuación, la cantidad (moles) de electrones.
- Calcula, de acuerdo con la estequiometría de la semiecuación correspondiente, los moles de metal que se han depositado o de gas que se ha liberado.
- Calcula la masa de metal o el volumen de gas.

## A TU ALREDEDOR

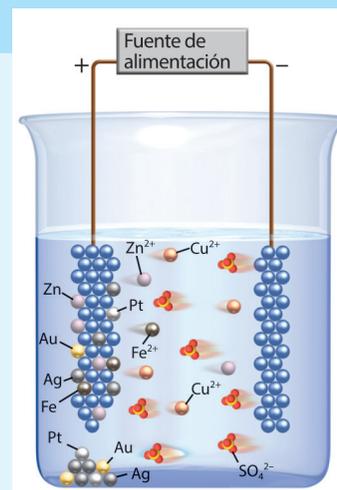
### Aplicaciones prácticas de la electrólisis

La electrólisis es un proceso de gran importancia industrial. Una de sus aplicaciones es la obtención de productos, como por ejemplo, cloro, sodio e hidróxido de sodio a partir de una disolución de salmuera. Otras aplicaciones son las de refinar (purificar) metales o recubrirlos con una capa de otro metal para protegerlos, proceso conocido como galvanoplastia.

Los iones de los metales muy reactivos, como los alcalinos y los alcalinotérreos, son muy difíciles de reducir, tienen un potencial de reducción muy bajo. Es difícil extraer estos metales de sus sales por un método que no sea la electrólisis; por esta razón los metales como el sodio, el magnesio y el calcio se obtienen a partir de la electrólisis de sus cloruros fundidos.

El cobre se obtiene de su mineral con una pureza aproximada del 99%; el resto son impurezas de platino, plata, hierro, oro y cinc. Estas impurezas disminuyen la conductividad eléctrica del cobre, de manera que se ha de aumentar la pureza hasta el 99.5% para usarlo como hilo conductor. Para conseguirlo se utiliza una celda electrolítica, como la que se muestra en la figura.

**Refinado electrolítico del cobre. El ánodo es cobre impuro y el cátodo una lámina fina de cobre de alta pureza. Cuando se pasa corriente, el cobre del ánodo se oxida y pasa a la disolución en forma de iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Estos iones se desplazan hacia el cátodo donde se reducen, se depositan y forman una lámina fina de cobre puro.**



## COMPRUEBA TU APRENDIZAJE

- Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{ZnCl}_2$ . ¿Durante cuánto tiempo debe estar circulando una corriente de 2.00 A para que se depositen en el cátodo 25.0 g de cinc?  
Dato:  $M_{\text{Zn}} = 65.39 \text{ g mol}^{-1}$
- ¿Qué volumen de cloro medido en condiciones normales (0 °C y  $10^5 \text{ Pa}$ ) se produce cuando se pasa una corriente eléctrica de 3.00 A durante 2 h a través de cloruro de sodio fundido?  
Datos:  $R = 8.31 \text{ J K mol}^{-1}$ ;  $V_{\text{m}} (0 \text{ °C}, 10^5 \text{ Pa}) = 22.7 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$

# CLAVES PARA RECORDAR

## Oxidación y reducción

Un **elemento** (átomo) **se oxida** cuando experimenta una pérdida total o parcial de sus electrones de valencia. Un **elemento** (átomo) **se reduce** cuando experimenta una ganancia total o parcial de sus electrones de valencia.

**Oxidante** → Es la sustancia o especie química que origina o puede originar una oxidación, a la vez que se reduce ella misma. Es la especie que capta electrones.

**Reductor** → Es la sustancia o especie química que origina o puede originar una reducción, a la vez que se oxida ella misma. Es la especie que cede electrones.

Toda **reacción redox** implica que una sustancia o especie química se oxide y otra se reduzca simultáneamente. Se produce una transferencia total o parcial de electrones entre átomos. Estos procesos simultáneos se describen por **semiecuaciones**. El agente oxidante y el reductor que aparecen en los lados de cada semiecuación redox se denomina **par redox**.

## Número de oxidación

**Número de oxidación** → Es el número de electrones que pierde o gana total o parcialmente un átomo cuando forma un ion o un enlace covalente. Un átomo **se oxida** cuando su número de oxidación aumenta y **se reduce** cuando disminuye.

**Agente oxidante** → Es el que **capta electrones** con facilidad: halógenos, oxígeno y moléculas u oxoaniones cuyo átomo central tiene un número de oxidación alto ( $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{SO}_3$ , etc.).

**Agente reductor** → Es el que **cede electrones** con facilidad: metales alcalinos, alcalinotérreos y de transición,  $\text{H}_2$ , C, oxoaniones ( $\text{SO}_3^{2-}$ ) y moléculas con bajo número de oxidación ( $\text{H}_2\text{S}$ ).

## Igualación de ecuaciones

**Método del número de oxidación** → Se basa en la comparación del aumento en el número de oxidación que sufre el átomo que se oxida con la disminución que experimenta el átomo que se reduce.

**Método de ion-electrón** → Se basa en la escritura e igualación atómica de las semiecuaciones de oxidación y reducción, y en la igualación del número de electrones cedidos por el reductor y ganados por el oxidante.

## Celdas voltaicas

**Celdas voltaicas** → Es un dispositivo que genera corriente eléctrica a partir de una reacción redox. Consta de dos **semipilas**. En una, se produce la oxidación (**ánodo**, electrodo negativo), y en la otra, la reducción (**cátodo**, electrodo positivo).

**Fuerza electromotriz, fem**, de una pila → Es la máxima diferencia de potencial que puede haber entre sus electrodos. Si es **positiva**, la reacción global es **espontánea**; si es negativa, no es espontánea. La **fuerza electromotriz estándar** de una pila,  $E_{\text{pila}}^{\circ}$ , es la que hay cuando todas las sustancias están en condiciones estándar.

**Potencial de electrodo estándar** de una semipila,  $E^{\circ}$  → Es la *fem* estándar de la pila formada por esta semipila y el electrodo normal de hidrógeno. Es una medida de los potenciales de reducción de la especie que se reduce.

- La **fem de una pila** se puede calcular a partir de los potenciales estándar de reducción o a través del potencial de reducción y de oxidación:

$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cátodo}}^{\circ} - E_{\text{ánodo}}^{\circ} = E_{\text{red, cátodo}}^{\circ} + E_{\text{oxid, ánodo}}^{\circ}$$

## Celdas electrolíticas

**Electrólisis** → Es un proceso en el que se consume energía eléctrica para forzar que ocurra una reacción redox no espontánea. Se realiza en una **cuba electrolítica**, que tiene dos electrodos. En el **ánodo** (electrodo positivo) se produce la oxidación y en el **cátodo** (electrodo negativo), la reducción. El esquema para calcular la masa de un elemento depositado en un electrodo es:

$$I \xrightarrow{t} Q \xrightarrow{\frac{1}{F}} n_e \xrightarrow{\frac{1}{z}} n_{\text{metal}} \xrightarrow{M} m_{\text{metal}}$$

## DESPLAZAMIENTO DE HIDRÓGENO POR UN METAL POR DIFERENCIA DE POTENCIAL



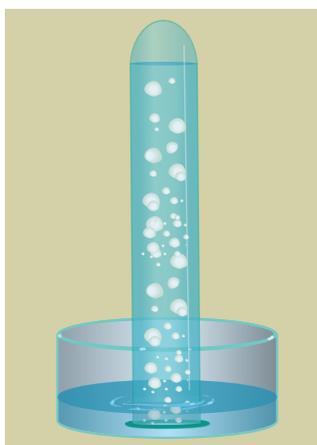
### Práctica con alcalinotérreos

Vierte 60 mL de agua en un vaso de 250 mL. Llena un tubo de ensayo de 15 × 150 mm hasta el borde y añade 4 gotas de fenolftaleína, luego sostén el tubo de ensayo con una mano sobre el vaso.

Corta un pedazo de papel periódico, de unos 2 × 2 cm, mójalo y sujétalo con la otra mano cerca de la boca del tubo para tapanlo.

Introduce dentro del tubo con agua un pedacito de calcio y tapa el tubo con el papel de periódico preparado. Invierte el tubo e introdúcelo en el agua, dejándolo boca abajo en el fondo.

Del pedacito de calcio salen burbujas que suben y bajan dentro del tubo, la reacción es más o menos rápida. Observa que el agua del vaso comienza a tomar un color morado hacia rojo y el agua que se encontraba dentro del tubo de ensayo empieza a ser desplazada por las burbujas que salen de la reacción del calcio con el agua.



- ¿Qué son las burbujas que se ven? ¿Qué causa el desplazamiento del agua dentro del tubo y del hidrógeno en la reacción?
- ¿Por qué el agua toma un color morado?
- Escribe la reacción del calcio con el agua



### CONSTITUCIÓN DE LA REPÚBLICA DEL ECUADOR

Capítulo segundo

#### Derechos del buen vivir

Art. 32.- La salud es un derecho que garantiza el Estado, cuya realización se vincula al ejercicio de otros derechos, entre ellos el derecho al agua, la alimentación, la educación, la cultura física, el trabajo, la seguridad social, los ambientes sanos y otros que sustentan el buen vivir.

### Importancia del calcio

Se emplea en la obtención de otros metales mediante reducción, como el uranio o el circonio, y como desoxidante en la manufactura de muchos aceros. La concentración de iones  $\text{Ca}^{2+}$  juega un papel muy importante en las células: interviene en la coagulación de la sangre y en la contracción muscular, además de formar parte de dientes y huesos.

El calcio aleado con aluminio se emplea para la fabricación de cojinetes, es decir, piezas en que se apoya y gira el eje de un mecanismo.

### Sabías que...

La cianamida es un compuesto nitrogenado que en su forma de sal cálcica se emplea en el tratamiento de la deshabituación de alcohólicos y en la prevención de sus recaídas.

Aplicaciones de los compuestos de calcio	
ÓXIDO DE CALCIO	Conocido como cal o cal viva, se utiliza para hacer mortero de cal.
HIDRÓXIDO DE CALCIO	Comúnmente conocido como cal apagada. Mezclado con arena constituye mortero y, además, absorbe el dióxido de carbono formando carbonato cálcico insoluble.
CARBONATO DE CALCIO	Este compuesto, mejor conocido como caliza, se mezcla con arcilla para formar cemento.
SULFATO DE CALCIO	Deshidratado, constituye el yeso, que se calcina para que pierda agua y se muele para emplearlo en construcción.
HIPOCLORITO DE CALCIO	Es un agente blanqueador y purificador de agua.
CARBURO DE CALCIO	Se usa en la fabricación de acetileno y cianamida.

## CLAVES PARA RESOLVER

### IGUALACIÓN DE REACCIONES REDOX

- ▶ Escribe la ecuación de la reacción y deduce los números de oxidación de todos los átomos que intervienen.
- ▶ Escribe la ecuación iónica. Siempre que las ecuaciones contengan sustancias iónicas disueltas en agua, es preferible balancear por el método del ion-electrón.
- ▶ Las especies químicas que no intervienen en la reacción deben balancearse por tanteo.

## CLAVES PARA RESOLVER

### ESTEQUIOMETRÍA REDOX

- ▶ Balancea la reacción por el método pedido.
- ▶ Aplica los factores de conversión adecuados.

Aunque no se pide, la ecuación molecular de la reacción se puede deducir fácilmente a partir de la ecuación iónica. En este caso sería:

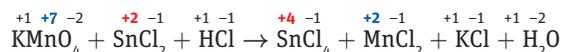


Esto indica que, de los 8 átomos de N presentes en el  $\text{HNO}_3$ , solo 2 se reducen a NO, mientras que los otros 6 permanecen como iones nitrato,  $\text{NO}_3^-$

En ciertas condiciones, el permanganato de potasio reacciona con el cloruro de estaño(II) en presencia de ácido clorhídrico para dar cloruro de manganeso(II), cloruro de estaño(IV), cloruro de potasio y agua. Balancea la reacción e indica el agente oxidante y el reductor.

### Solución

- ▶ Los números de oxidación de los átomos que intervienen en la reacción los deducimos a partir de la ecuación correspondiente.



Se oxida el estaño, cuyo número de oxidación pasa de +2 a +4. Se reduce el manganeso, cuyo número de oxidación pasa de +7 a +2. El  $\text{KMnO}_4$  es el agente oxidante, ya que el manganeso se reduce. El  $\text{SnCl}_2$  es el agente reductor, ya que el estaño se oxida.

- ▶ Balanceamos por el método del ion-electrón. La ecuación iónica correspondiente es:



Semirreacción de oxidación:  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$

Semirreacción de reducción:  $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

La primera semirreacción se ajusta con electrones (los átomos ya están ajustados). En la segunda se sigue el método del ion-electrón en medio ácido: se ajusta el oxígeno con moléculas de agua y el hidrógeno con protones; por último, se ajustan las cargas eléctricas con electrones.

Semirreacción de oxidación:  $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción:  $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$

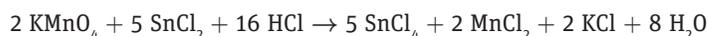
Multiplicamos la primera por 5, la segunda por 2 y sumamos:

Semirreacción de oxidación:  $5 \cdot (\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2 \text{e}^-)$

Semirreacción de reducción:  $2 \cdot (\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 5 \text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O})$

Reacción iónica global:  $5 \text{Sn}^{2+} + 2 \text{MnO}_4^- + 16 \text{H}^+ \rightarrow 5 \text{Sn}^{4+} + 2 \text{Mn}^{2+} + 8 \text{H}_2\text{O}$

- ▶ El KCl no ha intervenido en la reacción, por lo que hay que balancearlo por tanteo. En forma molecular queda:



Balancea la reacción  $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{NO} + \text{Cu}^{2+}$  por el método del ion-electrón. ¿Qué volumen de  $\text{HNO}_3$ , 2 mol  $\text{L}^{-1}$ , hará falta para disolver 6.4 g de cobre?

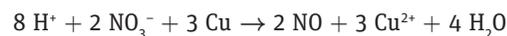
### Solución

- ▶ A partir de la ecuación iónica,  $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow \text{NO} + \text{Cu}^{2+}$ , escribimos las semirreacciones:

Semirreacción de oxidación:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$

Semirreacción de reducción:  $4 \text{H}^+ + \text{NO}_3^- + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$

Se multiplica la primera por 3, la segunda por 2 y se suman, resultando:



- ▶ Se observa que 8 mol de ácido nítrico reaccionan con 3 mol de Cu; por tanto, para disolver 6.4 g de Cu se necesitan:

$$\frac{6.4 \text{ g Cu}}{63.5 \text{ g mol}^{-1}} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{3 \text{ mol Cu}} = 0.27 \text{ mol HNO}_3$$

Como la disolución de  $\text{HNO}_3$  de partida es 2 mol  $\text{L}^{-1}$ , se necesitan:

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.27 \text{ mol HNO}_3}{2 \text{ mol L}^{-1}} = 0.14 \text{ L disolución}$$

Predice si se producirá una reacción espontánea en los siguientes casos, y justifica las respuestas.

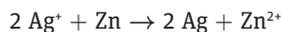
- Quando se introduce una cucharada de plata en una disolución de sulfato de cinc (tetraoxosulfato(VI) de cinc).
- Quando se usa una cuchara de aluminio para agitar una disolución de nitrato de hierro(II) (trioxonitrato(V) de hierro(II)).

Datos:

$$E^{\circ}_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = +0.80 \text{ V}; E^{\circ}_{\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}} = -0.76 \text{ V}; E^{\circ}_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}} = -1.67 \text{ V}; E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}} = -0.44 \text{ V}$$

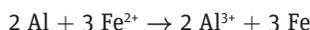
**Solución**

- En el caso de la plata y el cinc,  $E^{\circ}_{\text{Ag}^+|\text{Ag}} = +0.80 \text{ V} > E^{\circ}$ ; por lo que la plata oxida al cinc y la reacción espontánea que se produce es:



La cuchara de plata (Ag) permanece inalterada en este caso, pues la reacción espontánea es la contraria a la que se produciría.

- En el caso del aluminio y el hierro,  $E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}} = -0.44 \text{ V} > E^{\circ}_{\text{Al}^{3+}|\text{Al}} = -1.67 \text{ V}$ , por lo que el hierro oxida al aluminio (y él se reduce). La cuchara de aluminio se disolvería y la reacción espontánea sería:



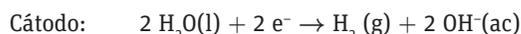
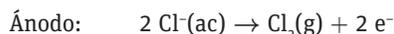
Se provoca la electrólisis del NaCl en disolución acuosa usando una corriente de 5 A durante 30 minutos.

- ¿Qué volumen de gases se obtienen en el ánodo y en el cátodo, medidos a 1 atm y 25 °C?
- ¿Cómo tendría que estar el electrolito en la celda para que se depositase sodio y qué diferencia de potencial habría que aplicar para ello?

Datos:  $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$ ;  $E^{\circ}_{\text{Na}^+|\text{Na}} = -2.71 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}_{\text{H}^+|\text{H}_2} = -0.00 \text{ V}$ ;  $E^{\circ}_{\text{Cl}^-|\text{Cl}_2} = +1.36 \text{ V}$

**Solución**

- En el ánodo se produce la oxidación del cloruro a cloro, mientras que en el cátodo se produce la reducción más favorable; en este caso, la de los protones del agua (antes que el Na<sup>+</sup>):



- La carga eléctrica que circula es:

$$Q = It = 5 \text{ C s}^{-1} \cdot 1800 \text{ s} = 9000 \text{ C}$$

Los moles de gases producidos son:

Hidrógeno:  $9000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} = 0.047 \text{ mol H}_2$

Cloro:  $9000 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{96500 \text{ C}} = 0.047 \text{ mol Cl}_2$

- Esos moles ocupan:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0.047 \text{ mol} \cdot 0.082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1.15 \text{ L}$$

- Para obtener sodio en el cátodo, el electrolito debería estar fundido (ausencia de agua). La *fem* de la pila formada sería:

$$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_{\text{cátodo}} - E^{\circ}_{\text{ánodo}} = -2.71 - 1.36 = -4.07 \text{ V}$$

Por tanto, sería necesaria una pila externa con una *fem* > 4.07 V.

## CLAVES PARA RESOLVER

### CELAS ELECTROQUÍMICAS VOLTAICAS

- Compara los potenciales redox para predecir el sentido de las reacciones: cualquier par redox oxida a los pares redox que tienen potenciales de reducción menores.

## CLAVES PARA RESOLVER

### CELAS ELECTROQUÍMICAS ELECTROLÍTICAS

- Deduce qué semirreacciones se producen en el cátodo y en el ánodo.
- Calcula la carga eléctrica que circula y, a partir de ella, los moles de los gases implicados. No es necesario usar las leyes de Faraday.
- Aplica la ecuación general de los gases ideales y calcula el volumen que ocupan los gases.
- Calcula la *fem* de la pila formada, a partir de los potenciales estándar de reducción.



**Celdas electroquímicas voltaicas**

- 13 Cuando una cinta de magnesio se coloca en una disolución de sulfato de cobre(II) se forma cobre metálico y el magnesio se disuelve.
- Escribe las ecuaciones correspondientes a las semirreacciones de este proceso y de la reacción global.
  - Dibuja el esquema de una pila basada en esta reacción, que contenga un puente salino. Indica, en el dibujo, el electrodo que es el cátodo y el que es el ánodo, su polaridad y el sentido de movimiento de los electrones por el circuito externo.
- 14 Escribe las ecuaciones de las semirreacciones y la ecuación de la reacción global que se producen en las pilas siguientes e indica cuál es el ánodo y cuál el cátodo:
- $\text{Ni(s)} \mid \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Cl}_2(\text{g}) \mid 2 \text{Cl}^{-}(\text{ac}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Fe}^{3+}(\text{ac}), \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{Pt} \mid 2 \text{I}^{-}(\text{ac}), \text{I}_2(\text{ac}) \parallel [\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^{+}(\text{ac})], \text{H}_2\text{O(l)} \mid \text{Pt}$
  - $\text{Pb(s)} \mid \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Au}^{3+}(\text{ac}) \mid \text{Au(s)} \mid \text{Pt}$
- 15 Considera una pila en la que la reacción que se produce es:
- $$\text{Pb(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cu(s)}$$
- Escribe las semiecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.
  - Dibuja un esquema de la pila. Indica el ánodo y el cátodo, el sentido de movimiento de los electrones en el circuito externo, así como el movimiento de los iones en la disolución y en el puente salino.
  - Escribe la notación de la pila.
- 16 Dibuja el esquema de una pila basada en la reacción siguiente y escribe su notación:
- $$\text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Sn}^{4+}(\text{ac}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$$
- 17 Escribe la notación de las pilas en que se producen las reacciones siguientes:
- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{Sn(s)} \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{ac})$
  - $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac}) + 14 \text{H}^{+}(\text{ac}) + 6 \text{I}^{-}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{ac}) + 3 \text{I}_2(\text{ac}) + 7 \text{H}_2\text{O(l)}$

**Potencial estándar de reducción. Predicción de reacciones redox. Cálculo de la fem de una pila**

- 18 Se quiere construir una pila basada en los pares redox  $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) \mid \text{Al(s)}$  y  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Zn(s)}$ .
- Dibuja el esquema de la pila, escribe su notación y calcula su fem estándar. Toma los datos de la tabla de potenciales estándar del problema anterior.
  - Dibuja el diagrama de potenciales de reducción que permite visualizar la fem estándar de la pila.
- 19 Usando los datos de la tabla de potenciales estándar de reducción, determina:
- Un agente reductor capaz de reducir a los iones  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})$  a  $\text{Zn(s)}$ , pero no los  $\text{Mg}^{2+}(\text{ac})$  a  $\text{Mg(s)}$ .
  - Un agente oxidante capaz de oxidar los iones  $\text{I}^{-}(\text{ac})$  a  $\text{I}_2(\text{s})$ , pero no los iones  $\text{Cl}^{-}$  a  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .
- 20 Usando la tabla de potenciales estándar de reducción, calcula la fem estándar de las pilas.
- $\text{Mg(s)} \mid \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) \parallel 2 \text{Cl}^{-}(\text{ac}) \mid \text{Cl}_2(\text{g}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) \parallel \text{Fe}^{3+}(\text{ac}), \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \mid \text{Pt}$
  - $\text{Fe(s)} \mid \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \parallel 2 \text{Br}^{-}(\text{ac}) \mid \text{Br}_2(\text{l}) \mid \text{Pt}$
- 21 Razona cuáles de las siguientes reacciones se producen espontáneamente en condiciones estándar, comparando los potenciales estándar de reducción de las semirreacciones.
- $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^{+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
  - $2 \text{Ag}^{+}(\text{ac}) + \text{Sn(s)} \rightarrow 2 \text{Ag(s)} + \text{Sn}^{2+}(\text{ac})$
  - $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Pb(s)} + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac})$
- 22 Razona cuáles de las siguientes reacciones se producen espontáneamente en condiciones estándar, comparando los potenciales estándar de reducción de las semirreacciones.
- $\text{Mg(s)} + 2 \text{H}^{+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Mg}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
  - $2 \text{Ag}^{+}(\text{ac}) + \text{Sn(s)} \rightarrow 2 \text{Ag(s)} + \text{Sn}^{2+}(\text{ac})$
  - $\text{Pb}^{2+}(\text{ac}) + 2 \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Pb(s)} + 2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac})$
  - $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{Cl}^{-}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Br}^{-}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- Datos:  $E_{\text{Ag}^{+}|\text{Ag}}^{\circ} = +0.80 \text{ V}$ ;  $E_{\text{Sn}^{2+}|\text{Sn}}^{\circ} = -0.14 \text{ V}$ ;  $E_{\text{Br}_2|\text{Br}^{-}}^{\circ} = +1.09 \text{ V}$ ;  $E_{\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}}^{\circ} = -2.37 \text{ V}$
- 23 La hidracina,  $\text{N}_2\text{H}_4$ , se puede usar en una pila de combustible en condiciones alcalinas. Los potenciales de reducción estándar de las semirreacciones son:
- $$\text{N}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O(l)} + 4 \text{e}^{-} \rightarrow \text{N}_2\text{H}_4(\text{ac}) + 4 \text{OH}^{-}(\text{ac}) \quad E^{\circ} = -1.15 \text{ V}$$
- $$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)} + 4 \text{e}^{-} \rightarrow 4 \text{OH}^{-}(\text{ac}) \quad E^{\circ} = +0.40 \text{ V}$$
- Calcula la fem estándar de la pila.
  - ¿Qué sustancias se deberían suministrar para que funcionara la pila?
  - ¿Por qué crees que se considera una pila limpia?

**Celdas electroquímicas electrolíticas**

- 25 Indica cuál es la cantidad de electrones (moles) que se necesitan para producir las siguientes reducciones:
- 1 mol de iones  $\text{Zn}^{2+}$  a  $\text{Zn}$
  - 1 mol de  $\text{H}_2\text{O}$  a  $\text{H}_2$
  - 1 mol de  $\text{MnO}_4^{-}$  a  $\text{Mn}^{2+}$
- 24 Una disolución, que contiene vanadio en un estado de oxidación desconocido, se somete a electrólisis con una corriente de 1.5 A durante 60 minutos. Como resultado, en el cátodo se depositaron 0.950 g de vanadio metálico. ¿Cuál era el número de oxidación de los iones vanadio en la disolución original?
- Dato:  $A_1(\text{V}) = 50.94$
- 26 En la electrólisis del  $\text{MgCl}_2$  fundido se obtiene  $\text{Mg(s)}$  y  $\text{Cl}_2(\text{g})$ .
- Dibuja la cuba electrolítica e indica el nombre y la polaridad del electrodo donde se obtiene el magnesio y del electrodo donde se desprende el cloro.
  - Escribe las semiecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo y la de la reacción global.

**1 Una oxidación se define como un proceso en el cual:**

- Una especie química pierde oxígeno.
- Una especie química pierde total o parcialmente electrones.
- Un átomo de una especie química disminuye su número de oxidación.
- Una especie química gana hidrógeno.

**2 Un agente reductor es:**

- Una especie química que capta electrones total o parcialmente de otra.
- Una especie química que cede electrones total o parcialmente a otra.
- Una especie química en la que uno de sus átomos sufre una disminución en su número de oxidación.
- Una especie química que oxida a otra especie.

**3 Indica cuál de las siguientes semiecuaciones corresponde a una semirreacción de oxidación.**

- $\text{Ag}^+(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$
- $\text{MnO}_4^- + 8 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 12 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{MnO}_2 + 16 \text{OH}^-(\text{ac})$
- $\text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{ac})$
- $\text{CH}_3\text{OH}(\text{ac}) + 5 \text{OH}^-(\text{ac}) \rightarrow \text{HCOO}^-(\text{ac}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 \text{e}^-$

**4 ¿Cuál es el número de oxidación del cromo en el dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ?**

- +7
- +6
- +12
- +2

**5 ¿En cuál de los siguientes compuestos el oxígeno tiene un número de oxidación positivo?**

- $\text{N}_2\text{O}$
- $\text{KNO}_3$
- $\text{H}_2\text{O}_2$
- $\text{OF}_2$

**6 ¿Cuál de las siguientes ecuaciones no corresponde a un proceso redox?**

- $4 \text{P}(\text{s}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5(\text{s})$
- $\text{Mg}(\text{s}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{Zn}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{ac}) \rightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

**7 ¿Cuál de las siguientes ecuaciones corresponde a un proceso redox?**

- $\text{NaCl}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac}) \rightarrow \text{NaHSO}_4(\text{ac}) + \text{HCl}(\text{ac})$
- $\text{CaO}(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s})$
- $\text{SO}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$
- $\text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}(\text{ac}) + \text{HClO}(\text{ac})$

**8 En la oxidación de  $\text{SO}_2(\text{g})$  por el  $\text{KIO}_3(\text{ac})$ , en medio ácido para dar  $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac})$  y  $\text{I}_2(\text{ac})$ , ¿qué cantidad de  $\text{KIO}_3$  se necesita para oxidar 1 mol de  $\text{SO}_2$ ?**

- 2.5 mol
- 0.4 mol
- 0.66 mol
- 2 mol

**9 Indica qué afirmación referida a las pilas galvánicas es cierta:**

- Los electrones transferidos del reductor al oxidante pasan por un hilo conductor, creando una corriente eléctrica.
- Primero tiene lugar la semirreacción de oxidación en el ánodo y luego la semirreacción de reducción en el cátodo.
- La conducción a través del electrolito es debido al movimiento de los electrones.
- La reacción redox que ocurre en el interior de una pila galvánica, en la que los procesos de oxidación y reducción tienen lugar en recipientes separados, también tiene lugar cuando todos los reactivos se encuentran en el mismo recipiente.

**10 En una celda electroquímica voltaica es cierto que:**

- El ánodo es el electrodo positivo.
- El cátodo es electrodo negativo.
- En el ánodo tiene lugar el proceso de oxidación.
- En el cátodo tiene lugar el proceso de oxidación.

**11 Observa los potenciales estándar de los pares redox**

siguientes:  $E^\circ(\text{O}_2, \text{H}^+ | \text{H}_2\text{O}_2) = +0.68 \text{ V}$ ;  
 $E^\circ(\text{NO}_3^-, \text{H}^+ | \text{NO}, \text{H}_2\text{O}) = +0.96 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}) = -0.44 \text{ V}$

**¿Cuál de las siguientes frases es correcta?**

- El ion  $\text{NO}_3^-$  es el agente oxidante más fuerte.
- El ion  $\text{Fe}^{3+}$  es el agente reductor más fuerte.
- La molécula de  $\text{O}_2$  es el oxidante más fuerte.
- La molécula  $\text{NO}$  es el reductor más fuerte.

**12 La *fem* estándar de la siguiente pila:**

$\text{Al}(\text{s}) | \text{Al}^{3+}(\text{ac}) || \text{Ni}^{2+}(\text{ac}) | \text{Ni}(\text{s})$  es **+1.42 V**.

**¿Cuál es el potencial estándar de reducción del electrodo de níquel si el potencial de reducción del par  $\text{Al}^{3+} | \text{Al}$  es **-1.67 V**?**

- 0.25 V
- +0.25 V
- 3.09 V
- 3.09 V

**13 ¿Cuál de los siguientes enunciados es erróneo?**

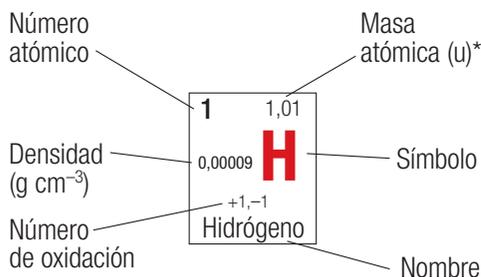
- En una cuba electrolítica se produce una reacción química de forma espontánea al suministrar energía en forma de corriente eléctrica.
- Para que se produzca la electrólisis, la *ddp* debe ser algo mayor que la *fem* de la pila basada en la reacción inversa.
- El ánodo de la cuba es el electrodo positivo.
- En el cátodo de la cuba tiene lugar una reducción.

**INDICADORES DE EVALUACIÓN**

- Desarrolla un proceso práctico de oxidación-reducción, lo explica y define los conceptos oxidación y reducción; hace referencia a ejemplos prácticos y sencillos de su entorno.
- Iguala ecuaciones por los métodos del número de oxidación e iónico mediante ejercicios propuestos.
- Determina, a partir de la serie de actividad de los metales, los mejores agentes oxidantes y reductores cuando se enfrentan dos electrodos de metales diferentes.
- Diseña experimentalmente celdas electroquímicas: electrolíticas y voltaicas; realiza recubrimientos metálicos y enciende diodos o focos de bajo voltaje.
- Describe los procesos de contaminación atmosférica por gases y argumenta su solución.
- Desarrolla una campaña de concienciación a la comunidad sobre la importancia del ahorro de energía.
- Desarrolla una campaña a favor de la recolección de pilas y baterías usadas, a fin de evitar que sean desechadas de manera incorrecta.

# ANEXO A: TABLA PERIÓDICA

Subniveles	Grupo Período	1	2	3	4	5	6	7	8
1s	1								
2s2p	2	3 0,53 <b>Li</b> +1 Litio	4 6,94 <b>Be</b> 1,85 +2 Berilio						
3s3p	3	11 0,97 <b>Na</b> +1 Sodio	12 22,99 <b>Mg</b> 1,74 +2 Magnesio						
4s3d4p	4	19 0,86 <b>K</b> +1 Potasio	20 39,10 <b>Ca</b> 1,55 +2 Calcio	21 44,96 <b>Sc</b> 2,99 +3 Escandio	22 47,87 <b>Ti</b> 4,55 +2,+3,+4 Titanio	23 50,94 <b>V</b> 6,11 +2,+3,+4,+5 Vanadio	24 52,00 <b>Cr</b> 7,19 +2,+3,+6 Cromo	25 54,94 <b>Mn</b> 7,47 +2,+3,+4,+6,+7 Manganeso	26 55,85 <b>Fe</b> 7,87 +2,+3 Hierro
5s4d5p	5	37 1,53 <b>Rb</b> +1 Rubidio	38 85,47 <b>Sr</b> 2,54 +2 Estroncio	39 87,62 <b>Y</b> 4,46 +3 Itrio	40 88,91 <b>Zr</b> 6,51 +4 Circonio	41 91,22 <b>Nb</b> 8,57 +3,+5 Niobio	42 92,91 <b>Mo</b> 10,22 +6 Molibdeno	43 95,94 <b>Tc</b> 11,50 +7 Tecnecio	44 101,07 <b>Ru</b> 12,44 +3 Rutenio
6s4f5d6p	6	55 1,87 <b>Cs</b> +1 Cesio	56 132,91 <b>Ba</b> 3,59 +2 Bario	71 137,33 <b>Lu</b> 9,84 +3 Lutecio	72 174,97 <b>Hf</b> 13,29 +4 Hafnio	73 178,49 <b>Ta</b> 16,65 +5 Tantalio	74 180,95 <b>W</b> 19,30 +6 Wolframio	75 183,84 <b>Re</b> 21,02 +4,+6,+7 Renio	76 186,21 <b>Os</b> 22,57 +3,+4 Osmio
7s5f6d7p	7	87 1,87 <b>Fr</b> +1 Francio	88 (223) <b>Ra</b> 5,00 +2 Radio	103 (262) <b>Lr</b> -- -- Laurencio	104 (261) <b>Rf</b> -- -- Rutherfordio	105 (262) <b>Db</b> -- -- Dubnio	106 (266) <b>Sg</b> -- -- Seaborgio	107 (264) <b>Bh</b> -- -- Bohrio	108 (277) <b>Hs</b> -- -- Hassio



**Negro** - sólido  
**Azul** - líquido  
**Rojo** - gas  
**Violeta** - artific

Lantánidos 6	57 6,17 <b>La</b> +3 Lantano	58 140,12 <b>Ce</b> 6,77 +3,+4 Cerio	59 140,91 <b>Pr</b> 6,77 +3,+4 Praseodimio	60 144,24 <b>Nd</b> 6,77 +3,+4 Neodimio	61 (145) <b>Pm</b> 6,48 +3 Prometio
Actínidos 7	89 10,07 <b>Ac</b> +3 Actinio	90 (227) <b>Th</b> 11,72 +4 Torio	91 231,04 <b>Pa</b> 15,37 +4,+5 Protactinio	92 238,03 <b>U</b> 19,05 +3,+4,+5,+6 Uranio	93 (237) <b>Np</b> 20,25 +3,+4,+5,+6 Neptunio

9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
									2 4,00 0,00018 <b>He</b> Helio
									10 20,18 0,00090 <b>Ne</b> Neón
									18 39,95 0,0018 <b>Ar</b> Argón
									36 83,80 0,0037 <b>Kr</b> Kriptón
									86 (222) 0,0097 <b>Rn</b> Radón
									118 (294) -- <b>Uuo</b> --
									117 (294) -- <b>Uus</b> --
									116 (293) -- <b>Lv</b> --
									115 (288) -- <b>Uup</b> --
									114 (289) -- <b>Fl</b> --
									113 (286) -- <b>Uut</b> --
									112 (285) -- <b>Cn</b> --
									111 (272) -- <b>Rg</b> --
									110 (271) -- <b>Ds</b> --
									109 (268) -- <b>Mt</b> --
27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
58,93	58,69	63,55	65,41	69,72	72,64	74,92	78,96	79,90	83,80
8,80 <b>Co</b> +2,+3 Cobalto	8,90 <b>Ni</b> +2,+3 Níquel	8,96 <b>Cu</b> +1,+2 Cobre	7,11 <b>Zn</b> +2 Cinc	5,90 <b>Ga</b> +3 Galio	5,32 <b>Ge</b> +2,+4 Germanio	5,72 <b>As</b> +3,+5,-3 Arsénico	4,79 <b>Se</b> +4,+6,-2 Selenio	3,12 <b>Br</b> +1,+3,+5,+7,-1 Bromo	0,0037 <b>Kr</b> Kriptón
45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
102,91	106,42	107,87	112,41	114,82	118,71	121,76	127,60	126,90	131,29
12,41 <b>Rh</b> +2,+3,+4 Rodio	12,02 <b>Pd</b> +2,+4 Paladio	10,50 <b>Ag</b> +1 Plata	8,65 <b>Cd</b> +2 Cadmio	7,29 <b>In</b> +3 Indio	7,29 <b>Sn</b> +2,+4 Estaño	6,61 <b>Sb</b> +3,+5,-3 Antimonio	6,24 <b>Te</b> +4,+6,-2 Teluro	4,93 <b>I</b> +1,+3,+5,+7,-1 Yodo	0,0059 <b>Xe</b> Xenón
77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
192,22	195,08	196,97	200,59	204,38	207,19	208,98	(209)	(210)	(222)
22,42 <b>Ir</b> +3,+4 Iridio	21,45 <b>Pt</b> +2,+4 Platino	19,32 <b>Au</b> +1,+3 Oro	13,55 <b>Hg</b> +1,+2 Mercurio	11,85 <b>Tl</b> +1,+3 Talio	11,35 <b>Pb</b> +2,+4 Plomo	9,75 <b>Bi</b> +3,+5 Bismuto	9,32 <b>Po</b> +2,+4,+6 Polonio	-- <b>At</b> +1,+3,+5,+7,-1 Astatio	0,0097 <b>Rn</b> Radón
109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
(268)	(271)	(272)	(285)	(286)	(289)	(288)	(293)	(294)	(294)
-- <b>Mt</b> -- Meitnerio	-- <b>Ds</b> -- Darmstadtio	-- <b>Rg</b> -- Roentgenio	-- <b>Cn</b> -- Copernicio	-- <b>Uut</b> -- Ununtrio	-- <b>Fl</b> -- Flerovio	-- <b>Uup</b> -- Ununpentio	-- <b>Lv</b> -- Livermorio	-- <b>Uus</b> -- Ununseptio	-- <b>Uuo</b> -- Ununoctio

- Metales
- Semimetales
- No metales
- Gases nobles

\*Entre paréntesis se indica la masa atómica del isótopo conocido de vida media más larga.

62	63	64	65	66	67	68	69	70
150,36	151,96	157,25	158,93	162,50	164,93	167,26	168,93	173,04
7,54 <b>Sm</b> +2,+3 Samario	5,28 <b>Eu</b> +2,+3 Europio	7,90 <b>Gd</b> +3 Gadolinio	8,23 <b>Tb</b> +3,+4 Terbio	8,54 <b>Dy</b> +3 Disproscio	8,78 <b>Ho</b> +3 Holmio	9,05 <b>Er</b> +3 Erbio	9,29 <b>Tm</b> +2,+3 Tulio	6,97 <b>Yb</b> +2,+3 Iterbio
94	95	96	97	98	99	100	101	102
(242)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(257)	(258)	(259)
19,84 <b>Pu</b> +3,+4,+5,+6 Plutonio	13,67 <b>Am</b> +3,+4,+5,+6 Americio	13,51 <b>Cm</b> +3 Curio	14,00 <b>Bk</b> +3,+4 Berkelio	15,10 <b>Cf</b> +3 Californio	-- <b>Es</b> +3 Einsteinio	-- <b>Fm</b> -- Fermio	-- <b>Md</b> -- Mendelevio	-- <b>No</b> -- Nobelio

El nombre de los elementos de números atómicos 113, 115, 117 y 118 es el sistemático adoptado por la IUPAC hasta que se asignen sus nombres propios. Datos actualizados IUPAC-junio 2012.

En la tabla se indica entre paréntesis la incertidumbre de la desviación estándar. El valor de estas constantes se ha aproximado a 3 cifras significativas cuando se ha usado en las páginas de este texto.

CONSTANTES FÍSICAS FUNDAMENTALES		
NOMBRE	SÍMBOLO	VALOR
Constante de Planck	$h$	$6.626\ 068\ 96(33)\cdot 10^{-34}$ J s
Carga elemental	$e$	$1.602\ 176\ 487(40)\cdot 10^{-19}$ C
Masa del electrón	$m_e$	$9.109\ 382\ 15(45)\cdot 10^{-31}$ kg
Masa del protón	$m_p$	$1.672\ 621\ 637(83)\cdot 10^{-27}$ kg
Masa del neutrón	$m_n$	$1.674\ 927\ 211(84)\cdot 10^{-27}$ kg
Constante de Avogadro	$N_A$	$6.022\ 141\ 79(30)\cdot 10^{23}$ mol <sup>-1</sup>
Constante de Boltzmann	$k, k_B$	$1.380\ 650\ 4(24)\cdot 10^{-23}$ J K <sup>-1</sup>
Constante de Faraday	$F$	$9.648\ 533\ 99(24)\cdot 10^4$ C mol <sup>-1</sup>
Constante de los gases	$R$	$8.314\ 472(15)$ J K <sup>-1</sup> mol <sup>-1</sup>
Volumen molar $p = 100$ kPa, $t = 0$ °C	$V_m$	$22.710\ 981(40)$ dm <sup>3</sup> mol <sup>-1</sup>
Volumen molar $p = 101.325$ kPa, $t = 0$ °C		$22.413\ 996(39)$ dm <sup>3</sup> mol <sup>-1</sup>
Atmósfera estándar		101 325 Pa
Cero en la escala Celsius		273.15 K
Radio de Bohr	$a_0 = 4\pi\epsilon_0\hbar^2/m_e e^2$	$5.291\ 772\ 085\ 9(36)\cdot 10^{-11}$ m
Constante de Rydberg	$R_\infty = E_h/2hc_0$	$1.097\ 373\ 156\ 852\ 7(73)\cdot 10^7$ m <sup>-1</sup>
Constante de gravitación	$G$	$6.674\ 28(67)\cdot 10^{-11}$ m <sup>3</sup> kg <sup>-1</sup> s <sup>-2</sup>
Aceleración estándar de la gravedad	$g$	$9.806\ 65$ m s <sup>-2</sup>

CONSTANTES DE ACIDEZ Y BASICIDAD					
ÁCIDO	FÓRMULA	$K_a$ (a 25 °C)	BASE	FÓRMULA	$K_b$ (a 25 °C)
ácido perclórico	HClO <sub>4</sub>	Muy grande	hidróxido sódico	NaOH	Muy grande
ácido clorhídrico	HCl	Muy grande	hidróxido potásico	KOH	Muy grande
ácido sulfúrico	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Muy grande	ion hidróxido	OH <sup>-</sup>	1
ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>	Muy grande	ion fosfato	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	$2.2\cdot 10^{-2}$
ion oxonio	H <sub>3</sub> O <sup>+</sup>	1	etilamina	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	$6.4\cdot 10^{-4}$
ácido cloroso	HClO <sub>2</sub>	$1.1\cdot 10^{-2}$	metilamina	CH <sub>3</sub> NH <sub>2</sub>	$3.7\cdot 10^{-4}$
ácido fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$7.1\cdot 10^{-3}$	ion carbonato	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	$2.1\cdot 10^{-4}$
ácido fluorhídrico	HF	$6.8\cdot 10^{-4}$	ion cianuro	CN <sup>-</sup>	$2.0\cdot 10^{-5}$
ácido nitroso	HNO <sub>2</sub>	$4.6\cdot 10^{-4}$	amoniaco	NH <sub>3</sub>	$1.8\cdot 10^{-5}$
ácido láctico	C <sub>6</sub> H <sub>3</sub> O <sub>6</sub>	$1.4\cdot 10^{-4}$	ion hidrogenofosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$1.6\cdot 10^{-7}$
ácido acético	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> O <sub>2</sub>	$1.8\cdot 10^{-5}$	ion clorito	ClO <sup>-</sup>	$3.3\cdot 10^{-7}$
ácido fórmico	CH <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	$1.8\cdot 10^{-5}$	ion hidrogenocarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$2.3\cdot 10^{-8}$
ácido butírico	C <sub>4</sub> H <sub>8</sub> O <sub>2</sub>	$1.6\cdot 10^{-5}$	papaverina	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> N	$8.3\cdot 10^{-9}$
ácido carbónico	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4.4\cdot 10^{-7}$	piridina	C <sub>5</sub> H <sub>5</sub> N	$1.5\cdot 10^{-9}$
ion dihidrogenofosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$6.2\cdot 10^{-8}$	anilina	C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> NH <sub>2</sub>	$1.5\cdot 10^{-9}$
ácido hipocloroso	HClO	$2.9\cdot 10^{-8}$	ion fluoruro	F <sup>-</sup>	$1.5\cdot 10^{-11}$
ion amonio	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	$5.6\cdot 10^{-10}$	ion acetato	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	$5.6\cdot 10^{-10}$
ácido cianhídrico	HCN	$4.9\cdot 10^{-10}$	ion dihidrogenofosfato	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	$1.4\cdot 10^{-12}$
ion hidrogenocarbonato	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	$5.6\cdot 10^{-11}$	agua	H <sub>2</sub> O	$1.0\cdot 10^{-14}$
ion hidrogenofosfato	HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	$4.5\cdot 10^{-13}$			
agua	H <sub>2</sub> O	$1.0\cdot 10^{-14}$			

PRODUCTO DE SOLUBILIDAD					
COMPUESTO	$K_s$ (mol L <sup>-1</sup> )	COMPUESTO	$K_s$ (mol L <sup>-1</sup> )	COMPUESTO	$K_s$ (mol L <sup>-1</sup> )
<b>Halogenuros</b>		<b>Sulfatos</b>		<b>Carbonatos</b>	
AgBr	$3.2 \cdot 10^{-13}$	Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	$1.6 \cdot 10^{-5}$	AgCO <sub>3</sub>	$6.2 \cdot 10^{-12}$
AgCl	$1.7 \cdot 10^{-10}$	BaSO <sub>4</sub>	$1.1 \cdot 10^{-10}$	BaCO <sub>3</sub>	$8.1 \cdot 10^{-9}$
AuCl	$2.0 \cdot 10^{-13}$	CaSO <sub>4</sub>	$2.5 \cdot 10^{-5}$	CaCO <sub>3</sub>	$3.8 \cdot 10^{-9}$
CaF <sub>2</sub>	$3.9 \cdot 10^{-11}$	PbSO <sub>4</sub>	$1.3 \cdot 10^{-8}$	MgCO <sub>3</sub>	$1.1 \cdot 10^{-5}$
Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub>	$2.0 \cdot 10^{-18}$	<b>Hidróxidos</b>		PbCO <sub>3</sub>	$3.3 \cdot 10^{-14}$
PbCl <sub>2</sub>	$1.7 \cdot 10^{-5}$	Al(OH) <sub>3</sub>	$5.0 \cdot 10^{-33}$	<b>Sulfuros</b>	
PbF <sub>2</sub>	$4.0 \cdot 10^{-8}$	Ca(OH) <sub>2</sub>	$7.9 \cdot 10^{-6}$	Ag <sub>2</sub> S	$5.5 \cdot 10^{-51}$
Ba F <sub>2</sub>	$1.7 \cdot 10^{-6}$	Fe(OH) <sub>3</sub>	$1.1 \cdot 10^{-36}$	CuS	$4.0 \cdot 10^{-38}$
PbI <sub>2</sub>	$8.3 \cdot 10^{-9}$	Mg(OH) <sub>2</sub>	$1.5 \cdot 10^{-11}$	Cu <sub>2</sub> S	$2.0 \cdot 10^{-47}$
AgI	$3.8 \cdot 10^{-9}$	Zn(OH) <sub>2</sub>	$4.5 \cdot 10^{-17}$	HgS	$2.0 \cdot 10^{-52}$
MgF <sub>2</sub>	$6.4 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) <sub>2</sub>	$16 \cdot 10^{-14}$	FeS	$6.3 \cdot 10^{-18}$
HgS	$2 \cdot 10^{-52}$	Cu(OH) <sub>2</sub>	$2.2 \cdot 10^{-20}$	MnS	$7.0 \cdot 10^{-16}$
<b>Cromatos</b>		<b>Fosfatos</b>		SnS	$1.0 \cdot 10^{-25}$
Ag <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	$1 \cdot 10^{-12}$	Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	$1.6 \cdot 10^{-19}$	SnS <sub>2</sub>	$1.0 \cdot 10^{-46}$
BaCrO <sub>4</sub>	$1.0 \cdot 10^{-10}$	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$1.3 \cdot 10^{-32}$	PbS	$1.0 \cdot 10^{-29}$
<b>Nitratos</b>		AlPO <sub>4</sub>	$1.3 \cdot 10^{-20}$	ZnS	$4.0 \cdot 10^{-24}$
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	$3.9 \cdot 10^{-11}$				

## BIBLIOGRAFÍA

- Alonso, M. y Rojo, O. (2002). Física mecánica y termodinámica. México D. F.: Fondo Educativo Interamericano.
- Dalmau, J. F. et al. (2004). Física y Química 1 (primera edición). Barcelona: Grupo ANAYA S. A.
- Halliday, D., Resnick, R. y Walker, J. (2002). Fundamentos de Física. México D. F.: Compañía Editorial Continental S. A.
- Hewitt, P. (2009). Física conceptual. México D. F.: Pearson.
- Burns, R. (1996). Fundamentos de Química (segunda edición). México D. F.: pHH, Prentice Hall.
- Brown, C., Bursten, B., LeMay, E. y Murphy, C. (2008). Chemistry (primera edición). UK: Hein, M. (1992). Química (primera edición). México D. F.: Grupo Editorial Iberoamérica.
- Hewitt, P. (2009). Física conceptual. México D. F.: Pearson.
- Timberlake, K. (2008). Química. México D. F.: Pearson Educación (edición en español).

### PÁGINAS WEB

- <http://www.profesorenlinea.cl/fisica/GasesPropiedades.ht>
- [http://acer.forestales.upm.es/basicas/udfisica/assignaturas/fisica/electro/electro\\_prob1\\_files/electro\\_prob1.ht](http://acer.forestales.upm.es/basicas/udfisica/assignaturas/fisica/electro/electro_prob1_files/electro_prob1.ht)
- [http://www.guatequimica.com/tutoriales/redox/Balanceo\\_por\\_el\\_Metodo\\_del\\_Numero\\_de\\_Oxidacion.htm](http://www.guatequimica.com/tutoriales/redox/Balanceo_por_el_Metodo_del_Numero_de_Oxidacion.htm)
- [http://2.bp.blogspot.com/\\_IawW7uu2U0s/TH7CY2YC9RI/AAAAAAAAAAM/diOnmFnWO dQ/S748/BobinasAire.jpg](http://2.bp.blogspot.com/_IawW7uu2U0s/TH7CY2YC9RI/AAAAAAAAAAM/diOnmFnWO dQ/S748/BobinasAire.jpg)
- [http://www.fisicanet.com.ar/fisica/termodinamica/ap10\\_calorimetria.php](http://www.fisicanet.com.ar/fisica/termodinamica/ap10_calorimetria.php) [http://www.sagan-gea.org/hojared\\_AGUA/paginas/25agua.html](http://www.sagan-gea.org/hojared_AGUA/paginas/25agua.html)
- [http://www.google.com.ec/search?q=campo+el%C3%A9ctrico&hl=es&prmd=imvnsb&tbm=isch&tbo=u&source=univ&sa=X&ei=St1wT47\\_B-PqOgGTOJXpBg&sqi=2&ved=OCDUQsAQ&biw=1024&bih=629](http://www.google.com.ec/search?q=campo+el%C3%A9ctrico&hl=es&prmd=imvnsb&tbm=isch&tbo=u&source=univ&sa=X&ei=St1wT47_B-PqOgGTOJXpBg&sqi=2&ved=OCDUQsAQ&biw=1024&bih=629)
- <http://www.slideshare.net/maxteren/max-soto-romero-3358264> <http://remmaq.corpaire.org/paginas/articulos/efectos.pdf> <http://www.mhhe.com/physsci/chemistry/essentialchemistry/flash/molvie1.swf>
- [http://www.bibliotecadeinvestigaciones.wordpress.com/quimica/reacciones-acido-base/](http://bibliotecadeinvestigaciones.wordpress.com/quimica/reacciones-acido-base/) <http://www.elergonomista.com/quimica/q9.html>
- <http://www.google.com.ec/search?q=oxidacion+y+reducci%C3%B3n&hl=es&client=firefox-a&hs=TWa&rls=org.mozilla:es-ES:official&prmd=imvnsb&tbm=isch&tbo=u&source=univ&sa=X&ei=nexx-T7XInpSbtwf2gPHdDw&ved=OCeMQsAQ&biw=1024&bih=629>