

REFLEXIÓN
SOBRE LA
CIENCIA

ÁTOMOS Y UNIONES
QUÍMICAS. REACCIÓN
ES QUÍMICAS Y NU
CLEARES. INTERCAM
BIOS DE ENERGÍA

FÍSICA Y QUÍMICA

FORMACIÓN
EN VALORES

TRABAJO
EN COMPE
TENCIAS
DIGITALES

NAVEGÁ POR TU LIBRO

ESTE LIBRO DE FÍSICA Y QUÍMICA
FORMA PARTE DEL **PROYECTO**
NODOS, UNA PROPUESTA DE SM
PARA ALUMNOS DE ESCUELA
SECUNDARIA COMO VOS.

**TU LIBRO ESTÁ
ORGANIZADO EN
TRES BLOQUES:**

**BLOQUE I
LA ESTRUCTURA
DE LA MATERIA**

**BLOQUE II
LAS
TRANSFORMACIONES
DE LA MATERIA**

**BLOQUE III
LOS INTERCAMBIOS
DE ENERGÍA**

Las páginas que introducen
cada bloque presentan los
temas que estudiarás en
sus capítulos.



Este libro incluye una lámina desplegable que
presenta los materiales y la normas de seguridad en
el laboratorio y una tabla periódica de los elementos.

Al comenzar cada bloque, la sección *Enfoques* te permitirá saber qué se creía en otros momentos acerca de los temas tratados en él.

Al finalizar cada capítulo, encontrarás actividades de integración y una autoevaluación, que se presenta como una red conceptual para completar.

Al finalizar cada bloque, en la sección *Enfoques* podrás reflexionar acerca de los temas estudiados, y en *Cerrar sesión*, dar a conocer junto con tus compañeros todo lo que aprendieron.

Los capítulos incluyen recuadros con herramientas de trabajo y otros que plantean temas relacionados con valores para debatir.

AL FINAL DEL LIBRO, SE INCLUYEN TRABAJOS PRÁCTICOS CON LOS QUE PODRÁS APRENDER MUCHO MÁS JUNTO CON TUS COMPAÑEROS.

INTRODUCCIÓN. CONOCIMIENTO Y CIENCIA	8
Teorías racionalistas y empiristas del conocimiento	8
Características del conocimiento científico	9
La objetividad en la ciencia	10
El "caso" Sokal	10
El informe científico	11
La explosión del conocimiento científico y sus riesgos	11
La alfabetización científico-tecnológica	12
La ciencia en la escuela del siglo XXI	12
La comunicación de la ciencia al público	13
Entre la divulgación y la popularización de la ciencia	13
Los comienzos de la física	14
Hacia un nuevo paradigma de la física	15
Los comienzos de la química	16
La alquimia, precursora de la química	16
La química en los siglos XVIII y XIX	17
Desafíos actuales de la ciencia	18
La química verde	18
La física del siglo XXI	19



Enfoques. La búsqueda del orden y la regularidad naturales en la estructura de la materia	22
--	----

1 EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA	24
Estructura atómica y uso de la tabla periódica	24
Historia de los modelos atómicos	25
La estructura del átomo: el modelo mecanocuántico	26
Los números cuánticos	27
La configuración electrónica de los átomos	27
La composición de los átomos	28
Isótopos e isóbaros	29
El origen de la tabla periódica	30
Las predicciones de Mendeléiev	31

Descripción de la tabla periódica actual	32
La clasificación de los elementos	33
Otra clasificación de los elementos	34
Metales	34
No metales	35
Metaloides	35
Gases nobles	35
Las características de los distintos grupos	36
Actividades de integración	40
Autoevaluación	41

2 UNIONES QUÍMICAS **42**

El estudio de los distintos tipos de enlaces químicos	42
Electronegatividad y tipos de uniones químicas	43
Unión metálica	43
Unión iónica	44
Reacciones de óxido-reducción	45
Formación de redes cristalinas o cristales iónicos	45
Estructura de Lewis	46
Representación de Lewis para compuestos iónicos	47
Unión covalente	48
Tipos de uniones covalentes y su representación	49
Unión covalente coordinada o dativa	50
Excepciones a la regla del octeto	50
Enlaces covalentes no polares y polares	51
Enlace covalente no polar	51
Enlace covalente polar	51
Estructura de las sustancias covalentes	52
Sustancias moleculares o no reticulares	52
Sustancias reticulares	52
Geometría molecular: TRePEV	53
Postulados de la TRePEV	54
Primer postulado de la TRePEV	54
Segundo postulado de la TRePEV	55
Tercer postulado de la TRePEV	55
Cuarto postulado de la TRePEV	55
TRePEV y predicción de la geometría molecular	56
Ejemplos aplicados de predicción de la geometría molecular	57
Actividades de integración	58
Autoevaluación	59

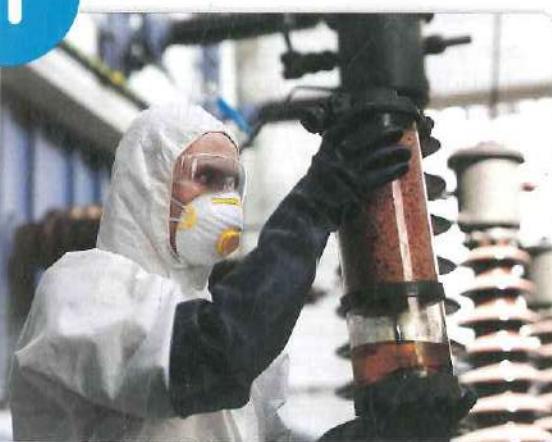
3 NOMENCLATURA Y REPRESENTACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS **60**

Las reglas de nomenclatura química	60
El estado o número de oxidación	61
Número de oxidación de sustancias simples	61
Número de oxidación de los metales	62
Número de oxidación de los no metales	62
Número de oxidación de compuestos neutros	63
Número de oxidación de iones	63

Representación de compuestos: fórmula molecular y fórmula empírica.....	64	La combustión.....	89
Nomenclatura de compuestos binarios con hidrógeno.....	65	Reactivos limitante.....	90
Los hidruros metálicos.....	65	Combustión completa e incompleta.....	90
Los hidrácidos o hidruros no metálicos.....	66	La energía de la combustión.....	91
Otros compuestos binarios con hidrógeno.....	67	Calor de combustión.....	91
Nomenclatura de compuestos binarios con oxígeno.....	68	Las reacciones ácido-base.....	92
Óxidos no metálicos u óxidos ácidos.....	68	Propiedades de los ácidos y de las bases.....	93
Óxidos de cloro.....	69	La neutralización.....	93
Óxidos con impacto ambiental negativo.....	70	La escala de pH.....	94
Óxidos metálicos u óxidos básicos.....	71	La lluvia ácida.....	95
Sales binarias.....	72	Reacciones de óxido-reducción (redox).....	96
Propiedades de las sales binarias.....	73	Agentes oxidantes y reductores.....	97
Compuestos ternarios.....	74	Reacciones endotérmicas y exotérmicas.....	98
Compuestos orgánicos.....	75	Energía de activación.....	98
Actividades de integración	76	Velocidad de las reacciones químicas.....	99
Autoevaluación	77	Catalizadores biológicos: las enzimas.....	99
Enfoques. Los evanescentes límites entre lo natural y lo artificial.....	78	Actividades de integración	100
Cerrar sesión. Favoritos para guardar y compartir.....	79	Autoevaluación	101



LAS TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA



Enfoques. De las transformaciones alquímicas a las reacciones en cadena.....	82
---	----

4 REACCIONES QUÍMICAS	84
El estudio de las reacciones químicas.....	84
Manifestaciones de las reacciones químicas.....	85
Representación de las reacciones químicas.....	86
Reacciones reversibles e irreversibles.....	86
Balanceo de las ecuaciones químicas.....	87
Tipos de reacciones químicas.....	88

La combustión.....	89
Reactivos limitante.....	90
Combustión completa e incompleta.....	90
La energía de la combustión.....	91
Calor de combustión.....	91
Las reacciones ácido-base.....	92
Propiedades de los ácidos y de las bases.....	93
La neutralización.....	93
La escala de pH.....	94
La lluvia ácida.....	95
Reacciones de óxido-reducción (redox).....	96
Agentes oxidantes y reductores.....	97
Reacciones endotérmicas y exotérmicas.....	98
Energía de activación.....	98
Velocidad de las reacciones químicas.....	99
Catalizadores biológicos: las enzimas.....	99
Actividades de integración	100
Autoevaluación	101

5 REACCIONES NUCLEARES	102
Todo comienza en el núcleo.....	102
El átomo.....	103
El núcleo atómico.....	103
La estabilidad nuclear.....	103
Inestabilidad en los núcleos atómicos.....	104
Los isótopos.....	104
El concepto de vida media o semivida.....	105
Tipos de decaimiento radiactivo.....	106
La fisión nuclear.....	108
La fisión nuclear espontánea.....	108
La fisión nuclear inducida.....	109
Las reacciones en cadena.....	109
Masa crítica.....	110
La fisión nuclear controlada.....	110
El primer reactor nuclear.....	110
Factores que influyen en una reacción en cadena controlada.....	111
Enriquecimiento de uranio y producción de agua pesada en la Argentina.....	111
Reactores nucleares.....	112
Centrales nucleares.....	112
El proyecto CAREM.....	113
Ventajas y desventajas de las centrales nucleares.....	113
Fusión nuclear.....	114
Fusión nuclear natural.....	114
Fusión nuclear inducida.....	115
El ITER.....	115
La energía en las reacciones nucleares.....	116
Otras magnitudes que se conservan.....	116
El ser humano y la radiación natural.....	117

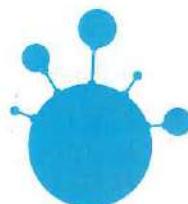
La radiación en distintos ámbitos naturales	117
Actividades de integración	118
Autoevaluación	119

6 ENERGÍA NUCLEAR Y TECNOLOGÍA.....120

Radiaciones para múltiples usos.....	120
Las radiaciones ionizantes.....	121
Radiaciones ionizantes naturales.....	121
Radiaciones ionizantes artificiales.....	121
Uso de las radiaciones ionizantes naturales:	
la datación radiométrica	122
Método del carbono-14.....	122
Otros métodos de datación.....	123
Uso de las radiaciones ionizantes artificiales.....	124
El cobalto-60	124
Los radiofármacos.....	124
Aplicaciones médicas.....	125
Radioterapia.....	125
Radiodiagnóstico.....	126
Medicina nuclear	127
Aplicaciones industriales.....	128
Ensayos no destructivos.....	128
Medidores.....	128
Trazadores.....	128
Esterilización	128
Polimerización.....	129
Hidrología.....	129
Prospección de suelos.....	129
Control de equipaje	129
Aplicaciones agroalimentarias.....	130
Aplicaciones bélicas: la bomba atómica.....	131
Los residuos radiactivos.....	132
Gestión de los residuos radiactivos.....	132
Radioprotección	133
Delimitación de las zonas.....	133
Controles dosimétricos.....	133
Actividades de integración	134
Autoevaluación	135

Enfoques. La industria química: de las anilinas a los nuevos materiales.....	136
---	-----

Cerrar sesión. Publicar en línea	137
---	-----



BLOQUE
III

LOS INTERCAMBIOS DE ENERGÍA



Enfoques. El consumo energético y las fuentes renovables141

7 INTERCAMBIOS DE ENERGÍA TÉRMICA142

El calor: energía en tránsito.....	142
Temperatura y energía interna.....	143
Temperatura.....	143
Energía interna.....	143
Temperatura y calor	144
Equilibrio térmico	144
Un poco de historia del calor	145
Lavoisier y la teoría del calórico.....	145
Rumford y las partículas en movimiento	145
Joule y el equivalente mecánico del calor	146
Los efectos del calor sobre los cuerpos	148
Calor específico y variación de temperatura	148
Capacidad calórica	148
Dilatación térmica de los materiales	149
Dilatación térmica de materiales sólidos	149
La anomalía del agua	149
Cambios de estado de agregación	150
Calor latente	151
La medición de la temperatura	152
El termoscopio	152
El termómetro	152
Los termómetros de líquido	153
Escalas de temperatura	154
Escala Fahrenheit	154
Escala Celsius	154
Escala Kelvin	155
Conversión entre las escalas termométricas	155
Mecanismos de intercambio de calor	156
Intercambio de calor por conducción	156
Intercambio de calor por convección	156

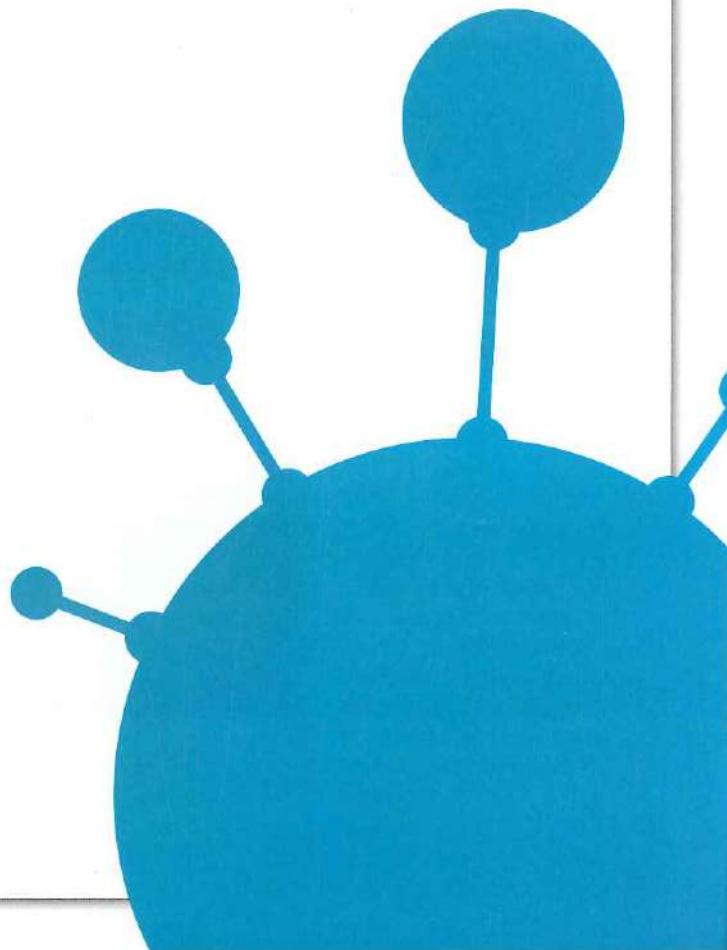
Intercambio de calor por radiación	157
Conservación y degradación de la energía	158
El calor como forma degradada de energía	158
Máquinas térmicas	158
Bombas de calor	159
La heladera y el acondicionador de aire	159
Centrales energéticas	160
Centrales termoeléctricas	160
Centrales termonucleares	161
Centrales termosolares	161
Centrales geotérmicas	161
Actividades de integración	162
Autoevaluación	163

8 INTERCAMBIOS DE ENERGÍA POR RADIACIÓN	164
Ondas que transportan energía	164
El movimiento ondulatorio	165
Propiedades del movimiento ondulatorio	165
Clasificación de las ondas	166
Magnitudes características de las ondas	167
El espectro electromagnético	168
Emisión, absorción y reflexión	170
Emisión y absorción de la radiación	170
Ley de Stefan-Boltzmann	170
El cuerpo negro	171
Los espectros de emisión y absorción	171
Reflexión de la radiación	171
La luz visible	172
Temperatura, radiación emitida y colores	173
Los colores: síntesis aditiva y síntesis sustractiva	174
Filtros de colores	174
La percepción del color	175
Influencia de la energía solar en la Tierra	176
La energía eólica	176
La energía undimotriz	176
Los parques eólicos	177
La luz y el calor del sol	178
Captación activa de energía solar	178
El parque solar más grande de Latinoamérica	179
La radiación solar a escala hogareña	180
Captación pasiva de energía solar	180
La cocina solar	181
El efecto invernadero	182
El calentamiento global	183
Las consecuencias	183
Actividades de integración	184
Autoevaluación	185

Enfoques. Los sistemas de almacenamiento energético	136
Cerrar sesión. Mostrar con imágenes	137

TRABAJOS PRÁCTICOS

Trabajo práctico 1. Ensayo a la llama: cada metal... un color	188
Trabajo práctico 2. Ensayo de conductividad eléctrica: distinguiendo sustancias iónicas y covalentes	190
Trabajo práctico 3. Representación de uniones químicas: explicando a través de modelos	192
Trabajo práctico 4. Regulación del pH: el efecto de los antiácidos	194
Trabajo práctico 5. Tecnología nuclear: la irradiación de los alimentos	196
Trabajo práctico 6. ¿Más frío o menos caliente?	198



INTRODUCCIÓN

CONOCIMIENTO Y CIENCIA

EN LAS ESCUELAS, Y SOBRE TODO EN LAS UNIVERSIDADES, EL CONOCIMIENTO ES EL BIEN MÁS PRECIADO, EL OBJETIVO QUE IMPULSA A INVESTIGAR.

SIN EMBARGO, EL CONOCIMIENTO ES INCIERTO, EN EL SENTIDO DE QUE NO TODO CONOCIMIENTO ES "VERDADERO", NI SIQUIERA PERMANENTE, SINO QUE DEPENDE DE CÓMO FUE CONSTRUIDO Y, ADEMÁS, PUEDE RESULTAR ERRÓNEO.

¿CÓMO SE CONSTRUYE EL CONOCIMIENTO CIENTÍFICO? ¿QUÉ CARACTERÍSTICAS TIENE Y CÓMO FUE EVOLUCIONANDO?

TEORÍAS RACIONALISTAS Y EMPIRISTAS DEL CONOCIMIENTO

Desde hace muchos siglos atrás, los filósofos se plantearon cómo se origina el conocimiento, y para esta pregunta propusieron dos tipos de respuestas:

- **Teoría racionalista.** El conocimiento surge del pensamiento y de la razón. Solo la razón puede juzgar la validez de un concepto o una teoría.
- **Teoría empirista.** El conocimiento surge de los sentidos y de la experiencia. Los sentidos y la experimentación proporcionan información sobre el mundo, y luego el conocimiento es reconstruido por la razón.

En ciencia, el conocimiento se adquiere mediante ambos aspectos: empírico y racional. Lo empírico se expresa en la observación y la experimentación. La observación puede definirse como la percepción, empleando los sentidos, orientada al estudio de los fenómenos tal como se presentan en la realidad. La realización de experimentos permite aislar, reproducir y eventualmente modificar el fenómeno estudiado.

El aspecto racional del conocimiento científico se manifiesta en dos operaciones del razonamiento: la deducción y la inducción. La deducción consiste en partir de lo general para llegar a lo particular, encontrando principios desconocidos a partir de otros conocidos y descubriendo consecuencias desconocidas de principios conocidos. La inducción parte de casos particulares para lograr generalizaciones sobre objetos y fenómenos.



René Descartes (1596-1650), filósofo y físico francés, considerado el padre de la filosofía racionalista.



Francis Bacon (1561-1626), filósofo inglés, uno de los fundadores de la doctrina empirista.

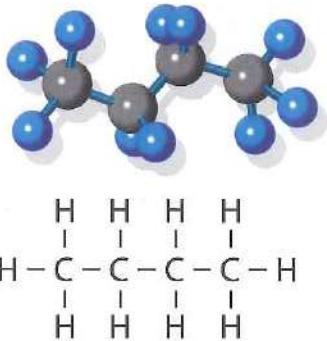
CARACTERÍSTICAS DEL CONOCIMIENTO CIENTÍFICO

La visión del mundo que nos permite el conocimiento se construye a partir de tres herramientas: las **definiciones** que creamos, las **preguntas** que formulamos y las **metáforas** que empleamos. Las definiciones ayudan a pensar y a comprender un concepto; las preguntas, a percibir la realidad, ya que el conocimiento depende de lo que nos preguntemos; y las metáforas ayudan a pensar la realidad, ya que, más allá de su uso poético, son una manera de crear vínculos, puentes, entre la realidad y las representaciones simplificadas que construimos de ella. Son metáforas, por ejemplo, los modelos científicos como los que utilizan bolas y varillas para representar moléculas.

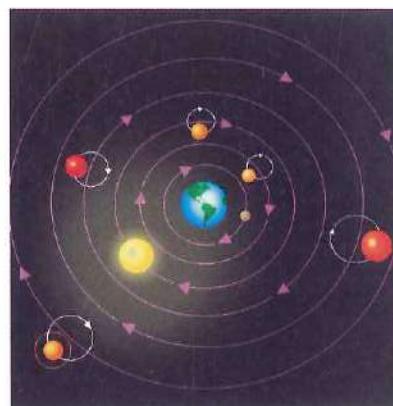
Las preguntas, definiciones y metáforas son herramientas de acceso al conocimiento muy utilizadas en las ciencias. Comenzaremos a aplicarlas con las preguntas referidas al conocimiento científico: ¿cuáles son sus características?, ¿qué lo hace diferente del conocimiento popular? El paso siguiente es construir las definiciones correspondientes.

El **conocimiento científico** es un conjunto de ideas, procesos y teorías que pretenden describir y explicar la realidad mediante ciertos métodos, técnicas, procedimientos e instrumentos. A diferencia del conocimiento popular, recurre a un lenguaje preciso, claro y riguroso. Responde a las preguntas: ¿cómo? y ¿por qué?, ya que busca el origen y las causas de los fenómenos. Algunas de las características del conocimiento científico son:

- **Objetivo.** Aborda los hechos tal como los puede observar, evitando explicaciones emocionales o sentimentales, aspirando a eliminar la subjetividad.
- **Sistemático.** Busca el orden y la coherencia entre los conocimientos obtenidos.
- **Metódico.** Usa razonamientos lógicos y procedimientos técnicos en la investigación, tanto en la observación como en la toma de datos y la interpretación de resultados.
- **Racional y empírico.** Surge de la razón, la reflexión y también de la experimentación.
- **Verificable.** Posibilita que lo compruebe cualquier científico repitiendo las mismas condiciones que llevaron a su construcción.
- **Crítico y transformador.** Favorece la reflexión crítica emitiendo juicios de valor y resulta una herramienta de transformación de la realidad natural y social.
- **Predictivo.** Permite hacer anticipaciones de fenómenos, problemas y teorías.
- **Provisional.** Está vigente y válido mientras no aparezcan evidencias experimentales que lo contradigan.
- **Comunicable.** Se lo comunica al resto de los investigadores de la disciplina en un lenguaje técnico, y a la población, mediante un lenguaje más simple.



El modelo de bolas y varillas es una metáfora para representar las moléculas, los átomos y sus uniones. En este caso, la molécula del n-butano.



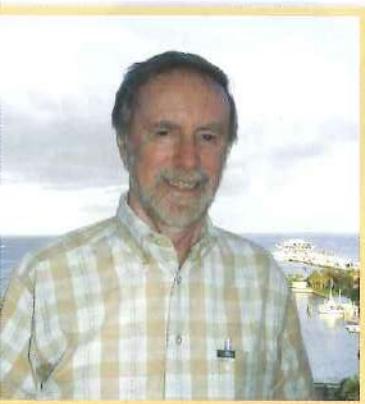
El modelo geocéntrico del universo es un ejemplo de que el conocimiento científico es provisional.



ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ	СОВРЕМЕННОЕ ПОДРОБНОЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЕ							О
	І	ІІ	ІІІ	ІV	ІV	ІІІІ	ІІІІІ	
1	H							He
2	Li	B	C	N				Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Pt
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Ta	Ru	Rh
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	Ta	Os	Ir
7							W	Pt

El químico ruso Dmitri Mendeléev (1834-1907) predijo, en 1891, la existencia y propiedades de elementos químicos que aún no habían sido descubiertos, creando así su tabla periódica de los elementos.

LA OBJETIVIDAD EN LA CIENCIA



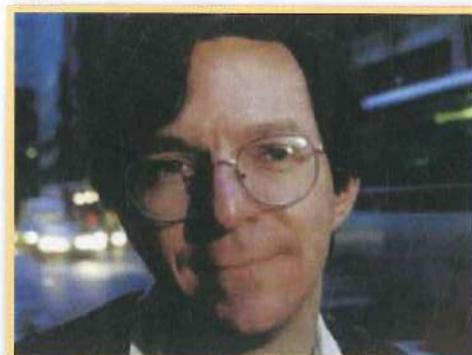
Paul Hewitt es profesor universitario y escritor de textos de física. Afirma que no siempre los científicos ven la realidad, tal como sucede en una ilusión óptica.

Se suele asociar el conocimiento científico con la idea de verdad y concebir la ciencia como la manera correcta de observar e interpretar el mundo. Se asume que el conocimiento científico, demostrado con experimentos y enunciado de manera clara, no tiene influencias políticas, ideológicas o éticas. La ciencia produciría conocimiento verdadero al estar fundada en un método infalible y propuesto por los propios científicos: el **método científico**. Así, el conocimiento científico se considera desinteresado y movilizado solo por el deseo de saber, ajeno a los mecanismos de poder y sin relación con la ética.

Pero muchos intelectuales, como el estadounidense Paul Hewitt (n. 1931) cuestionan la supuesta objetividad de la ciencia afirmando que: *Los científicos deben esforzarse por distinguir entre lo que ven y lo que desean ver, pues, como la mayor parte de las personas, tienen una gran capacidad para engañarse a sí mismos.* Hewitt está en lo cierto y la objetividad absoluta en la ciencia es imposible. Pero desde ciertas Ciencias sociales que estudian a los científicos y sus prácticas (como la sociología de la ciencia) se cae en una postura extrema y se afirma que no hay forma de conocer la realidad ni de determinar si una idea es más correcta que otra, no importan las evidencias, las pruebas, los experimentos, las mediciones, los datos, etcétera: los conceptos científicos se consideran correctos solo porque son invenciones de los científicos y estos están de acuerdo en aceptarlos.

EL “CASO” SOKAL

El físico estadounidense Alan Sokal (n. 1955) hizo un polémico experimento contra la crítica extrema a la objetividad de la ciencia. En 1996, envió a una revista de estudios culturales el artículo “Transgredir las fronteras: hacia una hermenéutica transformativa de la gravedad cuántica”. En realidad, este consistía en una serie de absurdos y errores de todo tipo. Pero fue aprobado, con felicitaciones a su autor. Luego, Sokal informó públicamente que el artículo era un fraude y que su intención fue desenmascarar el uso inadecuado de la terminología científica por parte de algunos representantes de las ciencias humanas. Al año siguiente, Sokal y el físico belga Jean Bricmont (n. 1952) publicaron un libro en el que ampliaron sus ideas, involucrando a los científicos de las Ciencias sociales y de las naturales. Aunque la objetividad absoluta es imposible, no puede afirmarse cualquier idea como correcta, sino que la ciencia posee formas de control, contrastación y corroboración de las ideas que les dan cierto grado de objetividad.



Alan Sokal se dedica a la física y la matemática.



Jean Bricmont estudia la física estadística.

EL INFORME CIENTÍFICO

La comunicación de los trabajos de investigación entre científicos se realiza mediante el informe de investigación que se publica, luego de ser aprobado por un jurado especializado, en revistas científicas de reconocido prestigio o en páginas de Internet de instituciones científicas.

El **informe científico** está redactado en un lenguaje técnico y propio de los especialistas de la disciplina en cuestión, es decir que su lectura y comprensión no suelen estar al alcance del público en general.

El formato del informe de investigación consta de las siguientes secciones:

- **Título.** Es breve, pero anticipatorio del tema abordado en el informe.
- **Resumen (abstract, en inglés).** Consiste en la exposición, en pocas líneas, de los aspectos más importantes del informe.
- **Introducción.** Se detalla la selección del problema, la hipótesis planteada y el marco teórico previo, es decir, el estado actual del conocimiento sobre el tema abordado.
- **Materiales y métodos.** Se enumeran las variables estudiadas, se describen los procedimientos que se llevaron a cabo para obtener los datos y se consignan los instrumentos utilizados.
- **Resultados.** Describe de manera sistemática los datos obtenidos. En disciplinas como la física y la química es habitual la presentación de tablas y gráficos.
- **Discusión.** Se interpretan los resultados, se explica si la hipótesis se corroboró o no y se detallan los aportes más importantes surgidos de esa investigación.

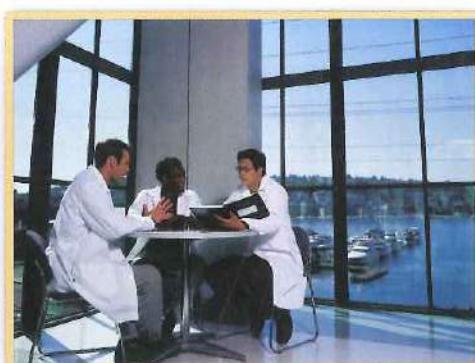
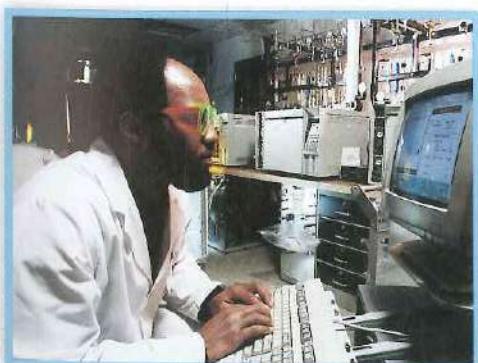


Los trabajos de investigación se divultan en la comunidad científica a través de revistas especializadas.

LA EXPLOSIÓN DEL CONOCIMIENTO CIENTÍFICO Y SUS RIESGOS

El informe científico, tal como una pintura, una escultura, la música o la letra de una canción, es la expresión concreta y pública de la obra del investigador, y es la representación cabal de la producción de conocimiento científico.

Si bien en la actualidad la tecnología permite que científicos de diferentes países estén comunicados entre sí, la inmensa cantidad de información disponible es imposible de procesar en conjunto debido, principalmente, a su volumen. En el mundo existen miles de revistas científicas, que reciben trabajos de investigadores de las más diversas disciplinas, y millones de trabajos de investigación publicados. Esto genera un cierto caos en la producción y circulación del conocimiento, ya que esta "explosión" del conocimiento científico es muy difícil de ordenar y validar.



Los científicos de diferentes países o regiones comparten información y métodos, e intercambian ideas sobre sus investigaciones.



Construir la paz en la mente de los hombres y de las mujeres es el eslogan de la Organización de las Naciones Unidas para la Educación, la Ciencia y la Cultura (Unesco).



Organización de Estados Iberoamericanos
Para la Educación, la Ciencia y la Cultura

La Organización de Estados Iberoamericanos para la Educación, la Ciencia y la Cultura (OEI) organiza periódicamente eventos para reflexionar acerca de la alfabetización científica y tecnológica.

Los nuevos artefactos tecnológicos produjeron importantes cambios en la vida cotidiana y también en las escuelas.

LA ALFABETIZACIÓN CIENTÍFICO-TECNOLÓGICA

Desde la segunda mitad del siglo XX, los seres humanos han experimentado cambios fundamentales en su vida cotidiana. Hoy no podríamos imaginar un mundo sin teléfonos celulares, Internet o computadoras. El planeta se ha globalizado y las personas viven y se vinculan entre sí de modos diferentes a los antiguos. Para afrontar esta nueva realidad, los ciudadanos deben adquirir herramientas que les permitan desenvolverse en un mundo con nuevos artefactos y códigos, como "chips", "ipad" y "wi fi". Por ello, organismos internacionales, como la Unesco y la OEI, y nuestro Ministerio de Educación de la Nación, plantean la necesidad de la **alfabetización científica y tecnológica** como parte esencial de la educación básica de todas las personas.

La alfabetización científica y tecnológica debe comprender dos aspectos centrales:

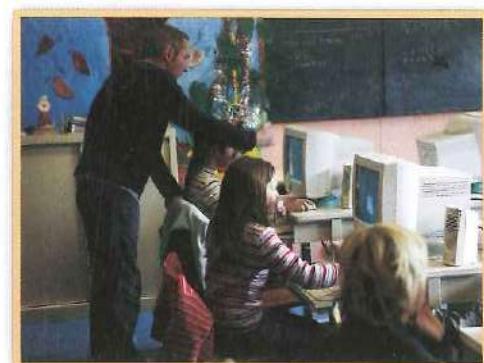
- **Componente práctico.** Debe permitir el uso de los conocimientos de ciencia y tecnología en la vida cotidiana con el fin de mejorar la calidad de vida.
- **Componente cívico-cultural.** Debe generar que los ciudadanos adquieran criterios científicos para intervenir en la resolución de problemáticas sociales y políticas, e interpretar los significados sociales de la ciencia y la tecnología.

LA CIENCIA EN LA ESCUELA DEL SIGLO XXI

La alfabetización científica y tecnológica que se desarrolla en la escuela debe tener en cuenta los grandes cambios sociales y las variaciones en el significado de la ciencia. Algunas ideas, derivadas de la concepción tradicional del conocimiento científico, deben ser replanteadas, como, por ejemplo:

- *La ciencia produce verdades y certezas absolutas y permanentes.*
- *Cada efecto es el resultado de su causa.*
- *Las ideas se diferencian en los opuestos: bueno o malo, verdadero o falso, sí o no.*
- *El conocimiento surge de una autoridad superior, y debe ser aceptado sin cuestionamientos.*
- *La tecnología es necesaria para el progreso y la mejora de la calidad de vida.*

Contrariamente a estas afirmaciones, la escuela debería estimular el aprendizaje de conceptos como los de relatividad, probabilidad, incertidumbre, no causalidad simple y relaciones no simétricas. Esta nueva forma de enseñanza de la ciencia en la escuela pretende formar ciudadanos autónomos de pensamiento, que reflexionen críticamente y sin dogmatismos, que sean innovadores, creativos, tolerantes, responsables y estén preparados para afrontar desafíos como, por ejemplo, aquellos derivados de los cambios ambientales.



LA COMUNICACIÓN DE LA CIENCIA AL PÚBLICO

El lenguaje científico posee códigos específicos de las disciplinas que la población, en general, no comprende. Sin embargo, en las sociedades democráticas, los resultados de las investigaciones también deben ser comunicados al público en general. La comunicación pública se realiza habitualmente mediante especialistas que transmiten una versión simplificada de los conocimientos producidos: los divulgadores y los popularizadores, por medio de programas de TV, libros, videos, obras teatrales, etcétera.



ENTRE LA DIVULGACIÓN Y LA POPULARIZACIÓN DE LA CIENCIA

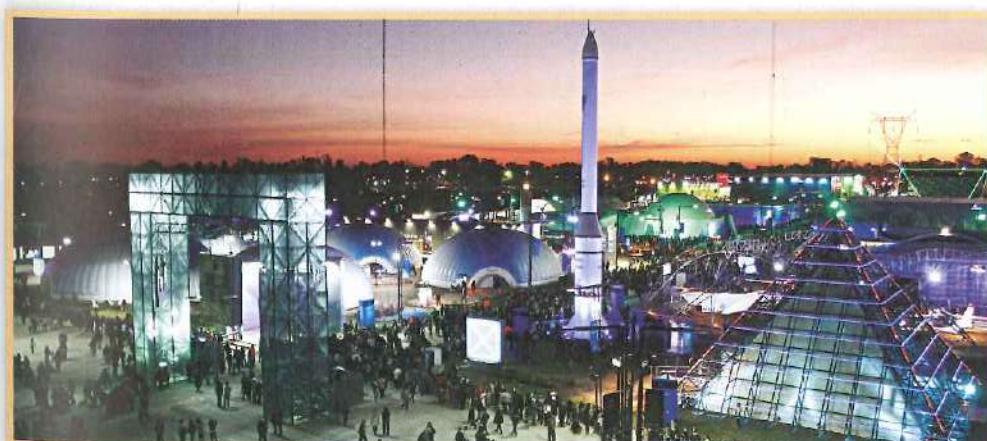
Mucho se discute acerca de cómo comunicar la ciencia al público. Coexisten en la actualidad tres modelos de **divulgación científica**: de déficit, de diálogo y de dar poder.

- **El modelo de déficit del público**, dominante en el mundo, se basa en la concepción tradicional del conocimiento científico como objetivo y desinteresado, que confía en los científicos como "dueños" del saber. Como el público no dispone del conocimiento, los divulgadores deben transmitir una versión sencilla del saber científico, sin posibilidad de que se cuestione o reflexione sobre él.
- **El modelo de diálogo** pretende que los científicos escuchen las preocupaciones del público. Para ello, deben comunicarse con el público en general empleando el lenguaje cotidiano, a fin de dar respuestas a sus inquietudes.
- **El modelo de dar poder** aspira a que los ciudadanos participen de las decisiones públicas sobre la ciencia. Para ello, deben disponer de información acerca de cómo se produce y aplica el conocimiento científico.

Así surge la idea de la **popularización de la ciencia**, que combina el modelo de diálogo y el de dar poder para realizar acciones que promuevan la participación pública en cuestiones relacionadas con la ciencia, la tecnología, la salud y el ambiente.

En 2013, el Ministerio de Ciencia, Tecnología e Innovación Productiva de nuestro país creó el Programa Nacional de Popularización de la Ciencia y la Innovación para contribuir a la apropiación social del conocimiento y a la formación de una ciudadanía responsable. Este programa propone: estimular las vocaciones científicas y tecnológicas de los jóvenes, promover la cultura científica y de innovación, contribuir a la comprensión de la importancia de la investigación para el desarrollo de la sociedad y ayudar a la comunicación de la ciencia.

Programa de TV de divulgación científica *Alterados por Pi*, del canal Encuentro, conducido por Adrián Paenza, doctor en matemática y periodista argentino que, en 2014, recibió el premio Leelavati como reconocimiento a su labor en la divulgación de la matemática.



Tecnópolis es una megamuestra argentina de arte, ciencia y tecnología. Es la más grande de América latina y se encuentra en Villa Martelli, provincia de Buenos Aires.

LOS COMIENZOS DE LA FÍSICA



Detalle del mural "La escuela de Atenas", de Rafael, donde se observa a Arquímedes con un compás explicando sus teorías a Ptolomeo sosteniendo un globo terráqueo.



Grabado que representa a Galileo Galilei mirando por un telescopio.

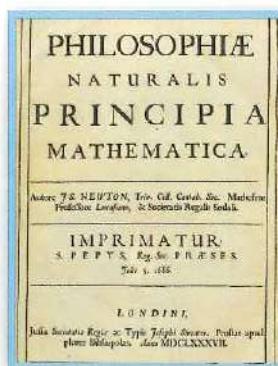
Desde los tiempos más remotos, el hombre se interesó por el estudio de la naturaleza y los fenómenos que ocurren en ella. Así, comenzó observando los astros del cielo diurno y nocturno, los fenómenos atmosféricos, los ciclos del día y la noche, las estaciones y los ciclos de la vida de animales y vegetales.

La palabra "física" proviene del griego *physikos*, que significa "relativo a la naturaleza". Con este término los antiguos griegos aludían a la filosofía de la naturaleza y, por eso, tanto en la antigua Grecia como en Roma, los físicos estudiaron la naturaleza, principalmente lo que hoy llamamos *astronomía* y *medicina*. La medicina recién se estableció como una disciplina separada de la filosofía natural a partir del siglo IV a. C., gracias al naturalista griego Hipócrates de Cos (460 a. C. - 370 a. C.), considerado el padre de la medicina. La astronomía, por su parte, comenzó a estudiarse como disciplina individual, aunque asociada a la matemática, a partir del siglo III a. C., con los trabajos del griego Aristarco de Samos (310 a. C. - 230 a. C.).

Recién en el siglo XVI comenzó el estudio de las propiedades de la materia y la energía teniendo en cuenta las variables de espacio y tiempo, lo cual es el objeto de estudio de la física en la actualidad. El físico italiano Galileo Galilei (1564-1642) realizó experiencias, siguiendo el método científico tradicional, para comprobar el movimiento de los cuerpos terrestres y celestes, y halló relaciones entre la velocidad y la distancia recorrida de los cuerpos que caen.

El físico inglés Isaac Newton (1642-1727) fue uno de los más grandes científicos de la historia de la humanidad y siguió el camino de Galileo, estudiando el movimiento de los cuerpos y publicando, en 1687, *Los principios matemáticos de la filosofía natural*. Este escrito estableció las leyes básicas de la dinámica, que es una parte de la física que estudia la relación entre las fuerzas que actúan sobre un cuerpo y los efectos que producen esas fuerzas sobre su movimiento. Pero, además, en su publicación, Newton dedujo una fórmula matemática que describía los movimientos planetarios. Él consideraba que la caída de una manzana y el movimiento de los planetas respondían a un mismo principio: que todos los cuerpos se atraen entre sí.

Las investigaciones realizadas hasta el siglo XVII en la física y otras ciencias naturales llevaron al filósofo y físico René Descartes a postular que el mundo funciona como una máquina y puede comprenderse por las leyes de la física. Esta visión de la naturaleza se mantuvo vigente por siglos y en parte aún se sostiene: se la llama *mecanicismo*.



PHILOSOPHIAE
NATURALIS
PRINCIPIA
MATHEMATICA

Autore I. NEWTON, Triv. C. G. Cestal. Sc. Medicinae
Professore Londini. &c. Societatis Regalis Sedis.

IMPRIMATUR.
S. PEPYS, R. Soc. PRES.
Sal. 1. 1687

LONDINI.
Juli. Sculpsit R. Sculpsit T. Tomp. Sculpsit. Prodig. apud
plene Bibliop. eius. MDCLXXXVII

Retrato de Isaac Newton y portada de su escrito *Los principios matemáticos de la naturaleza*, donde describió la Ley de gravedad universal y estableció las bases de la mecánica clásica mediante las leyes que llevan su nombre.

HACIA UN NUEVO PARADIGMA DE LA FÍSICA

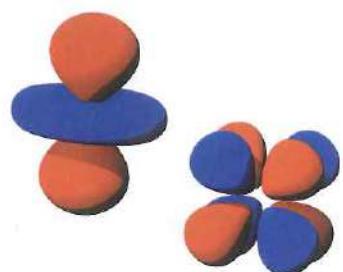
Hasta fines del siglo XIX, el paradigma dominante de la física, también llamado *mecanicista* o de la *física clásica*, presentaba cuatro postulados básicos:

1. El universo se comporta como una gran máquina, con espacio y tiempo absolutos.
2. El universo es determinista, es decir, toda causa tiene su efecto.
3. El comportamiento de las partículas subatómicas se explica mediante dos modelos diferentes: el de partículas o el de ondas.
4. El conocimiento científico es objetivo.

El físico e historiador de la ciencia estadounidense Thomas Kuhn (1922-1996) postuló que el desarrollo de la ciencia no sucede de manera lineal, sino que ocurren "revoluciones científicas" que comienzan cuando se descubren anomalías, hechos que no pueden explicarse con las teorías vigentes, lo que provoca cambios en las teorías y, muchas veces, en los paradigmas. Un **paradigma** es un conjunto de realizaciones científicas universalmente aceptadas que, durante cierto tiempo, proporcionan modelos de problemas y soluciones a una comunidad científica.

En 1911, los más importantes científicos de la época comenzaron a realizar congresos en Bruselas para discutir los avances de sus investigaciones. Se los conoce como *Conferencias Solvay*, en homenaje al químico belga Ernest Solvay (1838-1922), que las apadrinó inicialmente. El quinto congreso, de 1927, es el más recordado, ya que sentó las bases para derribar gran parte de la física clásica y se aceptó la flamante teoría cuántica, de la que participaron los alemanes Max Planck (1858-1947) y Werner Heisenberg (1901-1976), el danés Niels Bohr (1885-1962) y el austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961).

Es famosa la frase del físico alemán Albert Einstein (1879-1955) acerca del Principio de incertidumbre enunciado por Heisenberg, según el cual es imposible determinar simultáneamente la posición y la velocidad de una partícula subatómica, como, por ejemplo, el electrón. Perplejo y negando esa teoría, que plantea de alguna manera la posible "intervención" del azar, Einstein manifestó: *Dios no juega a los dados*.

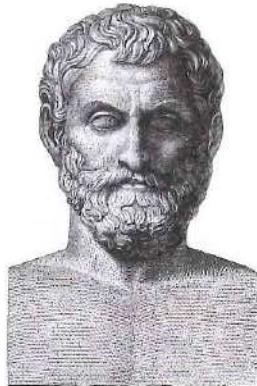


Representación de orbitales atómicos según el modelo atómico moderno, también llamado *probabilístico*, basado en los trabajos de Heisenberg y de Schrödinger.



De los 29 científicos asistentes a la 5.^a Conferencia Solvay, 17 eran o llegaron a ser ganadores de premios Nobel. Muchos de ellos participaron luego del desarrollo de armamento nuclear.

LOS COMIENZOS DE LA QUÍMICA



Grabado de Tales de Mileto incluido en un libro de 1875.

Cuando el ser humano primitivo descubrió el fuego, hace unos 1.600 millones de años, comenzó a producir transformaciones químicas, por ejemplo, la combustión de materiales como la madera para iluminación, calefacción y cocción de los alimentos. Luego, aprendió a trabajar los metales con fuego para producir aleaciones, y a cocinar el barro y la arena para fabricar piezas de cerámica y vidrio.

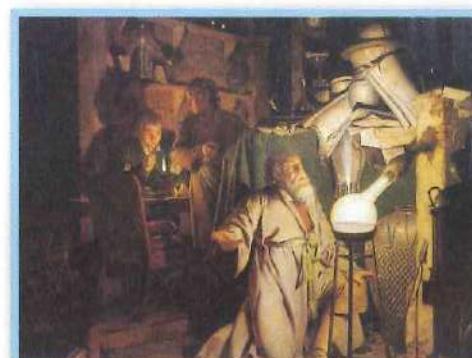
Fueron los antiguos filósofos griegos, en el siglo VI a. C., quienes comenzaron a plantearse teorías acerca del objeto de estudio de la química: la composición de la materia, sus transformaciones y los cambios de energía involucrados en ellas. El comerciante y filósofo Tales de Mileto (625 a. C. - 546 a. C.) introdujo por primera vez en la historia el concepto de **elemento** como materia básica del universo, que él consideraba que era el agua. En cambio, Anaxímenes de Mileto (590 a. C. - 524 a. C.) postuló el aire como elemento básico, mientras que Heráclito de Éfeso (535 a. C. - 484 a. C.) propuso el fuego. Fue Empédocles de Agrigento (495 a. C. - 430 a. C.) quien agregó, como elemento básico, la tierra, formando así la teoría de los cuatro elementos: agua, aire, fuego y tierra, a la cual adhirió el filósofo Aristóteles (384 a. C. - 322 a. C.). Este propuso un quinto elemento, el éter, que formaba los cielos. Fueron los atomistas griegos, como Demócrito de Abdera (460 a. C. - 370 a. C.), los primeros en postular que la materia estaba formada por pequeñas partículas, indivisibles e indestructibles, llamadas **átomos**.

LA ALCUIMIA, PRECURSORA DE LA QUÍMICA

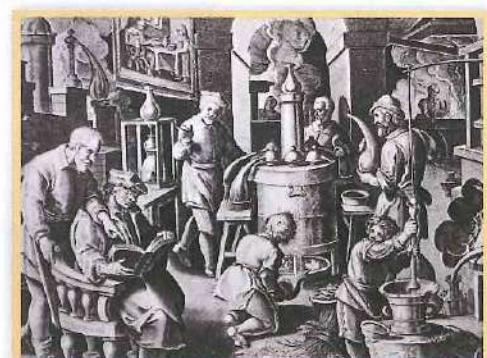
Paralelamente al incipiente crecimiento de la química en la Edad Media en el mundo occidental, se desarrolló en la India, China, Egipto y la propia Grecia otra forma de investigar las transformaciones de la materia basada en creencias filosóficas y en la experimentación. La **alquimia**, del árabe *al-kīmiyā*, fue una práctica que buscó lograr la transmutación de metales, como el plomo y el mercurio, en oro. Los alquimistas creían que, para producir la transformación de los metales en oro, primero debía encontrarse la piedra filosofal, que actuaría como catalizador de esa reacción y que, además, permitiría hallar el elixir de la inmortalidad. Las teorías y prácticas alquimistas se extendieron a lo largo de muchos países de Oriente y Occidente, hasta fines del siglo XVII.



Los catalizadores logran acelerar la velocidad de las reacciones químicas. Se emplean, por ejemplo, en los caños de escape de los automóviles.



Parte de "El alquimista en busca de la piedra filosofal" (1771), de Joseph Wright (1734-1797).



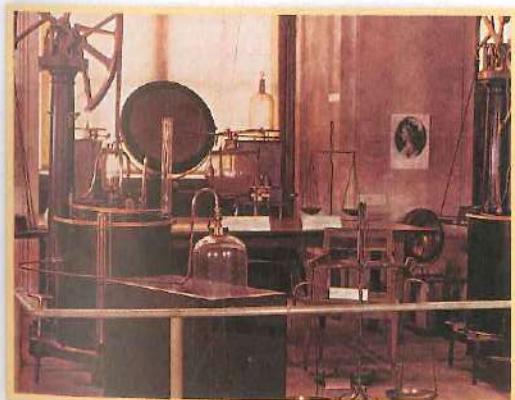
Parte de un grabado de Philipp Galle (1537-1612), de 1590, que representa a un alquimista medieval.

LA QUÍMICA EN LOS SIGLOS XVIII Y XIX

Durante el siglo XVIII se descubrieron muchos elementos y compuestos químicos, se estudiaron gases, metales y diversos tipos de reacciones, se tuvieron en cuenta las cantidades y proporciones para los cálculos químicos y se enunciaron leyes fundamentales de la química.

El químico alemán Johann Becher (1635-1682) había propuesto que cualquier material inflamable, es decir, que podía quemarse, contenía una sustancia que se desprendía durante la combustión, a la que denominaron *flogisto*. Pero algunos metales aumentaban su masa durante la combustión, por lo que los partidarios del *flogisto* plantearon que su masa podía ser negativa. En 1777, el químico francés Antoine Lavoisier (1743-1794) derribó la teoría del *flogisto*, demostrando que la combustión era una reacción en la que participaba el *oxígeno*, gas descubierto en 1772 por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742-1786). A Lavoisier se lo considera el padre de la química moderna debido a que, en 1785, postuló la Ley de Conservación de la Masa. Pero muchos autores la atribuyen al químico ruso Mijaíl Lomonósov (1711-1765), quien la habría obtenido en 1748. En cuanto a los cálculos, entre otros ejemplos, el químico francés Joseph Proust (1754-1826) postuló en 1799 la Ley de las Proporciones Constantes, que establece que cuando se combinan dos o más elementos para dar cierto compuesto, siempre lo hacen en la misma proporción de masas.

Durante el siglo XIX se retomó la idea griega del **átomo**, gracias al químico inglés John Dalton (1766-1844), que presentó su famosa teoría atómica en 1808. Dalton pensaba que los átomos se combinaban entre sí para formar "átomos compuestos". Fue el químico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856), estudiando de las propiedades de los gases, quien aclaró que habitualmente la porción más pequeña de materia es la **molécula**, entendida como un conjunto de átomos. Si bien no se calcularon las masas individuales de átomos y moléculas, pudieron definirse sus masas relativas. En 1828, el químico sueco Jöns Jacob Berzelius (1779-1848) publicó una lista de pesos atómicos relativos, asignando el valor 1 al hidrógeno. En 1869, el químico ruso Dmitri Mendeléiev (1834-1907) publicó su famosa **tabla periódica de los elementos**, que los ordenaba según sus pesos atómicos de forma creciente, dejando espacios vacíos para ser ocupados por elementos que, hasta esa fecha, no se conocían y que más tarde se descubrieron.



La combustión fue una de las reacciones químicas más estudiadas durante el siglo XVIII.

Retrato de Lavoisier y fotografía de su laboratorio. Lavoisier demostró que el oxígeno interviene en las combustiones.

DESAFÍOS ACTUALES DE LA CIENCIA



En 2012, una investigación en química verde de la Universidad Nacional de Rosario fue premiada por obtener un importante compuesto químico a partir de desecho urbano y usando una metodología simple.

Durante toda la historia, los seres humanos hemos padecido guerras, hambre y epidemias. Pero, a partir del siglo pasado, se agregaron problemas ambientales muy graves, la mayoría derivados de la actitud depredadora del ser humano. Algunos son: la superpoblación, el agotamiento de los recursos naturales, el cambio climático desfavorable, la contaminación ambiental y las enfermedades endémicas en poblaciones sin agua potable. Estos graves inconvenientes están vinculados entre sí y su solución depende, en gran medida, de la acción de los gobiernos y de los científicos.

La química es una disciplina que se dice que tiene "mala prensa". Si bien los productos químicos sintéticos están presentes en la vida cotidiana en los alimentos, la vestimenta, los combustibles, los medicamentos y otras aplicaciones, también la contaminación química ha provocado enfermedades como alergias, cáncer, deformaciones congénitas y alteraciones del sistema nervioso. Estas enfermedades han sido producidas por el contacto con sustancias químicas nocivas para la salud, como los plaguicidas, el plomo y ciertos solventes industriales. Además, han ocurrido muchas muertes por accidentes con sustancias químicas industriales.



La nafta sin plomo, obligatoria en nuestro país desde 1998, es producto de la química verde.

LA QUÍMICA VERDE

En 1998, los químicos estadounidenses Paul Anastas y John Warner presentaron el texto *Química Verde: teoría y práctica*, para alertar acerca de la necesidad de emplear tecnologías químicas que, en lo posible, no alteren el ambiente. También conocida como *química sustentable*, se basa en la aplicación de 12 principios:

1. Prevención de la producción de residuos.
2. Utilización de todos los productos obtenidos y con el máximo rendimiento posible.
3. Elaboración de métodos de síntesis que no generen toxicidad.
4. Generación de productos eficaces pero no tóxicos.
5. Reducción del uso de sustancias auxiliares, potencialmente nocivas para el ambiente.
6. Disminución del consumo energético.
7. Utilización de materias primas renovables.
8. Evitar la formación de productos químicos derivados.
9. Empleo de catalizadores que aumenten la velocidad de la reacción.
10. Generación de productos biodegradables.
11. Desarrollo de metodologías de control de los procesos químicos.
12. Diseño de plantas de producción que eviten los accidentes químicos.

Aun cuando el cuidado del ambiente es muy importante, muchas industrias químicas no cumplen estas consignas de gran importancia para la sociedad.



Las chimeneas de las industrias pueden emitir gases nocivos para el medioambiente.

LA FÍSICA DEL SIGLO XXI

A partir de principios del siglo XX, con la teoría cuántica y la teoría de la relatividad, la física moderna ha evolucionado hacia aplicaciones que en el pasado hubieran resultado impensadas. Dos de ellas son la física médica y la física de partículas.

Cuando, en 1895, el físico alemán Wilhelm Röntgen (1845-1923) descubrió los rayos X, que luego se utilizaron para realizar las radiografías, no imaginó que estaba iniciando un nuevo campo de la física, que hoy se encuentra en pleno auge. La **física médica** investiga y desarrolla productos y métodos de prevención, diagnóstico y tratamiento de enfermedades. Presenta especialidades como el diagnóstico por imágenes, la radioterapia, la medicina nuclear y las terapias de radiaciones no ionizantes. El **diagnóstico por imágenes** incluye radiografías, ecografías, resonancias magnéticas y tomografías, y presenta la ventaja de ser un método de diagnóstico no invasivo, ya que no requiere ingresar al cuerpo del paciente. La **radioterapia** es una técnica de tratamiento basada en la aplicación de rayos de alta energía en ciertas zonas del cuerpo a fin de reducir o eliminar tumores. La **medicina nuclear** emplea isótopos radiactivos para el diagnóstico y tratamiento de varias afecciones. Por último, las **terapias de radiaciones no ionizantes** son aquellas que, al aplicarse, no dañan las células. Se emplean en tratamientos kinesiológicos, con equipos electromagnéticos.

La **física de partículas**, por su parte, estudia partículas más pequeñas que el átomo y sus interacciones. Muchas de ellas solo pueden obtenerse, a altas energías, en máquinas construidas por el hombre, y permanecen estables muy poco tiempo. Se clasifican en **bosones**, que pueden ser fotones o gluones, y en **fermiones**, que pueden ser leptones o quarks. Los leptones, por su parte, pueden ser electrones, muones o neutrinos. Muchos investigadores se plantearon si existe la partícula con la que comenzó el universo, conocida popularmente como "la partícula de Dios" y denominada científicamente como **bosón de Higgs**, en honor al físico británico Peter Higgs (n. 1929), que la propuso en 1964. Para responder a esta pregunta se construyó, en la frontera entre Suiza y Francia, un gran equipo que produce choques de partículas. En 2012, los científicos comprobaron su existencia, pero en la actualidad se cree que puede haber más de una clase de bosón de Higgs, y en esa búsqueda continúan.

Las investigaciones en física de partículas favorecieron también el desarrollo de la física médica, ya que han contribuido al diseño de equipos médicos de alta complejidad.



Equipo de resonancia magnética nuclear para el diagnóstico médico.

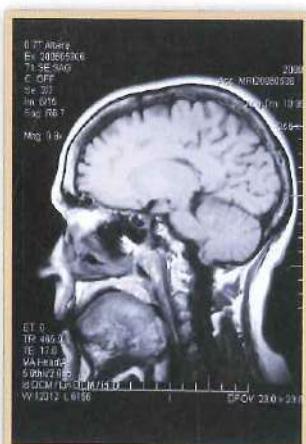
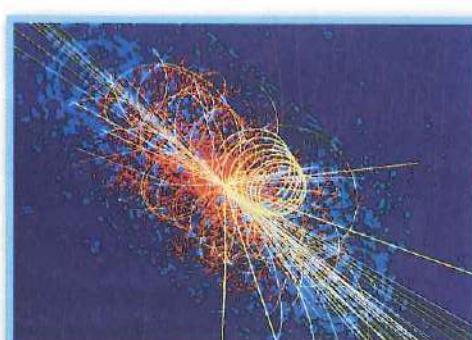


Imagen del cerebro obtenida con resonancia magnética.



La "máquina de Dios" está en la frontera entre Suiza y Francia y su nombre es *Gran Acelerador de Hadrones* o LHC (del inglés *Large Hadron Collider*).



Modelo generado por computadora que representa el choque de partículas subatómicas.

CAPÍTULO 1
Estructura del átomo: modelo mecanocuántico
• Niveles de energía electrónicos • Distribución de electrones por nivel • Partículas subatómicas: electrones, protones y neutrones • Número atómico y número másico • Isótopos e isóbaros • Tabla periódica y clasificación de los elementos.

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA



CAPÍTULO 2

UNIONES QUÍMICAS

Electronegatividad • Unión metálica • Unión iónica • Reacciones de óxido reducción • Cristales iónicos • Estructuras de Lewis • Unión covalente • Regla del octeto • Estructura de las sustancias covalentes • Estructura molecular • Teoría de la repulsión de pares electrónicos de valencia (TRePEV) • Geometría molecular



BLOQUE I

LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

CAPÍTULO 3

REPRESENTACIÓN Y NOMENCLATURA DE COMPUESTOS QUÍMICOS



El número de oxidación • Nomenclatura de compuestos binarios • Hidrácidos y otros compuestos • Óxidos ácidos • Óxidos básicos • Sales binarias y sus propiedades • Compuestos ternarios • Compuestos orgánicos.



INICIAR SESIÓN

BLOQUE

CONOCER LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO PERMITE COMPRENDER EL FUNCIONAMIENTO DEL UNIVERSO Y DE SUS COMPONENTES, YA QUE LA MATERIA, EN TODAS SUS FORMAS, ES EL RESULTADO DE LAS MÚLTIPLES COMBINACIONES ATÓMICAS FACTIBLES. LOS MODELOS DE REPRESENTACIÓN DE LOS ÁTOMOS Y SUS COMBINACIONES PERMITIERON PREDICIR REACCIONES QUÍMICAS Y FAVORECERON EL DESARROLLO Y EL AVANCE DE TODAS LAS RAMAS DE LA CIENCIA.



ACTIVIDADES

1. Observen con sus compañeros los contenidos de los capítulos, confeccionen una tabla con las palabras que desconocen y compartan información que les permita despejar algunas dudas.
2. ¿Para qué creen que puede serles útil el conocimiento que adquirirán en este bloque?
3. ¿Cómo relacionarían el trabajo cotidiano en un laboratorio con los contenidos del bloque?
4. Teniendo en cuenta las respuestas que dieron a las preguntas anteriores, analicen los títulos y los temas de los capítulos 1, 2 y 3, la imagen y el texto de esta página. Luego, escriban un breve texto en el que expresen lo que piensan que estudiarán en este bloque.

LA BÚSQUEDA DEL ORDEN Y LA REGULARIDAD NATURALES EN LA ESTRUCTURA DE LA MATERIA

LOS CIENTÍFICOS PERMANENTEMENTE BUSCAN ENCONTRAR REGULARIDADES Y ORDEN ENTRE LOS FENÓMENOS NATURALES QUE PERMITEN ENUNCIAR LEYES NATURALES, ALGUNAS DE VIGENCIA UNIVERSAL, OTRAS DE DOMINIO MÁS RESTRINGIDO. CON ELLAS LOGRARON PREDICIR ACONTECIMIENTOS QUE ERAN CONSIDERADOS AZAROSOS O IMPREDECIBLES, POR EJEMPLO, ECLIPSES, INUNDACIONES O TORMENTAS. LA HISTORIA DE LA QUÍMICA TAMBIÉN REGISTRA HECHOS SIMILARES EN LA BÚSQUEDA DEL ORDEN ENTRE LA DIVERSIDAD DE ELEMENTOS QUÍMICOS QUE SE FUERON DESCUBRIENDO. LA TABLA PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS SE FUE DESARROLLANDO MEDIANTE UN NÚMERO BIEN DEFINIDO DE ETAPAS QUE REFLEJAN EL ESTADO TEÓRICO DE LA QUÍMICA EN CADA MOMENTO HISTÓRICO.

La química se ha dedicado desde sus inicios al estudio de las propiedades y el comportamiento de las sustancias, fueran estas independientes o asociadas en diferentes combinaciones. La química moderna, heredera de la larga tradición alquímica, puede reconocer sus orígenes en la obra de Robert Boyle (1627-1691) *El químico escéptico*, publicado en 1661. El aporte más significativo de esa obra fue el intento de identificar los elementos primitivos de los que estaban constituidos los cuerpos.

A partir de entonces se elaboraron diversas explicaciones que intentaban dar cuenta de los fenómenos químicos a partir de postular la existencia de partículas microscópicas, los átomos, que formaban esas sustancias; o, por otra parte, a partir de elementos reales o ideales que poseían y manifestaban las propiedades de las sustancias que formaban los cuerpos naturales como, por ejemplo, la acidez, la solidez o combustibilidad. Fue recién en el siglo XIX que ambos enfoques teóricos confluyeron para generar la moderna teoría atómica de la materia.

La clasificación de los elementos fue sin duda otra de las principales preocupaciones de los químicos desde finales del siglo XVIII, desde que Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) definió los elementos como sustancias no susceptibles de ser descompuestas o analizadas. Lavoisier agrupaba las sustancias simples según sus propiedades y las denominó mediante términos nuevos a fin de evitar confusiones y remisiones a antiguas teorías: por ejemplo, acuñó la palabra *oxígeno* en reemplazo de anteriores denominaciones como "aire desflogistizado", "aire empíreal", "aire vital" o "base de aire vital". Pero sus elementos, entre los que figuraba la luz y el calórico, si bien estaban agrupados por sus propiedades, no presentaban algún orden, salvo el alfabético, como en el caso de los metales.

El sistema de clasificación exitosamente implementado por el médico y botánico Carl von Linné (1707-1778) para ordenar las plantas y animales conocidos en el siglo XVIII fue aplicado a otros sistemas naturales como las enfermedades, lo que dio lugar a la nosología (clasificación de las enfermedades), así como también a la clasificación y ordenación de los elementos químicos.

El químico alemán Johann Wolfgang Döbereiner (1780-1849), hacia 1829, descubrió ciertas relaciones entre las propiedades de algunos elementos químicos que lo llevaron a postular la existencia de la *ley de las tríadas*, que decía que se podía agrupar elementos de a tres donde el promedio de suma de los pesos atómicos de dos de ellos se acercaba al del tercer elemento; por ejemplo, la suma del peso atómico del litio más el del potasio dividido por dos daba el peso atómico del sodio. Otros grupos encontrados fueron azufre, selenio y telurio; cloro, bromo y yodo.



Robert Boyle.

Otro aporte a la búsqueda del orden de los elementos fue el sistema propuesto en 1862 por el geólogo francés A. Beguyer de Chancourtois, quien ordenando los elementos conocidos según sus pesos atómicos halló que al disponerlos como una espiral continua en torno a un cilindro pudo elaborar una representación geométrica en la que cada 16 elementos se completaba una vuelta completa, y que el siguiente elemento del nuevo grupo presentaba propiedades químicas similares al primero del anterior grupo. Sin duda, Chancourtois se inspiró en el modelo de filotaxis, es decir, el arreglo o disposición de las hojas alrededor del tallo que siguen un patrón natural ya descrito en el siglo XII por el matemático italiano Leonardo Fibonacci.

Al año siguiente, en 1863, el químico inglés John Newlands (1837-1898), inspirado en su fervor por la música, creyó encontrar una relación entre las escalas musicales y el ordenamiento de los 67 elementos que se conocían en esa época de modo creciente según sus pesos atómicos. Encontró una regularidad en la que se volvían a repetir, cada ocho elementos similares, propiedades químicas. Esto hizo que formulara la *ley de las octavas*.

Finalmente, superando las limitaciones de los anteriores investigadores, en 1869, el químico ruso Dimitri Mendeléiev (1834-1907) publicó una obra titulada *Sobre la relación de las propiedades de los elementos de sus pesos atómicos*; en ella propuso ordenar los elementos según sus pesos atómicos y sus propiedades químicas, organizando así la tabla periódica de los elementos químicos. Un rasgo notable de esta tabla fue su carácter predictivo. Mendeléiev dejó casillas vacías en algunas columnas dado que no se conocía aún el elemento correspondien-

te y predijo su existencia y describió sus propiedades, e incluso los denominó *eka-aluminio* (que luego de su descubrimiento fue nombrado galio), *eka-boro* (luego, escandio) y *eka-silicio* (luego, germanio). Cabe destacar que, trabajando de modo independiente desde 1864, Julius Lothar Meyer (1830-1895) llegó a una propuesta similar a la de Mendeléiev, pero recién fue publicada en 1870.

Una vez descubierto el protón por Rutherford en 1911, el inglés Henry Moseley (1889-1915) pudo determinar los números atómicos (número de protones que contiene el núcleo del átomo de cada elemento químico) de los elementos, y ordenó estos según su número atómico en lugar de su peso atómico, lo que constituyó la base de la moderna tabla periódica de los elementos.



Henry Moseley era un prominente científico, pero murió durante una batalla en la Primera Guerra Mundial. Se cree que esta fue una de las razones por las que Inglaterra prohibió luego el alistamiento de científicos en tiempos de guerra.

PARA CHARLAR Y DEBATIR

La sucinta presentación de hechos históricos vinculados a la investigación de los elementos químicos y sus propiedades pretende ilustrar el carácter social que tiene la construcción del conocimiento científico al que concurren áreas de la cultura pertenecientes a ámbitos alejados (incluso percibidos a veces como antagónicos a la ciencia) tales como el arte, la religión, el misticismo o los saberes tradicionales.

¿Creen ustedes que es necesario establecer límites infranqueables entre el conocimiento científico y otros tipos de saberes? ¿Es posible un diálogo entre las diferentes partes de la cultura de la sociedad? ¿Quiénes serían los beneficiados de establecerse un diálogo fluido entre los diversos sectores culturales?

EL ÁTOMO Y LA TABLA PERIÓDICA

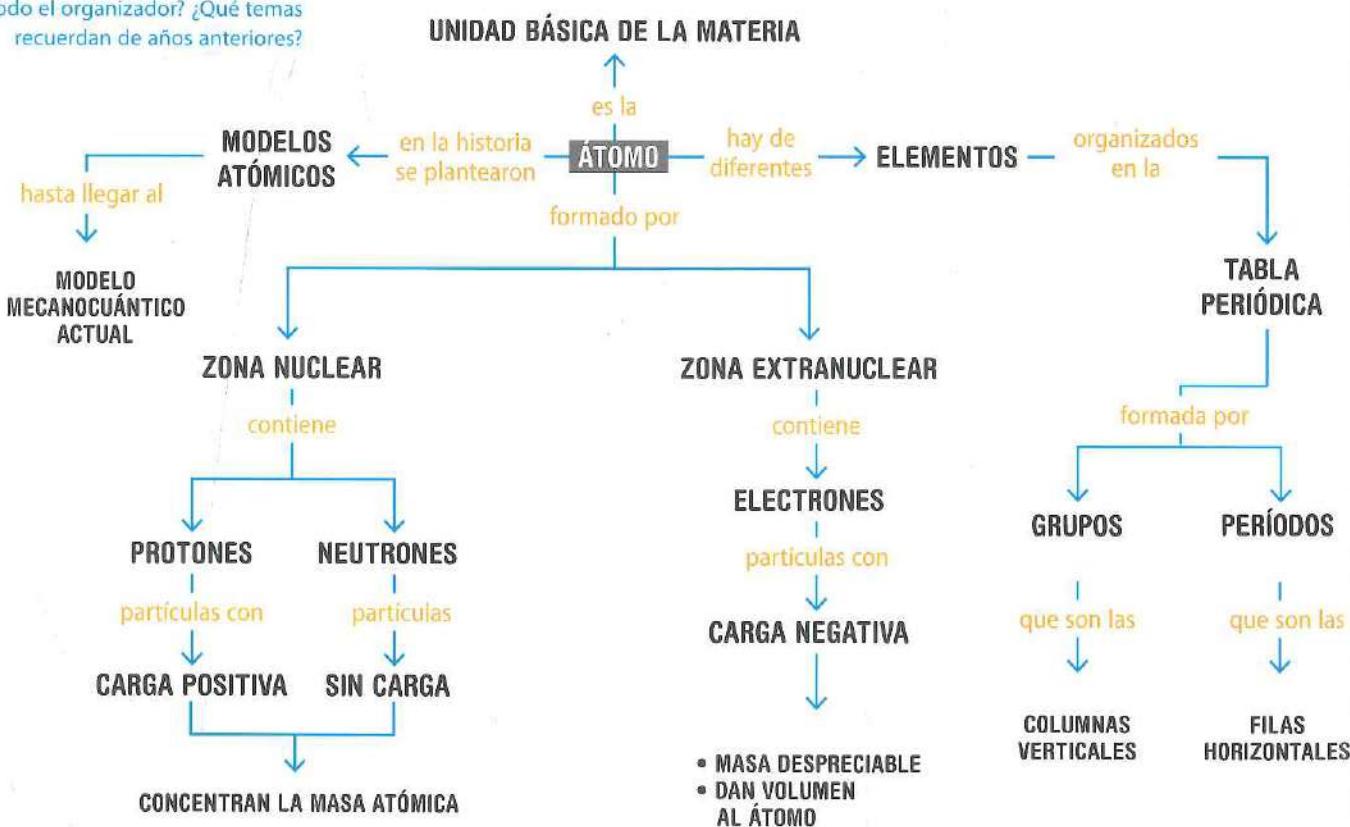
LOS FILÓSOFOS GRIEGOS YA SE PREGUNTARON SI LA MATERIA PODÍA SER DIVIDIDA INFINITAMENTE Y PROpusieron POR PRIMERA VEZ QUE ESTA SE HALLA FORMADA POR PARTÍCULAS INDIVISIBLES, LOS ÁTOMOS. EL TEMA FUE RETOMADO RECIÉN VEINTE SIGLOS MÁS TARDE, Y DESDE ENTONCES SE ESTUDIA LA COMPOSICIÓN, LA ESTRUCTURA Y EL COMPORTAMIENTO DEL ÁTOMO. A SU VEZ, EL DESCUBRIMIENTO DE CADA VEZ MÁS ELEMENTOS QUÍMICOS LLEVÓ A LOS CIENTÍFICOS A PROponERSE ORDENARLOS DE ALGÚN MODO QUE REFLEJARA LAS RELACIONES ENTRE ELLOS.

ESTRUCTURA ATÓMICA Y USO DE LA TABLA PERIÓDICA

En la actualidad se sabe que todas las sustancias están formadas por átomos, que a su vez se componen de tres tipos de partículas: protones, neutrones y electrones. A lo largo del capítulo, estudiaremos la estructura del átomo y su organización, y los modelos históricos que permitieron llegar al modelo atómico vigente en la actualidad.

Por otra parte, introduciremos la **tabla periódica** como herramienta gráfica que permite ordenar los distintos elementos químicos que existen, y aprenderemos a utilizarla para predecir las propiedades de los elementos en función de su ubicación.

Este organizador presenta un panorama general de los temas del capítulo. ¿Pueden comprender todo el organizador? ¿Qué temas recuerdan de años anteriores?



HISTORIA DE LOS MODELOS ATÓMICOS

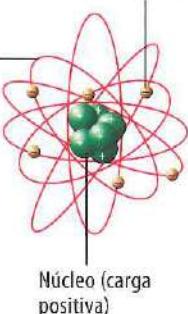
El átomo no se puede ver a simple vista. Por eso, a lo largo de la historia, fueron surgiendo distintos **modelos atómicos** que intentaron explicar los hechos comprobados experimentalmente. Veámos en la siguiente línea de tiempo los distintos modelos que aparecieron hasta llegar al modelo mecanocuántico actual.

En su **teoría atómica**, el naturalista británico John Dalton (1766-1844) retomó la idea de que la materia estaba formada por átomos: minúsculas partículas esféricas, indivisibles e inmutables como bolitas de acero. Dalton planteaba que existen distintas clases de átomos que se distinguen por su masa y sus propiedades. Todos los átomos de un mismo elemento químico tienen las mismas propiedades, mientras que los átomos de elementos distintos tienen propiedades diferentes. Los compuestos se forman cuando los átomos se combinan en proporciones fijas y sencillas.

En 1911, el físico y químico neozelandés Ernest Rutherford (1871-1937), basándose en sus experimentos de bombardeo de láminas delgadas de oro, estableció un nuevo modelo atómico conocido como **modelo planetario** o **modelo atómico nuclear**. Según este modelo, el átomo tiene una zona central de tamaño muy pequeño llamada *núcleo*, donde se encuentra toda la carga positiva (la de los protones) y la mayor parte de la masa del átomo. Además, el átomo presenta una zona externa o corteza, que es un espacio casi vacío e inmenso en relación con el tamaño del núcleo. En la corteza se hallan los electrones, con masa muy pequeña y carga negativa, que giran alrededor del núcleo.

Electrones (carga negativa)

Corteza



400 a. C.



Alrededor de 400 años a. C., Demócrito (460 a. C. - 370 a. C.) propuso que la materia estaba formada por **pequeñísimas partículas** que no podían ser divididas en otras más pequeñas, a las que llamó *átomos*, que en griego significa "indivisible". Demócrito y su maestro Leucipo son considerados los fundadores del **atomismo**, para el cual la realidad está formada tanto por infinitas partículas, indivisibles, de formas variadas y siempre en movimiento, los átomos, como por el vacío.

1808

1904

1911

1913



En 1897, mientras realizaba experiencias en tubos de descarga de gases, el físico británico Joseph J. Thomson (1856-1940) observó que se emitían unos rayos desde el polo negativo hacia el positivo, a los cuales llamó *rayos catódicos*. Al estudiar la composición de estos rayos, descubrió que estaban formados por partículas con carga negativa, a las que llamó *electrones*. Basado en sus experimentos con rayos catódicos, Thomson propuso que el átomo debía ser una esfera de materia cargada positivamente, en cuyo interior estaban incrustados los electrones como pasas en un budín, por lo cual se lo llamó **modelo de "budín de pasas"**.

En 1913, el físico danés Niels Bohr (1885-1962) propuso un nuevo modelo atómico, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo solo en ciertas órbitas de radios determinados, que se corresponden con niveles de energía bien definidos. De esta forma Bohr contradecía las teorías del electromagnetismo clásico, que predecían que los electrones debían perder energía mientras giraban alrededor del núcleo hasta chocarse contra él. Según el **modelo atómico de Bohr**, las órbitas son estacionarias, es decir que en ellas el electrón no absorbe ni emite energía. Así, el electrón solo puede tomar los valores de energía correspondientes a la órbita en la cual gira.

Niveles de energía

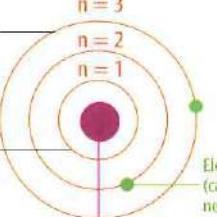
$n = 3$

$n = 2$

$n = 1$

Órbita de mayor energía

Órbita de menor energía



El modelo atómico de Bohr explicaba el átomo de hidrógeno. Sin embargo, pronto fue necesario modificar el modelo para que pudiera explicar los datos experimentales correspondientes a átomos más complejos. El nuevo modelo atómico vino junto con el desarrollo de la **mecánica cuántica**, que el propio Bohr contribuyó a desarrollar.

LA ESTRUCTURA DEL ÁTOMO: EL MODELO MECANOCUÁNTICO

El nuevo modelo atómico, basado en la mecánica cuántica, es el resultado de las contribuciones de varios científicos que con sus aportes permitieron resolver muchos interrogantes que la mecánica clásica no podía. A continuación, veremos algunos de los descubrimientos claves que permitieron llegar al actual modelo atómico.

En 1900, el físico alemán Max Planck (1858-1947) postuló que las sustancias absorben o emiten luz en unidades mínimas o pequeños paquetes, llamados **cuantos**.

Por su parte, en 1905, Albert Einstein (1879-1955) utilizó la teoría de Planck para explicar que la luz no es continua y está compuesta por pequeñas partículas llamadas **fotones**.

Las ideas aportadas por Planck y Einstein permitieron que el físico francés Louis de Broglie (1892-1987) planteara su propia hipótesis, según la cual una partícula con cierta cantidad de movimientos se comporta como una onda. En este sentido, los electrones presentan un **comportamiento dual de onda y partícula**, ya que tienen masa y se mueven a velocidades muy elevadas.

Con estos antecedentes, en 1927, el físico alemán Werner Heisenberg (1901-1976) formuló su famoso principio conocido como **principio de incertidumbre**, en el cual postula que es imposible determinar con precisión en forma simultánea la posición exacta y la velocidad de un electrón. Para entender qué significa esto, observemos las imágenes de dos esquiadores que se ven a continuación



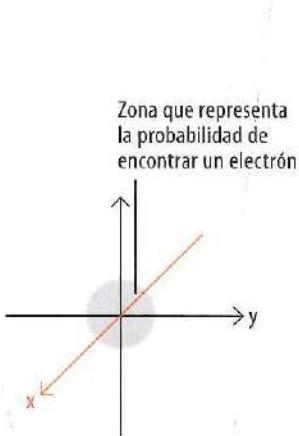
A partir de su planteo de que la luz estaba compuesta por fotones, Einstein explicó un fenómeno conocido como efecto fotoeléctrico.



Al capturar al esquiador en un punto fijo, tenemos precisión en su posición, pero no es posible conocer la velocidad a la que se desplaza.



En esta imagen se puede ver que el esquiador va a gran velocidad, pero en este caso es su posición la que resulta imprecisa.



Representación gráfica de un orbital.

Del principio de Heisenberg surge el concepto de *orbital*, que reemplaza el concepto de órbita planteado por Bohr para definir la trayectoria del electrón. En el modelo de Bohr, era posible conocer la ubicación exacta de un electrón. En cambio, según Heisenberg, un **orbital atómico** es la región del espacio alrededor del núcleo en la que existe una gran probabilidad de encontrar un electrón con una energía determinada.

Finalmente, a partir de la llamada *ecuación de onda* propuesta por el físico austriaco Erwin Schrödinger (1887-1961) en 1926, se logró obtener por una serie de complejos cálculos una función matemática, la **función de onda**, que aporta la información necesaria para conocer el orbital que ocupa un electrón en el átomo.

Si bien la complejidad de las teorías y fórmulas matemáticas exceden los objetivos de aprendizaje de este libro, resulta interesante comprender la construcción histórica y los múltiples aportes que fueron necesarios para llegar al modelo atómico mecanocuántico actual.

LOS NÚMEROS CUÁNTICOS

En el modelo atómico actual, se definen las características de todos los electrones de un átomo utilizando lo que se conoce como **números cuánticos**, que se denominan con las letras **n, m, l y s**. Los números cuánticos indican la energía y describen el movimiento del electrón que caracterizan. En un átomo, no pueden existir dos electrones que tengan los mismos números cuánticos.

- El **número cuántico principal (n)** describe el **nivel de energía principal** ocupado por el electrón, y puede tomar valores enteros positivos que van del 1 en adelante. La energía de los niveles depende de la distancia al núcleo: a mayor distancia, mayor energía, y mayor tamaño del orbital. El número máximo de electrones que es posible encontrar por nivel energético está dado por $2n^2$, donde **n** es el nivel de energía.
- El **número cuántico secundario (l)** representa el subnivel del electrón, y está relacionado con la **forma del orbital**. Cada nivel energético tiene **n** subniveles, que se designan con números que van de 0 a $n-1$. Por ejemplo, si $n = 2$, entonces l puede ser 0 o 1. Cada subnivel se designa con una letra **s, p, d o f**, y acepta un **número máximo de electrones**, como se muestra en la tabla.

Subniveles (l)	0	1	2	3
Designación	s	p	d	f
Nº máximo de electrones	2	6	10	14

El **número cuántico magnético (m)** representa la **orientación espacial** de los orbitales presentes en un subnivel, y puede tomar valores enteros desde $-l$ a $+l$, incluido el cero.

El **número cuántico de spin (s)** se relaciona con el giro del electrón sobre su propio eje. Este número, que puede tomar los valores $+1/2$ o $-1/2$, limita a dos la cantidad de electrones por cada orbital atómico, los que deben tener espines opuestos.

LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

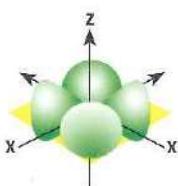
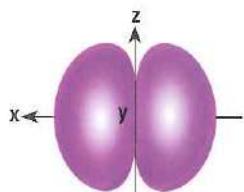
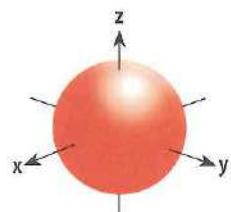
Los electrones de un átomo se distribuyen en orbitales alrededor del núcleo de la manera más estable posible. Esta distribución se conoce como la **configuración electrónica (CE)**. En la CE, los electrones se organizan en orden creciente de energía, es decir que primero ocupan los orbitales de menor energía y luego, cuando se completan, ocupan los de mayor energía.

En la práctica se utiliza frecuentemente un recurso denominado **regla de las diagonales**, que muestra el orden de llenado de los subniveles. Para utilizarla:

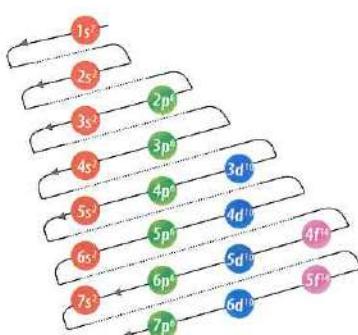
- se escriben columnas para los subniveles: **s** en la primera línea, **p** en la segunda, **d** en la tercera y **f** en la cuarta.
- Se dibujan las líneas diagonales para dar el orden de incorporación. El sentido de las flechas siempre va desde un nivel de energía menor al consecutivo mayor.
- Se anota el orden de los electrones considerando el número máximo para cada subnivel: dos para **s**, seis para **p**, diez para **d** y catorce para **f**.

Para escribir la CE de un elemento, se debe conocer la cantidad de electrones que tiene, e iniciar la secuencia hasta llegar a este número. Por ejemplo, el átomo de neón tiene 10 electrones, entonces completando secuencialmente su **CE_{Ne}**: $1s^2, 2s^2, 2p^6$.

Nivel (n)	Nº de electrones
1	$2(1)^2 = 2$
2	$2(2)^2 = 8$
3	$2(3)^2 = 18$
4	$2(4)^2 = 32$

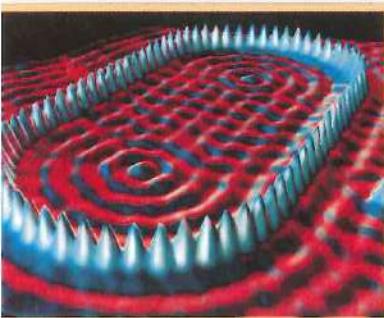


Los orbitales **s, p, d y f** se distinguen por su forma.



Al armar la CE, el último subnivel de energía es el único que puede quedar incompleto.

LA COMPOSICIÓN DE LOS ÁTOMOS



Átomos de hierro sobre una superficie de cobre vistos bajo un microscopio especial, denominado *microscopio de efecto túnel*.

Como vimos, el átomo está formado por dos regiones: un núcleo y una corteza. El **núcleo**, muy pequeño, concentra casi toda la masa del átomo, y está formado por dos partículas subatómicas: los **protones**, con carga positiva, y los **neutrinos**, sin carga. En la **corteza atómica**, que ocupa gran volumen pero tiene una masa muy pequeña, se ubican las partículas subatómicas con carga negativa llamadas **electrones**, que ocupan **orbitales** alrededor del núcleo. Las diferencias en las propiedades físicas de las partículas subatómicas pueden verse en la siguiente tabla.

Partícula subatómica	Símbolo	Carga fundamental (Q)	Carga relativa	Masa (kg)	Ubicación en el átomo
Electrón	e^-	$-1,6 \cdot 10^{-19}$	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$	Corteza
Protón	p^+	$+1,6 \cdot 10^{-19}$	+1	$1,67 \cdot 10^{-27}$	Núcleo
Neutrón	N	0	0	$1,67 \cdot 10^{-27}$	Núcleo

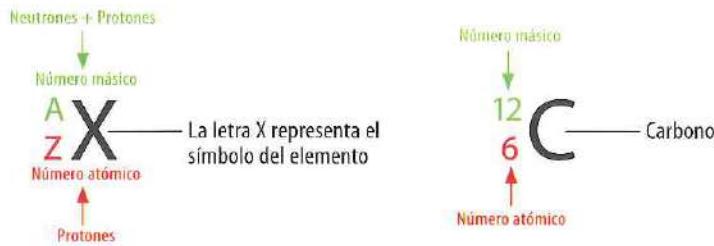
Cada átomo posee características particulares que los distinguen de otros. Entre ellas, están el **número atómico** y el **número mísico**.

El **número atómico** representa la **cantidad de protones** que tiene un átomo en su núcleo, y se lo simboliza con la letra **Z**. Este número determina la identidad del átomo porque es diferente para todos los elementos. No hay dos átomos de un mismo elemento con distinto número de protones. El número atómico debe ser un número entero, ya que indica una cantidad de partículas (protones) que no se pueden dividir (el átomo no puede tener medio protón).

En un **átomo neutro**, existe el mismo número de protones que de electrones. En estos casos, se comprueba $Z = p^+ = e^-$. Sin embargo, es importante aclarar que el Z no siempre representa el número de electrones. Como veremos, en los iones (partículas con carga positiva o negativa), el número de protones no coincide con el de electrones.

El **número mísico** corresponde a la **suma de protones y neutrones**, es decir, todas las partículas que se encuentran en el núcleo atómico. El número mísico, simbolizado con la letra **A**, debe su nombre a que representa a todas las partículas que tienen una masa apreciable en el átomo. Al igual que el Z, el A debe ser un número entero, ya que también representa un número de partículas, en este caso, neutrones. En los átomos se satisface la relación $A = Z + n$ (número de neutrones).

Existe una forma de simbolizar el Z y el A para un átomo determinado:



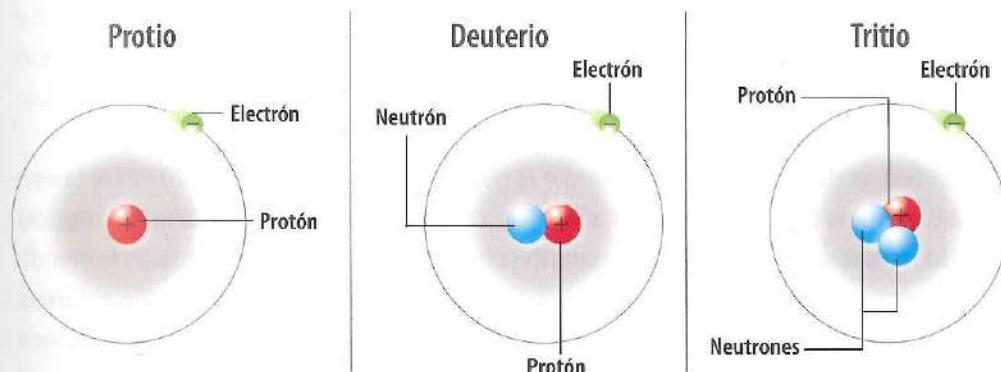
En el carbono, el $Z = 6$ y $A = 12$, y el número de protones se puede calcular como $A - Z = 12 - 6 = 6$. Si además el átomo es neutro, su número de electrones será 6.

ISÓTOPOS E ISÓBAROS

Existen casos en los que los átomos presentan un desbalance en la cantidad de neutrones que se encuentran en sus núcleos. Se denominan **isótopos** a los átomos de un mismo elemento que **presentan el mismo número de protones (Z), pero distinto número másico (A)** debido a diferencias en la cantidad de neutrones que poseen en el núcleo.

Los isótopos del mismo elemento tienen igual comportamiento químico: forman los mismos compuestos y tienen reactividad similar. Esto se debe a que los neutrones no participan de los cambios químicos. Sin embargo, los isótopos difieren en su masa atómica, ya que al igual que los protones, los neutrones aportan masa al núcleo atómico.

Un ejemplo de un elemento que posee átomos de este tipo es el hidrógeno, que presenta tres isótopos: protio, deuterio y tritio. Veamos cómo están constituidos:

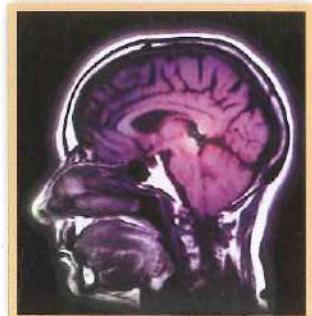
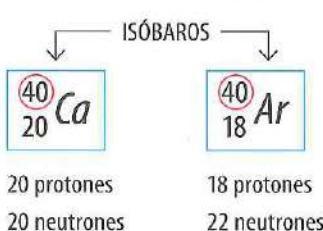


Como se ve en las figuras, los tres isótopos del hidrógeno tienen un protón en el núcleo y un electrón en la corteza, pero se diferencian por el número de neutrones: el protio no posee ninguno, el deuterio tiene uno solo y el tritio tiene dos neutrones.

A medida que aumenta el número de neutrones, los isótopos de un átomo se hacen más inestables. Los átomos "pesados" buscan recuperar su estabilidad emitiendo energía, fenómeno que se denomina **radiactividad**. La radiactividad es una propiedad que poseen solo algunos isótopos, y puede ser aprovechada para la obtención de energía nuclear, y también se utiliza en el campo de la medicina nuclear.

Existe otra situación posible, en la cual los **átomos poseen el mismo número másico (A), pero difieren en su número atómico (Z)**. Es decir, la suma de protones y neutrones es la misma, pero no son átomos del mismo elemento. Los átomos que cumplen con esta condición se denominan **isóbaros**. Ejemplos de ellos son el argón y el calcio, que poseen un A = 40, y un Z = 18 y Z = 20, respectivamente.

Los isóbaros tienen características muy diferentes. El argón, por ejemplo, es un gas que se utiliza en las lámparas fluorescentes, mientras que el calcio es un metal que se encuentra en la naturaleza en estado sólido formando sales de calcio.



La resonancia magnética nuclear es un estudio no invasivo que utiliza ciertos isótopos, y permite a los médicos tomar imágenes para observar el funcionamiento y el estado de ciertos órganos.

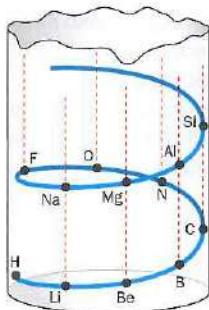
ACTIVIDADES

1. ¿Qué son los isótopos? Investiguen sobre la técnica del carbono 14 y sus aplicaciones.
2. Determinen cuáles de los siguientes pares corresponden a isótopos y cuáles, a isóbaros.
 - a) $^{62}_{29} A$ y $^{65}_{29} B$
 - b) $^{40}_{22} G$ y $^{40}_{19} H$
 - c) $^{235}_{92} C$ y $^{238}_{92} D$
 - d) $^{12}_{10} E$ y $^{12}_{6} F$

EL ORIGEN DE LA TABLA PERIÓDICA

A medida que se fueron descubriendo nuevos elementos químicos, se comenzó a estudiar la posibilidad de clasificarlos de acuerdo con la similitud de sus propiedades. A continuación, veamos algunos de los aportes más destacados que permitieron llegar a formular la actual **tabla periódica de los elementos**, con la que es posible explicar el comportamiento y las propiedades de cada uno de ellos.

El primero en descubrir una cierta regularidad entre los elementos químicos fue Johann. W. Döbereiner (1780-1849), un químico alemán que en 1820 propuso el ordenamiento de los elementos que son semejantes en propiedades de 3 en 3, a lo que denominó **tríadas**. Döbereiner propuso además que la masa del elemento central es aproximadamente el promedio de las masas atómicas de los elementos extremos.



Los elementos Li, Na y K tienen propiedades semejantes, y los elementos Be, Mg y Ca tienen propiedades semejantes.

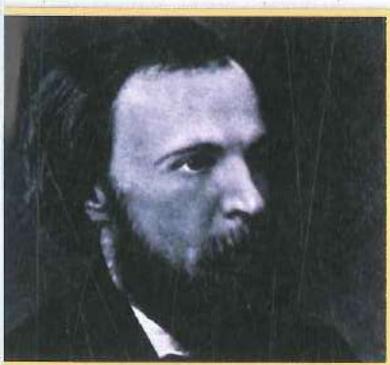
Tríada →

Li	Na	K
7	23	39

 → P. A. (NA) = $\frac{7 + 39}{2} = 23$

En 1863, el químico francés Alexandre E. Béguer de Chancourtois (1820-1886) observó la existencia de cierta regularidad en las propiedades de los elementos a medida que aumentaba su masa. Béguer ordenó sobre un cilindro los elementos en forma de hélice, según sus pesos atómicos crecientes. De esta curva, llamada **tornillo telúrico**, surgió la idea de la periodicidad de dichas propiedades, ya que los elementos análogos caían prácticamente en la misma línea vertical.

En 1868, el químico inglés John Newlands (1837-1898) confirmó las observaciones de Béguer: notó que cada ocho elementos ordenados de acuerdo con su masa creciente, se repetían sus propiedades. Newlands dispuso los elementos en filas horizontales de 7 en 7, lo que resultó en períodos en que el octavo elemento era semejante al primero, el noveno, al segundo, y así sucesivamente, por lo que los elementos con propiedades semejantes quedaban en la misma columna. A esta regularidad se la conoce como *ley de las octavas*, y aparece en la tabla **Ley de las octavas de Newlands**.



Ley de las octavas de Newlands

	1	2	3	4	5	6	7
Elemento	Li	Be	B	C	N	O	F
Peso atómico	6,9	9	10,8	12	14	16	19
Elemento	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Peso atómico	23	24,3	27	28,1	31	32,1	35,5
Elemento	K	Ca					
Peso atómico	39	40					

En 1869, el químico ruso Dmitri Mendeléiev publicó su libro *Principios de la química*, en el que desarrollaba la teoría de la tabla periódica.

Para la misma época, Julius L. Meyer (1830-1895) publicó en 1864 una primera versión de la tabla que representaba los elementos ordenados según sus propiedades físicas, llamada **tabla periódica**, que completó en 1869. Curiosamente, ese mismo año, el químico ruso Dmitri I. Mendeléiev (1834-1907) publicó una tabla periódica de los elementos casi idéntica a la de Meyer, pero basada en las propiedades químicas de los elementos.

LAS PREDICCIONES DE MENDELÉIEV

Basándose principalmente en las propiedades químicas de los elementos, Mendeléiev enunció la **Ley periódica de los elementos**, según la cual las propiedades de los elementos son función periódica de sus masas atómicas. A partir de esto, ordenó los 63 elementos conocidos en su época en la **tabla periódica**, según sus masas atómicas crecientes, organizados en **períodos** (filas horizontales) y en **grupos** (columnas verticales). Los grupos reunían elementos con propiedades químicas similares como el Li, Na, K y Cu.

En su tabla, Mendeléiev dejó espacios vacíos para ubicar nuevos elementos que aún no habían sido descubiertos, e incluso predijo la existencia y las propiedades de algunos de ellos. Tres de estos elementos se descubrieron tres mientras él aún vivía: el galio, el germanio y el escandio, cuyo estudio demostró que sus propiedades coincidían altamente con las predichas por el químico ruso. El descubrimiento de estos elementos y esta extraordinaria coincidencia tuvieron un tremendo impacto en el ámbito científico, por lo que la tabla periódica, recibida en un comienzo con desconfianza, fue considerada desde entonces como la base fundamental para la sistematización de la química.

En 1912, el destacado físico y químico inglés Henry Moseley (1887-1915) descubrió que el número atómico coincide con la carga eléctrica del núcleo. Como resultado de sus experimentos, Moseley concluyó que el ordenamiento de los elementos químicos debía hacerse de acuerdo con el número atómico (Z) en lugar de la masa atómica creciente, y enunció la **Ley periódica actual**, que establece que las propiedades de los elementos son funciones periódicas de los números atómicos. Con el descubrimiento de Moseley desaparecen todas las anomalías que parecían en la tabla periódica de Mendeléiev, y se sentaron las bases para la elaboración de la tabla periódica actual.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ							
1	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1 H	2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O
2 He	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na
5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg
6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al
7 N	8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si
8 O	9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P
9 F	10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S
10 Ne	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K
13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca
14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc
15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Cr
16 S	17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Cr	23 Mn
17 Cl	18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Cr	23 Mn	24 Fe
18 Ar	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Cr	23 Mn	24 Fe	25 Co
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Cr	23 Mn	24 Fe	25 Co	26 Ni
20 Ca	21 Sc	22 Cr	23 Mn	24 Fe	25 Co	26 Ni	27 Cu
21 Sc	22 Cr	23 Mn	24 Fe	25 Co	26 Ni	27 Cu	28 Zn
22 Cr	23 Mn	24 Fe	25 Co	26 Ni	27 Cu	28 Zn	29 Ga
23 Mn	24 Fe	25 Co	26 Ni	27 Cu	28 Zn	29 Ga	30 Ge
24 Fe	25 Co	26 Ni	27 Cu	28 Zn	29 Ga	30 Ge	31 As
25 Co	26 Ni	27 Cu	28 Zn	29 Ga	30 Ge	31 As	32 Se
26 Ni	27 Cu	28 Zn	29 Ga	30 Ge	31 As	32 Se	33 Br
27 Cu	28 Zn	29 Ga	30 Ge	31 As	32 Se	33 Br	34 Kr
28 Zn	29 Ga	30 Ge	31 As	32 Se	33 Br	34 Kr	35 Rb
29 Ga	30 Ge	31 As	32 Se	33 Br	34 Kr	35 Rb	36 Sr
30 Ge	31 As	32 Se	33 Br	34 Kr	35 Rb	36 Sr	37 Y
31 As	32 Se	33 Br	34 Kr	35 Rb	36 Sr	37 Y	38 Zr
32 Se	33 Br	34 Kr	35 Rb	36 Sr	37 Y	38 Zr	39 Nb
33 Br	34 Kr	35 Rb	36 Sr	37 Y	38 Zr	39 Nb	40 Te
34 Kr	35 Rb	36 Sr	37 Y	38 Zr	39 Nb	40 Te	41 Po
35 Rb	36 Sr	37 Y	38 Zr	39 Nb	40 Te	41 Po	42 At
36 Sr	37 Y	38 Zr	39 Nb	40 Te	41 Po	42 At	43 Cs
37 Y	38 Zr	39 Nb	40 Te	41 Po	42 At	43 Cs	44 Ba
38 Zr	39 Nb	40 Te	41 Po	42 At	43 Cs	44 Ba	45 La
39 Nb	40 Te	41 Po	42 At	43 Cs	44 Ba	45 La	46 Ce
40 Te	41 Po	42 At	43 Cs	44 Ba	45 La	46 Ce	47 Pr
41 Po	42 At	43 Cs	44 Ba	45 La	46 Ce	47 Pr	48 Nd
42 At	43 Cs	44 Ba	45 La	46 Ce	47 Pr	48 Nd	49 Pm
43 Cs	44 Ba	45 La	46 Ce	47 Pr	48 Nd	49 Pm	50 Sm
44 Ba	45 La	46 Ce	47 Pr	48 Nd	49 Pm	50 Sm	51 Eu
45 La	46 Ce	47 Pr	48 Nd	49 Pm	50 Sm	51 Eu	52 Gd
46 Ce	47 Pr	48 Nd	49 Pm	50 Sm	51 Eu	52 Gd	53 Tb
47 Pr	48 Nd	49 Pm	50 Sm	51 Eu	52 Gd	53 Tb	54 Dy
48 Nd	49 Pm	50 Sm	51 Eu	52 Gd	53 Tb	54 Dy	55 Ho
49 Pm	50 Sm	51 Eu	52 Gd	53 Tb	54 Dy	55 Ho	56 Er
50 Sm	51 Eu	52 Gd	53 Tb	54 Dy	55 Ho	56 Er	57 Tm
51 Eu	52 Gd	53 Tb	54 Dy	55 Ho	56 Er	57 Tm	58 Yb
52 Gd	53 Tb	54 Dy	55 Ho	56 Er	57 Tm	58 Yb	59 Lu
53 Tb	54 Dy	55 Ho	56 Er	57 Tm	58 Yb	59 Lu	60 Hf
54 Dy	55 Ho	56 Er	57 Tm	58 Yb	59 Lu	60 Hf	61 Ta
55 Ho	56 Er	57 Tm	58 Yb	59 Lu	60 Hf	61 Ta	62 W
56 Er	57 Tm	58 Yb	59 Lu	60 Hf	61 Ta	62 W	63 Os
57 Tm	58 Yb	59 Lu	60 Hf	61 Ta	62 W	63 Os	64 Ir
58 Yb	59 Lu	60 Hf	61 Ta	62 W	63 Os	64 Ir	65 Pt
59 Lu	60 Hf	61 Ta	62 W	63 Os	64 Ir	65 Pt	66 Au
60 Hf	61 Ta	62 W	63 Os	64 Ir	65 Pt	66 Au	67 Ag
61 Ta	62 W	63 Os	64 Ir	65 Pt	66 Au	67 Ag	68 Cd
62 W	63 Os	64 Ir	65 Pt	66 Au	67 Ag	68 Cd	69 In
63 Os	64 Ir	65 Pt	66 Au	67 Ag	68 Cd	69 In	70 Tl
64 Ir	65 Pt	66 Au	67 Ag	68 Cd	69 In	70 Tl	71 Pb
65 Pt	66 Au	67 Ag	68 Cd	69 In	70 Tl	71 Pb	72 Bi
66 Au	67 Ag	68 Cd	69 In	70 Tl	71 Pb	72 Bi	73 Po
67 Ag	68 Cd	69 In	70 Tl	71 Pb	72 Bi	73 Po	74 At
68 Cd	69 In	70 Tl	71 Pb	72 Bi	73 Po	74 At	75 Rn
69 In	70 Tl	71 Pb	72 Bi	73 Po	74 At	75 Rn	76 Fr
70 Tl	71 Pb	72 Bi	73 Po	74 At	75 Rn	76 Fr	77 Ra
71 Pb	72 Bi	73 Po	74 At	75 Rn	76 Fr	77 Ra	78 Ac
72 Bi	73 Po	74 At	75 Rn	76 Fr	77 Ra	78 Ac	79 Th
73 Po	74 At	75 Rn	76 Fr	77 Ra	78 Ac	79 Th	80 Ra
74 At	75 Rn	76 Fr	77 Ra	78 Ac	79 Th	80 Ra	81 Fr
75 Rn	76 Fr	77 Ra	78 Ac	79 Th	80 Ra	81 Fr	82 Ra
76 Fr	77 Ra	78 Ac	79 Th	80 Ra	81 Fr	82 Ra	83 Fr
77 Ra	78 Ac	79 Th	80 Ra	81 Fr	82 Ra	83 Fr	84 Ra
78 Ac	79 Th	80 Ra	81 Fr	82 Ra	83 Fr	84 Ra	85 Fr
79 Th	80 Ra	81 Fr	82 Ra	83 Fr	84 Ra	85 Fr	86 Ra
80 Ra	81 Fr	82 Ra	83 Fr	84 Ra	85 Fr	86 Ra	87 Fr
81 Fr	82 Ra	83 Fr	84 Ra	85 Fr	86 Ra	87 Fr	88 Ra
82 Ra	83 Fr	84 Ra	85 Fr	86 Ra	87 Fr	88 Ra	89 Fr
83 Fr	84 Ra	85 Fr	86 Ra	87 Fr	88 Ra	89 Fr	90 Ra
84 Ra	85 Fr	86 Ra	87 Fr	88 Ra	89 Fr	90 Ra	91 Fr
85 Fr	86 Ra	87 Fr	88 Ra	89 Fr	90 Ra	91 Fr	92 Ra
86 Ra	87 Fr	88 Ra	89 Fr	90 Ra	91 Fr	92 Ra	93 Fr
87 Fr	88 Ra	89 Fr	90 Ra	91 Fr	92 Ra	93 Fr	94 Ra
88 Ra	89 Fr	90 Ra	91 Fr	92 Ra	93 Fr	94 Ra	95 Fr
89 Fr	90 Ra	91 Fr	92 Ra	93 Fr	94 Ra	95 Fr	96 Ra
90 Ra	91 Fr	92 Ra	93 Fr	94 Ra	95 Fr	96 Ra	97 Fr
91 Fr	92 Ra	93 Fr	94 Ra	95 Fr	96 Ra	97 Fr	98 Ra
92 Ra	93 Fr	94 Ra	95 Fr	96 Ra	97 Fr	98 Ra	99 Fr
93 Fr	94 Ra	95 Fr	96 Ra	97 Fr	98 Ra	99 Fr	100 Ra
94 Ra	95 Fr	96 Ra	97 Fr	98 Ra	99 Fr	100 Ra	101 Fr
95 Fr	96 Ra	97 Fr	98 Ra	99 Fr	100 Ra	101 Fr	102 Ra
96 Ra	97 Fr	98 Ra	99 Fr	100 Ra	101 Fr	102 Ra	103 Fr
97 Fr	98 Ra	99 Fr	100 Ra	101 Fr	102 Ra	103 Fr	104 Ra
98 Ra	99 Fr	100 Ra	101 Fr	102 Ra	103 Fr	104 Ra	105 Fr
99 Fr	100 Ra	101 Fr	102 Ra	103 Fr	104 Ra	105 Fr	106 Ra
100 Ra	101 Fr	102 Ra	103 Fr	104 Ra	105 Fr	106 Ra	107 Fr
101 Fr	102 Ra	103 Fr	104 Ra	105 Fr	106 Ra	107 Fr	108 Ra
102 Ra	103 Fr	104 Ra	105 Fr	106 Ra	107 Fr	108 Ra	109 Fr
103 Fr	104 Ra	105 Fr	106 Ra	107 Fr	108 Ra	109 Fr	110 Ra
104 Ra	105 Fr	106 Ra	107 Fr	108 Ra	109 Fr	110 Ra	111 Fr
105 Fr	106 Ra	107 Fr	108 Ra	109 Fr	110 Ra	111 Fr	112 Ra
106 Ra	107 Fr	108 Ra	109 Fr	110 Ra	111 Fr	112 Ra	113 Fr
107 Fr	108 Ra	109 Fr	110 Ra	111 Fr	112 Ra	113 Fr	114 Ra
108 Ra	109 Fr	110 Ra	111 Fr	112 Ra	113 Fr	114 Ra	115 Fr
109 Fr	110 Ra	111 Fr	112 Ra	113 Fr	114 Ra	115 Fr	116 Ra
110 Ra	111 Fr	112 Ra	113 Fr	114 Ra	115 Fr	116 Ra	117 Fr
111 Fr	112 Ra	113 Fr	114 Ra	115 Fr	116 Ra	117 Fr	118 Ra
112 Ra	113 Fr	114 Ra	115 Fr	116 Ra	117 Fr	118 Ra	119 Fr
113 Fr	114 Ra	115 Fr	116 Ra	117 Fr	118 Ra	119 Fr	120 Ra
114 Ra	115 Fr	116 Ra	117 Fr	118 Ra	119 Fr	120 Ra	121 Fr
115 Fr	116 Ra	117 Fr	118 Ra	119 Fr	120 Ra	121 Fr	122 Ra
116 Ra	117 Fr	118 Ra	119 Fr	120 Ra	121 Fr	122 Ra	123 Fr
117 Fr	118 Ra	119 Fr	120 Ra	121 Fr	122 Ra	123 Fr	124 Ra
118 Ra	119 Fr	120 Ra	121 Fr	122 Ra	123 Fr	124 Ra	125 Fr
119 Fr	120 Ra	121 Fr	122 Ra	123 Fr	124 Ra	125 Fr	126 Ra
120 Ra	121 Fr	122 Ra	123 Fr	124 Ra	125 Fr	126 Ra	127 Fr
121 Fr	122 Ra	123 Fr	124 Ra	125 Fr	126 Ra	127 Fr	128 Ra
122 Ra	123 Fr	124 Ra	125 Fr	126 Ra	127 Fr	128 Ra	129 Fr
123 Fr	124 Ra	125 Fr	126 Ra	127 Fr	128 Ra	129 Fr	130 Ra
124 Ra	125 Fr	126 Ra	127 Fr	128 Ra	129 Fr	130 Ra	131 Fr
125 Fr	126 Ra	127 Fr	128 Ra	129 Fr	130 Ra	131 Fr	132 Ra
126 Ra	127 Fr	128 Ra	129 Fr	130 Ra	131 Fr	132 Ra	133 Fr
127 Fr	128 Ra	129 Fr	130 Ra	131 Fr	132 Ra	133 Fr	134 Ra
128 Ra	129 Fr	130 Ra	131 Fr	132 Ra	133 Fr	134 Ra	135 Fr
129 Fr	130 Ra	131 Fr	132 Ra	133 Fr	134 Ra	135 Fr	136 Ra
130 Ra	131 Fr	132 Ra	133 Fr	134 Ra	135 Fr	136 Ra	137 Fr
131 Fr	132 Ra	133 Fr	134 Ra	135 Fr	136 Ra	137 Fr	138 Ra
132 Ra	133 Fr	134 Ra	135 Fr	136 Ra	137 Fr	138 Ra	139 Fr
133 Fr	134 Ra	135 Fr	136 Ra	137 Fr	138 Ra	139 Fr	140 Ra
134 Ra	135 Fr	136 Ra	137 Fr	138 Ra	139 Fr	140 Ra	141 Fr
135 Fr	136 Ra	137 Fr	138 Ra	139 Fr	140 Ra	141 Fr	142 Ra
136 Ra	137 Fr	138 Ra	139 Fr	140 Ra	141 Fr	142 Ra	143 Fr
137 Fr	138 Ra	139 Fr	140 Ra	141 Fr	142 Ra	143 Fr	144 Ra
138 Ra	139 Fr	140 Ra	141 Fr	142 Ra	143 Fr	144 Ra	145 Fr
139 Fr	140 Ra	141 Fr	142 Ra	143 Fr	144 Ra	145 Fr	146 Ra
140 Ra	141 Fr	142 Ra	143 Fr	144 Ra	145 Fr	146 Ra	147 Fr
141 Fr	142 Ra	143 Fr	144 Ra	145 Fr	146 Ra	147 Fr	148 Ra
142 Ra	143 Fr	144 Ra	145 Fr	146 Ra	147 Fr	148 Ra	149 Fr
143 Fr	144 Ra	145 Fr	146 Ra	147 Fr	148 Ra	149 Fr	150 Ra
144 Ra	145 Fr	146 Ra	147 Fr	148 Ra	149 Fr	150 Ra	151 Fr
145 Fr	146 Ra	147 Fr	148 Ra	149 Fr	150 Ra	151 Fr	152 Ra
146 Ra	147 Fr	148 Ra	149 Fr	150 Ra	151 Fr	152 Ra	153 Fr
147 Fr	148 Ra	149 Fr	150 Ra	151 Fr	152 Ra	153 Fr	154 Ra
148 Ra	149 Fr	150 Ra	151 Fr	152 Ra	153 Fr	154 Ra	155 Fr
149 Fr	150 Ra	151 Fr	152 Ra	153 Fr	154 Ra	155 Fr	156 Ra
150 Ra	151 Fr	152 Ra					

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA ACTUAL

Número atómico	28	Níquel	Ni
Masa atómica	58,71	2,3 ⁺	Estados de oxidación
Densidad (g/ml)	8,90	1,8	Electronegatividad (Pauling)
Volumen atómico (M/d)	5,6	1,453	Temperatura de fusión (°C)
	7s ² 3p ⁶ 3d ⁸	2,730	Temperatura de ebullición (°C)
Configuración electrónica			

Ejemplo de la cantidad de información que se puede encontrar en un elemento, tomando como referencia el caso del níquel, Ni.

La tabla periódica actual, también conocida como **tabla de Werner-Paneth** (debido a la contribución de estos científicos en su elaboración) se basa en el ordenamiento de los elementos químicos según el orden creciente de números atómicos (Z), tal como propuso Moseley. Esta tabla está formada por los 112 elementos reconocidos en la actualidad, que se ubican en **siete** filas horizontales, llamadas **períodos**, y **dieciocho** columnas verticales, llamadas **grupos**.

En la tabla periódica, los elementos se presentan en recuadros que contienen información sobre ellos, como el nombre, el símbolo, el número atómico y la configuración electrónica, entre otros. La cantidad de información en cada recuadro y la forma de presentarla puede variar de una tabla a otra.

La posición que ocupa un elemento en la tabla periódica no es aleatoria, sino que depende de su estructura electrónica, la que define las propiedades químicas y físicas de los elementos.

Períodos

Los elementos de un mismo período se caracterizan por tener el **mismo número de niveles energéticos**, es decir, todos los átomos que pertenecen a un mismo período coinciden en el nivel mayor de energía que poseen. El número de electrones que se encuentra en el último nivel energético ocupado aumenta en una unidad consecutivamente, a medida que se avanza dentro de una fila de izquierda a derecha. En la tabla hay siete períodos, y se los indica con números que van del 1 al 7: 1 para el que se encuentra en la parte superior, y 7 para el que está en la base de la tabla.

Capacidad	Configuración electrónica	Grupos																	
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Orbitales	Grupo	I-A	II-A	III-B	IV-B	V-B	VI-B	VII-B	VIII	I-B	II-B	III-A	IV-A	V-A	VI-A	VII-A	VIII-A		
2	1s	1 H (1) Hidrógeno																	2 He (4) Helio
8	2s2p	2 Li (6) Litio	3 Be (8) Bертio																8 Ne (10) Neón
8	3s3p	3 Na (23) Sodio	4 Mg (24) Magnesio																8 Ar (36) Argón
18	4s3d4p	4 K (35) Potasio	5 Ca (40) Calcio	21 Sc (42) Escandio	22 Ti (41) Titanio	23 V (50) Vánadio	24 Cr (52) Cromo	25 Mn (54) Manganoso	26 Fe (56) Hierro	27 Co (58) Cobalto	28 Ni (58,71) Níquel	29 Cu (63,54) Cobre	30 Zn (65,41) Zinc	31 Ga (69,72) Gálio	32 Ge (72,64) Germanio	33 As (74,92) Arsenio	34 Se (78,95) Selenio	35 Br (79,90) Bromo	36 Kr (83,90) Cósmico
18	5s4d5p	5 Rb (85,47) Rrubio	6 Sr (87,62) Serronio	39 Y (88,91) Itrio	40 Zr (91,22) Zirconio	41 Nb (95,91) Níobio	42 Mo (95,94) Molibdeno	43 Tc (96) Tecnecio	44 Ru (101,07) Rutenio	45 Rh (101,91) Ródio	46 Pd (106,4) Pódio	47 Ag (107,87) Argento	48 Cd (112,41) Cadmio	49 In (114,82) Indio	50 Sn (118,71) Antimonio	51 Sb (121,76) Antimonio	52 Te (127,60) Teledio	53 I (128,66) Iodo	54 Xe (131,29) Xenón
32	6s4f5d6p	6 Cs (132,91) Césio	56 Ba (137,34) Bario	57 La (138,91) Lantano	72 Hf (139,9) Hafnio	73 Ta (139,95) Tantalo	74 W (183,85) Volframio	75 Re (185,21) Rhenio	76 Os (190,23) Osmio	77 Ir (191,22) Iridio	78 Pt (195,89) Platino	79 Au (196,97) Auríco	80 Hg (200,59) Mercurio	81 Tl (204,38) Talio	82 Pb (207,19) Plomo	83 Bi (208,98) Bismuto	84 Po (209,93) Polonio	85 At (210,10) Astatio	86 Rn (222) Rodenio
32	7s5f6d7p	7 Fr (222) Francio	88 Ra (226) Rádio	89 Ac (227) Actinio	104 Rf (252) Rutherfordio	105 Db (261) Dubnio	106 Sg (261) Sesquioctento	107 Bh (264) Borhio	108 Hs (277) Hessio	109 Mt (288) Meitnerio	110 Ds (281) Darmstadtio	111 Rg (281) Rutherfordio	112 Cn (285) Cnemisio	113 Uut (284) Ununtritio	114 Fl (289) Ununpentio	115 Uup (299) Ununpentio	116 Lv (391) Ununhexio	117 Uus (394) Ununhexio	118 Uuo (394) Ununhexio

Configuración electrónica	f ¹	f ²	f ³	f ⁴	f ⁵	f ⁶	f ⁷	f ⁸	f ⁹	f ¹⁰	f ¹¹	f ¹²	f ¹³	f ¹⁴
Lantánidos 6	58 Ce (140,12) Cerio	59 Pr (140,91) Praseodimio	60 Nd (143,24) Neodimio	61 Pm (147) Promecio	62 Sm (150,35) Samario	63 Eu (151,98) Europio	64 Gd (157,25) Gadolino	65 Tb (158,93) Tartio	66 Dy (160,59) Dioptasio	67 Ho (164,93) Holmo	68 Er (167,76) Erbio	69 Tm (168,99) Tulio	70 Yb (173,64) Hafnio	71 Lu (174,57) Lutecio
Actinídos 7	90 Th (232,04) Torio	91 Pa (231,64) Protactinio	92 U (238,03) Urano	93 Np (237) Neptunio	94 Pu (241) Plutonio	95 Am (243) Americio	96 Cm (247) Berkelio	97 Bk (247) Berkelio	98 Cf (251) Californio	99 Es (258) Einsteinio	100 Fm (257) Fermio	101 Md (258) Mandelsio	102 No (259) Nobelio	103 Lr (260) Lorenzio

Los elementos de un mismo grupo se caracterizan por tener **propiedades químicas y físicas muy similares**. Esto se debe a que, aunque pertenezcan a distintos períodos, en un mismo grupo se reúnen elementos que tienen el **mismo número de electrones en su último nivel energético, o nivel más externo**.

Por ejemplo, los elementos Be y Ca tienen dos electrones en su último nivel energético, pero el Be pertenece al período 2, mientras que el Ca pertenece al período 4.

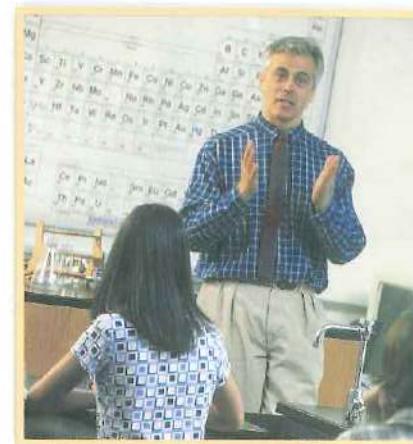
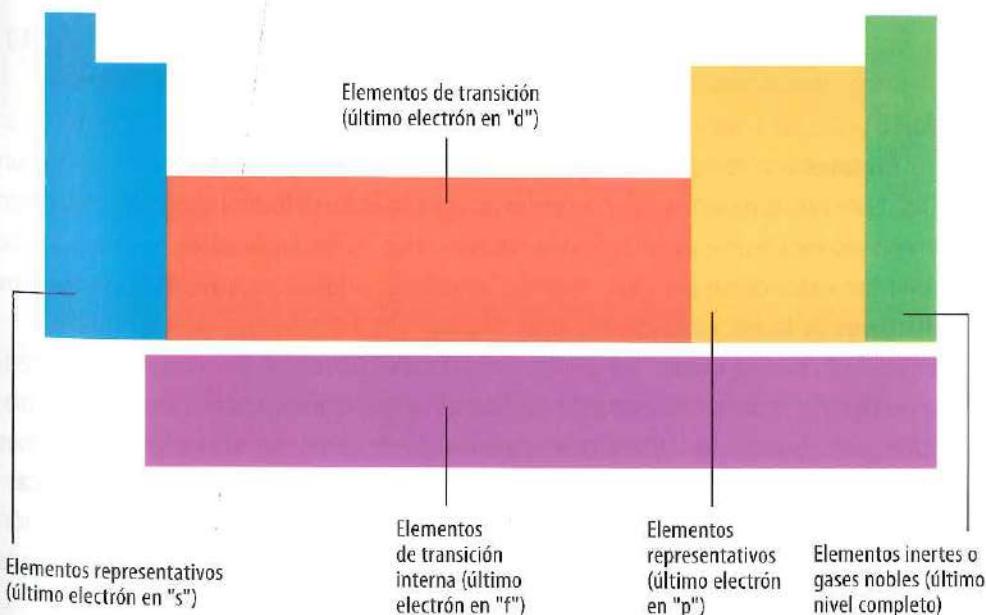
Existen dos formas de presentar los grupos: del 1 al 18, o clasificándolos como A y B, subgrupos que explicaremos más adelante.

LA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS

Como vimos, la tabla periódica está ordenada en función de la estructura electrónica de los elementos. En consecuencia, los elementos pueden clasificarse de acuerdo con la configuración electrónica externa. De esta forma se dividen en cuatro categorías: **elementos representativos**, **elementos de transición**, **elementos de transición interna** y **elementos inertes o gases nobles**. Veamos cómo se caracteriza cada una de ellas:

- **Elementos representativos.** Son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "s" o "p". Pertenecen al grupo "A", y a los grupos 1, 2, 13, 14, 15, 16 y 17 de la tabla periódica. La configuración electrónica de un elemento representativo indica su posición en la tabla periódica: la cantidad de electrones que tiene en su último nivel ocupado corresponde al grupo en el que se lo ubica, mientras que el último nivel energético ocupado se asocia con el período.
- **Elementos de transición.** Son aquellos que poseen su último electrón en un orbital "d". Pertenecen al grupo "B", y a los grupos 3 al 12 de la tabla periódica. Existen cuatro series de elementos de transición.
- **Elementos de transición interna.** Son aquellos que poseen su último electrón ubicado en un orbital "f". Estos elementos no se clasifican en grupos, ya que se encuentran entre los grupos 3 y 4. Se representan mediante dos filas de diez elementos, que se desprenden de los períodos 6 y 7, y se ubican en la parte inferior de la tabla. Estos elementos se denominan *lantánidos* y *actínidos*.
- **Elementos inertes o gases nobles.** Son aquellos que se caracterizan por tener todos sus niveles energéticos completos. Pertenecen al grupo 18. Los gases nobles poseen ocho electrones en su último nivel, y su configuración electrónica externa se representa como $ns^2 np^6$, a excepción del He, que tiene solo dos electrones en su último nivel, y una $CE = 1s^2$.

UBICACIÓN DE LAS CATEGORÍAS DE ELEMENTOS EN LA TABLA PERIÓDICA



La tabla periódica es una herramienta indispensable para el estudio de la química.

ACTIVIDADES

1. ¿Qué tienen en común los elementos de un mismo período? ¿Y los de un mismo grupo?
2. ¿Qué criterio se usa para clasificar los elementos en representativos, de transición, y de transición interna?

OTRA CLASIFICACIÓN DE LOS ELEMENTOS



Antoine de Lavoisier junto a su esposa, Marie-Anne Pierrette Paulze, también investigadora.



Trabajo práctico 1,
páginas 188 y 189.



La torre Eiffel, ícono de París, es una construcción de hierro forjado puelado, que mide más de 300 m y pesa alrededor de 7.300 toneladas.

En la tabla periódica también se puede distinguir una **clasificación más general** de los elementos en **metales, no metales, metaloides** y el grupo de los **gases nobles** (que mencionamos previamente). Esta clasificación no se basa en la estructura electrónica de los elementos, sino que considera otras características que pueden ser observadas a simple vista. Por ejemplo, al mirar un trozo de plata no puede "observarse" que es un elemento de transición, pero en cambio su brillo y dureza son fácilmente distinguibles.

Esta clasificación data del siglo XVIII, cuando el francés Antoine Lavoisier (1743-1794) clasificó los 33 elementos conocidos en su época en metales y no metales de acuerdo con sus propiedades físicas y químicas. Hoy, parte de la propuesta de Lavoisier se sigue utilizando, a la cual se le agregó la categoría de los metaloides y los gases nobles.

A continuación veamos la ubicación de los metales, no metales, metaloides y gases nobles en la tabla periódica, sus principales características y algunos ejemplos de ellos.

Periodic Table showing the classification of elements:

- Metals** (Yellow): B, C, N, O, F, Ne, Al, Si, P, S, Cl, Ar, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Po, At, Rn, Cs, Ba, La, Hf, Ta, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Mt, Ds, Rg, Cn, Ut, Fl, Uup, Lv, Uus, Uuo.
- Metalloids** (Green): Al, Si, P, S, Cl, Ar, Ge, As, Se, Br, Kr, In, Sn, Sb, Te, I, Po, At, Rn, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Mt, Ds, Rg, Cn, Ut, Fl, Uup, Lv, Uus, Uuo.
- Non-metals** (Blue): N, O, F, Ne, Si, P, S, Cl, Ar, S, Se, Br, Kr, As, Se, Br, Kr, Po, At, Rn, F, Ne, O, S, Cl, Ar, Br, Kr, Po, At, Rn, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Mt, Ds, Rg, Cn, Ut, Fl, Uup, Lv, Uus, Uuo.
- Gases nobles** (Purple): He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Uuo.

© ediciones SM S.A. Málaga. 010000001-17-1173

Periodic Table highlighting the **Transition metals** (blue box):

- Groups 3 to 12: Al, Si, P, S, Cl, Ar, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni, Cu, Zn, Ga, Ge, As, Se, Br, Kr, Rb, Sr, Y, Zr, Nb, Mo, Tc, Ru, Rh, Pd, Ag, Cd, In, Sn, Sb, Te, I, Po, At, Rn, Cs, Ba, La, Hf, Ta, Re, Os, Ir, Pt, Au, Hg, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn, Fr, Ra, Ac, Rf, Db, Sg, Bh, Mt, Ds, Rg, Cn, Ut, Fl, Uup, Lv, Uus, Uuo.

METALES

Los **metales** son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio, que es un líquido). Se caracterizan por tener **brillo** propio, ser **dúctiles**, es decir que pueden deformarse o moldearse para formar alambres o hilos, y ser **maleables**, lo que significa que pueden extenderse para formar hilos o láminas. Además, los metales son **buenos conductores** de la electricidad y el calor.

Los metales pueden tener 1, 2 o 3 electrones en su último nivel energético, que tienden a perder con facilidad (se oxidan), para formar iones positivos o cationes. Estos electrones suelen ser atraídos por otros átomos que tienden a atraer electrones formando iones negativos o aniones. La unión entre ambos tipos de iones se denomina **unión iónica**.

Los metales tienen múltiples usos y aplicaciones. Por ejemplo, en la construcción se utilizan estructuras de hierro, en la elaboración de cables se usa el cobre, y en la fabricación de muchos adornos y joyas se utilizan el oro y la plata.

NO METALES

Al contrario de los metales, los no metales **carecen de brillo**, son **frágiles** y **no son dúctiles ni maleables** (no pueden estirarse en hilos o láminas). Además, son **malos conductores** del calor y de la electricidad (excepto el carbono en forma de grafito). Los no metales se hallan en los tres estados de agregación a temperatura ambiente: gaseoso (como el hidrógeno), líquido (como el bromo) y sólido (como el carbono).

Los no metales tienen muchos electrones en su último nivel de energía. Estos elementos tienden a atraer electrones (se reducen), formando iones negativos o aniones. Los no metales forman uniones iónicas al combinarse con los metales, pero también pueden combinarse entre sí compartiendo los electrones del último nivel, formando uniones covalentes.

Muchos no metales se encuentran en abundancia en los seres vivos, como el carbono, el hidrógeno y el nitrógeno. Por otra parte, los no metales tienen diversos usos industriales. Tal es el caso de las diferentes formas del carbono, como el diamante, que se usa en herramientas de corte para la construcción, o el grafito, empleado para hacer las minas de los lápices o como lubricante sólido, por ejemplo, para cerraduras.

METALOIDES

Los **metaloídes** son un conjunto de siete elementos que presentan **propiedades intermedias** entre los metales y los no metales.

Los metaloides se presentan como sólidos a temperatura ambiente, y en general son quebradizos y con un aspecto ligeramente metálico o brillante. Debido a que poseen **propiedades semiconductoras**, los metaloides son muy utilizados en la industria de la electrónica. Por ejemplo, el germanio se utiliza en la elaboración de diodos, y el silicio se usa en la fabricación de chips, semiconductores para pilas y otros materiales electrónicos pequeños y potentes.

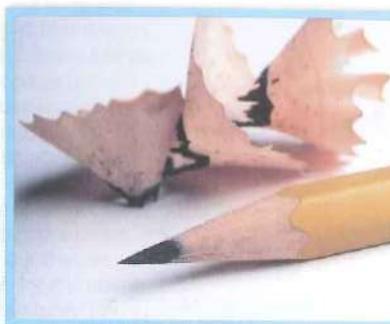
El boro es otro metaloide que se utiliza, entre otras cosas, en la fabricación de vidrios de borosilicato (como el Pyrex®) principalmente de utensilios de cocina.

GASES NOBLES

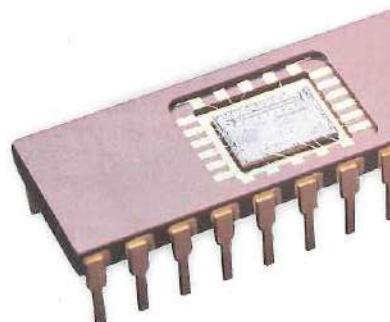
Como ya vimos, los **gases nobles** se encuentran en el grupo 18, que corresponde a la última columna de la tabla periódica. La configuración externa de ocho electrones que tienen estos elementos (a excepción del helio, que tiene solo dos electrones) les confiere una **alta estabilidad química** (como explicaremos en los próximos capítulos), por lo cual no suelen reaccionar con otros elementos. De ahí deriva su denominación de *gases inertes* o *gases raros*.

Todos los gases nobles son incoloros, inodoros, insípidos y solubles en agua.

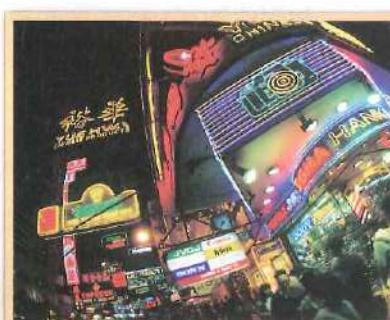
Algunos gases nobles, como el neón, el argón y el criptón, se usan habitualmente para iluminación, debido a su falta de reactividad química y a que crean coloridos carteles. El helio, por su parte, es el segundo elemento más ligero, y sus puntos de ebullición y congelación son más bajos que los de cualquier otra sustancia. Debido a su ligereza y a que no es inflamable como el hidrógeno, el helio se emplea como gas de relleno en globos y zepelines publicitarios, de investigación atmosférica e incluso para realizar reconocimientos militares.



Los lápices están formados por carbono. Este elemento es frágil, y se fragmenta al ser golpeado, dos características típicas de los no metales.



Los chips de silicio son ampliamente utilizados en muchos tipos de equipos electrónicos, como computadoras, teléfonos celulares, televisores, automóviles y calculadoras.



Los carteles de neón pueden identificarse por su brillo de color naranja-rojizo, mientras que los que se ven de violeta a azul lavanda pálido obtienen su color del argón.

LAS CARACTERÍSTICAS DE LOS DISTINTOS GRUPOS

Hasta ahora, hemos visto que los elementos de un mismo grupo comparten propiedades químicas similares debido a que la configuración electrónica del último nivel energético es la misma. A continuación veremos cuáles son las características que tienen los elementos de cada uno de estos grupos.

El litio se usa en la fabricación de pilas y baterías recargables, ampliamente utilizadas en productos como los dispositivos electrónicos portátiles de consumo.



Metales alcalinos

Los elementos que se encuentran en el **grupo 1**, con excepción del hidrógeno, se denominan **metales alcalinos**. Este grupo incluye el litio (Li), el sodio (Na) y el potasio (K), entre otros.

Los metales alcalinos son blandos, de baja densidad, y buenos conductores del calor y la electricidad. Además, se caracterizan por ser **químicamente muy reactivos**, por lo que reaccionan vigorosamente con el agua, y generan gas hidrógeno (H_2), e hidróxidos en solución.

Debido a que se oxidan muy fácilmente, ninguno de ellos está libre en la naturaleza, y solo existen formando compuestos.

El **número de oxidación** indica la cantidad de electrones que participan en una unión química. Este número es positivo en todos los metales, debido a que estos ceden electrones. Todos los elementos de este grupo tienen un único electrón en su último nivel de energía, que tienden a perder con facilidad. Por este motivo, tienen un **número de oxidación de +1**.

3	Li	Litio	1.04
11	Na	Sodio	22.99
19	K	Potasio	39.1
37	Rb	Rubidio	85.47
55	Cs	Cesio	132.9
87	Fr	Francio	(223)

1	H	Hidrógeno	1.01
			±1

Hidrógeno

Si bien el hidrógeno pertenece al **grupo 1**, se diferencia del resto por ser un no metal. Posee un único electrón, que puede compartir con otros no metales para formar uniones covalentes. También puede combinarse con metales, captando un electrón más y formando el anión hidruro (H^-). El hidrógeno puede actuar con dos **números de oxidación**: +1 al combinarse con no metales, y -1 al combinarse con metales.



Muchos monumentos y piezas de arte famosos están construidos en mármol, una roca formada mayoritariamente por carbonato de calcio.

4	Be	Berilio	9.01
12	Mg	Magnesio	24.3
20	Ca	Cálcio	40.08
38	Sr	Estropajo	87.62
56	Ba	Bario	137.3
86	Ra	Radio	(226)

Metales alcalino-térreos

Los elementos que se encuentran en el **grupo 2** se denominan **metales alcalino-térreos**. Este grupo incluye el berilio (Be), el magnesio (Mg) y el calcio (Ca), entre otros.

Estos metales son de dureza variable y también muy reactivos, pero en menor medida que los metales alcalinos. Además, esta **reactividad** presenta una tendencia creciente al descender en el grupo, que se manifiesta en su comportamiento frente al agua. Por ejemplo, el berilio no reacciona con el agua, el magnesio lo hace pero solo a altas temperaturas, y a partir del calcio hacia abajo, los elementos reaccionan fácilmente con el agua a temperatura ambiente (aunque no de forma violenta).

Al igual que los metales alcalinos, no se encuentran libres en la naturaleza, y se oxidan perdiendo los dos electrones que poseen en su último nivel energético, por lo cual presentan un **número de oxidación de +2**.

21	12	22	13	23	14	24	15	25	16	26	17	27	18	28	19	29	20	30	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31			
Sc Escandio		Ti Titanio		V Vanadio		Cr Cromo		Mn Manganoso		Fe Hierro		Co Cobalto		Ni Niquel		Cu Cobre		Zn Cinc														
44,96		47,87	244	50,94	2445	52	54,94	2443	55,85	23	58,93	23	58,69	23	63,55	19	65,4															
39	12	40	14	41	16	42	18	43	19	44	22	45	20	46	22	47	19	48	17	49	17	50	19	51	17	52	19	53	17			
Y Ytrio	3	Zr Circonio		Nb Níobio		Mo Molibdeno		Tc Tecnecio	598	Ru Rutenio	24462	101,1	102,9	105,4	107,9	Cd Cadmio	112,4															
57	11	72	12	73	13	74	17	75	18	76	22	77	22	78	22	79	24	80	19	81	19	82	19	83	19	84	19	85	19			
La Lantano	138,9	Hf Hafnio	180,9	Ta Tantalo	183,8	W Tungsteno	186,2	Re Rhenio	190,2	Os Osmio	24428	192,2	195,1	Pt Platino	197	Au Oro	200,6	Hg Mercurio														
99	11	104	105	106	107	108	109	108	110	110	110	110	110	111	111	Rg Rosenbenio	112	Cn Copernicolo	1285													
AC Acadio	227	Rf Rutherfordio	261	Db Dubnio	262	Sg Seaborgio	266	Bh Bohrio	264	Hs Hassio	277	Mt Mehmerio	268	Ds Darmstadtio	281																	

Metales de transición

Los elementos pertenecientes a los **grupos comprendidos entre el 3 y el 12** se denominan **metales de transición**. Como su nombre lo indica, estos compuestos presentan propiedades intermedias entre los metales que se encuentran en los grupos 1 y 2, y los elementos ubicados en los grupos 13 en adelante de la tabla periódica.

Los elementos de transición presentan sus electrones más externos, que son aquellos utilizados para combinarse con otros elementos, en más de un nivel. Por este motivo, tienen más de un número de oxidación, y estos son variables.



El mercurio, metal líquido a temperatura ambiente, se utiliza en la fabricación de termómetros.

Grupo del aluminio

Los elementos pertenecientes al **grupo 13** también son conocidos como el **grupo del aluminio**. Entre ellos se incluyen el boro (B), el aluminio (Al) y el galio (Ga). A excepción del boro, los elementos de este grupo son **bastante reactivos**, y poseen propiedades similares a las de los metales alcalino-térreos. El boro es un metaloide. La química de este elemento es bastante diferente a la de los otros miembros del grupo debido a su tamaño y a la distancia que separa los electrones de la última capa del núcleo.

El aluminio es el tercer elemento más abundante en la tierra, después del oxígeno y el silicio. Las propiedades de este metal lo hacen un metal muy provechoso: es muy dúctil, ligero (debido a su baja densidad), resistente a la corrosión, impermeable e inodoro. Además, se puede reciclar muchas veces sin que pierda sus características.

Todos los elementos de este grupo tienen tres electrones en su último nivel energético, que tienden a perder (ya que son buenos reductores). Por lo tanto, tienen un **número de oxidación de +3**.

5	B Boro	10,8	13	Al Aluminio	26,98	31	Ga Galio	69,72	49	In Indio	114,8	81	Tl Talio	204,3	113	Uut Ununtrio	(284)
---	-----------	------	----	----------------	-------	----	-------------	-------	----	-------------	-------	----	-------------	-------	-----	-----------------	-------



El incremento del uso de aluminio en electrónica y bienes de consumo resulta en productos más finos, ligeros, resistentes y durables, que además permiten ser reciclados.

58	17	59	18	60	19	61	20	62	12	63	16	64	13	65	12	66	12	67	12	68	13	69	12	70	13	71	12
Ce Cerio	140,1	Pr Praseodimio	141,9	Nd Neodimio	144,2	147	150,4	152	157,3	168,9	172,5	164,9	167,3	168,9	173,1												
60	12	91	19	92	17	93	12	94	12	95	12	96	12	97	12	98	12	99	12	100	12	101	12	102	12	103	12
Th Torio	232	Pa Protactinio	231	U Urano	238	145	237	145	244	244	244	244	244	244	244	Bk Berkelio	244	Cf Californio	244	Es Einsteinio	244	Fm Fermio	244	Md Mendelevio	244	No Nobelio	244

Lantánidos y actínidos

El conjunto de elementos que se desprenden del **grupo 3** y de los **períodos 6 y 7** de la tabla periódica se denominan **lantánidos** y **actínidos**, respectivamente. También se los conoce como **tierras raras** debido a su presencia en mezclas de óxidos, aunque no son raros y su abundancia absoluta en la litosfera es relativamente alta. Estos elementos tienen radios iónicos muy parecidos y muestran comportamientos químicos igualmente parecidos que hacen difícil su separación.

Los lantánidos puros son metales plateados con altos puntos de ebullición. Debido a sus propiedades, se usan en la industria metalúrgica, en la fabricación de imanes permanentes fuertes, como los de samario (Sm) y neodimio (Nd). Los actínidos, por su parte, son significativamente importantes debido a la radiactividad. Por ejemplo, el uranio (U) y el plutonio (Pu), que han sido utilizados en la bomba atómica y actualmente se usan para obtener energía eléctrica. La mayoría de los elementos de este grupo han sido obtenidos artificialmente por el hombre.

Todos los lantánidos y actínidos son metales, y tienen tres electrones en su último nivel de energía, por lo que el principal estado de oxidación suele ser +3.



En la actualidad, los imanes de neodimio son ampliamente utilizados en la industria de la tecnología, por ejemplo, en la fabricación de discos duros.

Grupo del carbono

Los elementos pertenecientes al grupo 14 también son conocidos como el **grupo del carbono**, e incluyen al carbono (C), el silicio (Si), el estaño (Sn) y el plomo (Pb), entre otros.

Todos los elementos de este grupo tienen cuatro electrones en su último nivel de energía, que comparten para formar **uniones químicas covalentes**. Tienen una gran tendencia a unirse con ellos mismos, pero también pueden hacerlo con otros elementos. Los integrantes de este grupo tienen **dos números de oxidación**, +2 y +4, excepto el silicio, que solo presenta el +4.

Sus propiedades físicas y químicas varían mucho desde el primer integrante del grupo hasta el último. Por ejemplo, el carbono es un no metal muy duro que se presenta en la naturaleza en distintas formas cristalinas allotrópicas, como diamante y grafito, y en múltiples estados amorfos, como el hollín. El **carbono** es responsable de la vida orgánica en la superficie terrestre, y debido a la importancia de este elemento, su estudio se desarrolla en un área especial de la química denominada **química del carbono o química orgánica**.

Otro elemento muy importante de este grupo es el silicio, que al igual que el germanio es un metaloide. Ambos son ampliamente utilizados en la industria electrónica debido a sus propiedades semiconductor. Además, el silicio también está presente en rocas, arenas y diversas piedras preciosas, como la esmeralda o el topacio.

C	Carbono	12,01	+2, +4
Si	Silicio	28,09	+2, +4
Ge	Germanio	72,64	+2, +4
Sn	Estateño	118,7	+2, +4
Pb	Plomo	207,2	+2, +4
Fl	Flerovio	(269)	+2, +4



El diamante es una de las formas allotrópicas del carbono, que constituye el material conocido más duro que existe en la naturaleza.

Grupo del nitrógeno

Los elementos del grupo 15, también llamado **grupo del nitrógeno**, incluyen entre otros el nitrógeno (N), el fósforo (P), el arsénico (As) y el bismuto (Bi). Todos los elementos de este grupo tienen cinco electrones en su último nivel de energía, que pueden compartir con otros elementos para formar uniones covalentes. Tienen varios **números de oxidación**: cuando forman compuestos binarios (formados por átomos de dos elementos diferentes) actúan con **número de oxidación negativo (-3)**, mientras que si forman compuestos binarios con el oxígeno o compuestos terciarios (formados por tres elementos distintos) actúan con **número de oxidación positivo (+3 o +5)**.

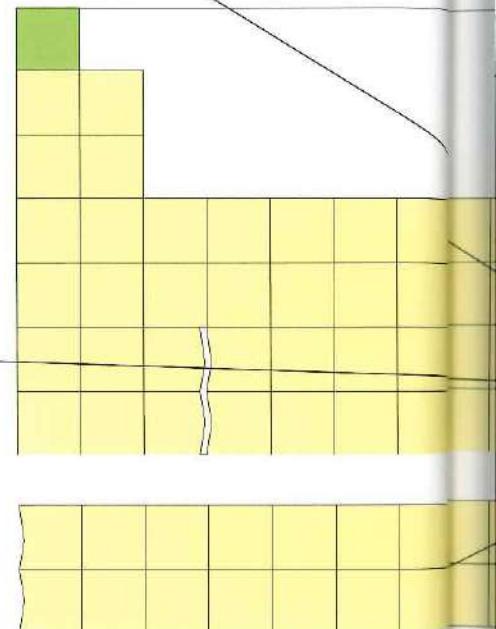
El nitrógeno como molécula diatómica (N_2) constituye el 78%, en volumen, de la atmósfera terrestre. El nitrógeno se emplea como gas en soldadura, pero también se utiliza en estado líquido como refrigerante, y en el transporte y criopreservación de muestras biológicas, entre otros usos.

El fósforo existe en formas allotrópicas en la naturaleza, como el fósforo blanco y el rojo, que es amorfo. El fósforo y el nitrógeno son ampliamente utilizados en la elaboración de fertilizantes.



Muchos fertilizantes contienen fósforo en forma de fosfatos. Los fertilizantes le ofrecen al suelo los nutrientes necesarios para ayudar a que las plantas crezcan.

N	Nitrógeno	14,01	+3, +5
P	Fósforo	30,97	+3, +5
As	Arsénico	74,92	+3, +5
Sb	Antimonio	121,8	+3, +5
Bi	Bismuto	209	+3, +5
Uup	Uunupentio	(289)	+3, +5



0	18
O ²⁻ Oxígeno	35,99
S ²⁻ Azufre	32,07
Se ²⁻ Selenio	78,96
Te ²⁻ Telurio	127,6
Po ²⁻ Polonio	(209)
Lv ²⁻ Livermorio	(292)

Grupo de los calcógenos

Los elementos pertenecientes al grupo 16 se denominan calcógenos. Este grupo está formado por el oxígeno (O), el azufre (S) y el selenio (Se), entre otros. Todos los elementos de este grupo tienen seis electrones en su último nivel de energía. Esta configuración hace que estos elementos acepten fácilmente electrones para completar la configuración estable del gas noble más próximo. Para combinarse, estos elementos pueden actuar con números de oxidación negativos (-2) o positivos (+4 y +6), excepto por el oxígeno, que tiene un único número de oxidación, -2.

Las propiedades de estos elementos varían a lo largo del grupo. Por ejemplo, el oxígeno y el azufre son no metales, mientras que el carácter metálico aumenta del selenio al polonio. El oxígeno es el elemento más abundante de la Tierra, y tiene una fuerte tendencia a atraer electrones de otros elementos. El oxígeno diatómico (O₂) es un gas fundamental, que participa de muchas reacciones del metabolismo de los seres vivos, como la respiración celular. El azufre se encuentra en la naturaleza como elemento puro en forma de polvo amarillo y como cristal. El azufre ha cobrado gran relevancia por la extensión del uso de las sulfamidas y su utilización en numerosas pomadas tópicas. En forma de polvo finamente dividido y frecuentemente mezclado con cal, el azufre se usa como fungicida para las plantas.



En la naturaleza, el azufre se halla como elemento puro en forma de polvo amarillo y como cristal. También combinado con otros elementos en forma de sulfuros, sulfosales y sulfatos.

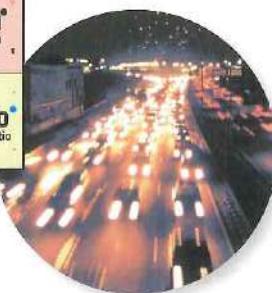
10	Ne ²⁻ Neón	20,18
18	Ar ²⁻ Argón	39,95
36	Kr ²⁻ Criptón	83,8
54	Xe ²⁻ Xenón	131,3
86	Rn ²⁻ Radón	(222)
118	Uuo ²⁻ Ununoctio	(294)

Gases nobles

Los elementos pertenecientes al grupo 18 se denominan gases nobles o gases inertes. Este grupo está formado por el helio (He), el neón (Ne), el argón (Ar), el criptón (Kr), el xenón (Xe) y el radón (Rn).

Todos los elementos de este grupo tienen ocho electrones en su último nivel de energía, excepto el helio que tiene dos. Esta configuración les confiere estabilidad y les impide combinarse con otros elementos por lo que se conocían hasta hace pocos años como gases inertes o gases raros. Sin embargo, la palabra "inerte" ya no se usa para describir esta serie química, dado que algunos elementos de este grupo forman compuestos.

En cuanto a sus propiedades, como vimos todos los gases nobles son incoloros, inodoros e insípidos y solubles en agua.



El xenón es un gas utilizado en los faros de los automóviles.

9	F ²⁻ Flúor	19
17	Cl ²⁻ Cloro	35,45
35	Br ²⁻ Bromo	79,9
53	I ²⁻ Yodo	125,9
85	At ²⁻ Astato	(210)
117	Uus ²⁻ Ununseptio	(293)

Grupo de los halógenos

Los elementos del grupo 17 son comúnmente denominados halógenos, y entre ellos están el cloro (Cl), el bromo (Br) y el yodo (I). Todos los halógenos son no metales, y se encuentran en la naturaleza formando moléculas diatómicas (formadas por dos átomos).

Todos los elementos de este grupo tienen siete electrones en su último nivel de energía. Esta configuración electrónica los hace sumamente reactivos, con una gran tendencia a aceptar un electrón para completar la configuración estable del gas noble más próximo. El flúor es el elemento más reactivo de la tabla periódica, y tiene un único número de oxidación, -1. El resto de los elementos de este grupo pueden actuar con números de oxidación negativos (-1) o positivos (+1, +3, +5 y +7).

Los halógenos reaccionan con el oxígeno y el hidrógeno, con los metales y con el agua. Por ejemplo, el cloro reacciona muy lentamente con el agua, y origina soluciones acuosas de ácido clorhídrico y ácido hipocloroso.

El cloro es materia prima en la industria de los plásticos, disolventes, refrigerantes, pesticidas y fibras.

El bromo es el único elemento no metálico que se encuentra en estado líquido a temperatura ambiente, y es ampliamente utilizado en diversos procesos industriales, como la fabricación de productos de fumigación, productos para la purificación de aguas, colorantes y aditivos alimentarios, entre otros.



El bromo y el yodo se utilizan en la fabricación de películas fotográficas.

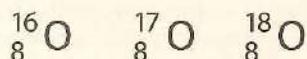
1. Respondan a las siguientes preguntas.

 - ¿Qué son los modelos atómicos? Describan brevemente las principales características de los modelos que se revisaron en este capítulo.
 - ¿Qué son los números cuánticos? ¿Para qué se los utiliza?
 - ¿Cómo está compuesto un átomo? ¿Cómo están organizados sus componentes en el espacio?
 - ¿Qué es la tabla periódica? Explíquen cuál creen que es su importancia actual para la ciencia.
 - ¿Cómo están clasificados los elementos químicos? Expliquen los diferentes criterios de clasificación que se discutieron a lo largo del capítulo.

5. Marquen la alternativa que consideren correcta.

 - Mendeléiev ordenó su tabla periódica según:
 - Las propiedades de los elementos y el número atómico de estos.
 - La configuración electrónica y la masa atómica.
 - Las propiedades de los elementos y sus masas atómicas.
 - En la tabla periódica actual, los elementos están ordenados según:
 - Sus masas atómicas.
 - El número másico.
 - La cantidad de neutrones.

2. Consideren las siguientes representaciones de átomos de oxígeno, y marquen la/s opción/es correctas.



- a) Tienen igual número de protones.
 - b) Tienen igual número de neutrones.
 - c) Tienen igual número de electrones.
 - d) Son isóbaros.
 - e) Son isótopos.
 - f) Todos tienen 10 neutrones.
 - g) Tienen 8, 9 y 10 neutrones respectivamente.

3. El aluminio posee 13 electrones y un número masivo de 27. Con estos datos, puede deducirse que el número atómico y el número de neutrones es:

- a) 13 y 27 d) 14 y 27
b) 13 y 14 e) 27 y 13
c) 14 y 13

4. Completen la siguiente tabla con los valores que faltan.

Partícula	A	Z	Número de protones	Número de neutrones	Número de electrones
^{20}Ne		10			
^{13}C				7	
^{19}F		9			
$^{19}\text{F}^-$		9			
^{23}Na			11		
$^{23}\text{Na}^+$			11		

5. Marquen la alternativa que consideren correcta.

a) Mendeléiev ordenó su tabla periódica según:

 - I. Las propiedades de los elementos y el número atómico de estos.
 - II. La configuración electrónica y la masa atómica.
 - III. Las propiedades de los elementos y sus masas atómicas.

b) En la tabla periódica actual, los elementos están ordenados según:

 - I. Sus masas atómicas.
 - III. El número másico.

IV. La cantidad de neutrones.

6. Teniendo en cuenta la siguiente configuración eléctrica de un elemento X, respondan:

1s2 2s2 2p6 3s1

- a) ¿En qué grupo y en qué período de la tabla periódica se ubica el elemento que posee esta configuración electrónica?

I. Grupo 1, período 2

II. Grupo 7, período 3

III. Grupo 1, período 3

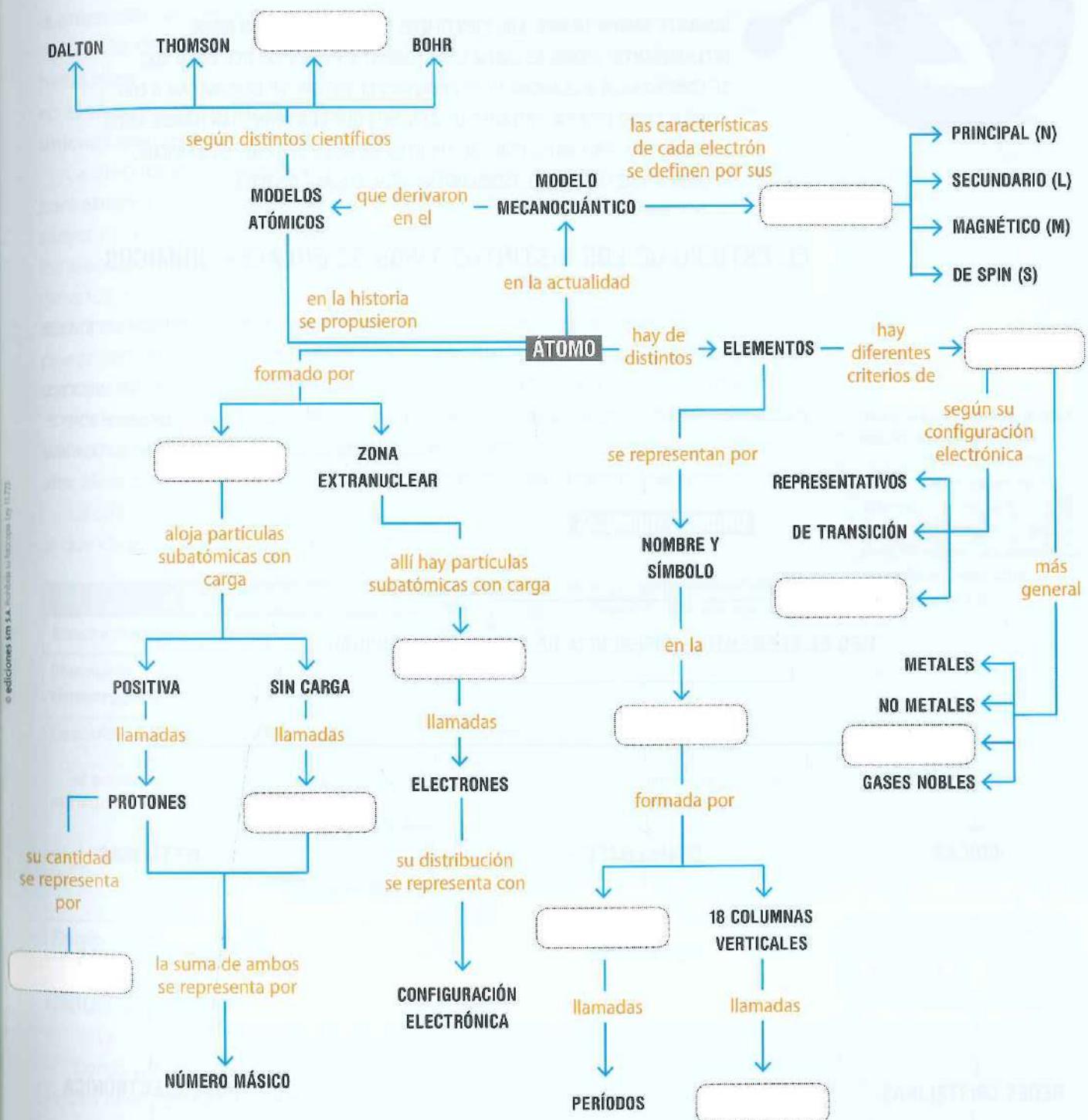
IV. Grupo 1, período 1

b) ¿Es posible que este elemento sea un gas noble?
Justifiquen su respuesta.

7. Analicen la siguiente figura y luego respondan.

- a) ¿Cuál o cuáles de estos elementos son representativos, de transición y de transición interna?
 - b) ¿Cuáles pertenecen a un mismo grupo y cuáles a un mismo período?
 - c) ¿Cuáles son metales, cuáles no metales, cuáles metaloides y cuáles gases nobles?

1. Completan los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

UNIONES QUÍMICAS

DURANTE MUCHO TIEMPO, LOS CIENTÍFICOS SE PLANTEARON UN GRAN INTERROGANTE: ¿CÓMO SE UNÍAN LOS ÁTOMOS? A PRINCIPIOS DEL SIGLO XIX, SE COMENZARON A ELABORAR LAS PRIMERAS HIPÓTESIS. SE IMAGINABAN A LOS ÁTOMOS COMO ESFERAS DOTADAS DE GANCHOS QUE LES PERMITÍAN UNIRSE UNOS A OTROS. MÁS ADELANTE, CON LOS APORTES DE MUCHOS OTROS CIENTÍFICOS, FUERON AVANZANDO EN EL CONOCIMIENTO DEL ENLACE QUÍMICO.

EL ESTUDIO DE LOS DISTINTOS TIPOS DE ENLACES QUÍMICOS

En el capítulo anterior se explicó la estructura atómica y se introdujo la tabla periódica como herramienta gráfica que permite ordenar los distintos elementos químicos.

Los átomos se unen entre sí por medio de uniones o enlaces químicos. Estas uniones pueden ser de distintos tipos, según sea la diferencia de electronegatividad que se establece entre ellos. Cuando se unen entre sí, los átomos pueden formar distintos tipos de sustancias, con características y propiedades diferentes.

Este organizador conceptual presenta un panorama general de los temas que se tratan en el capítulo. ¿Pueden comprender todo el organizador? ¿Qué temas recuerdan de años anteriores? ¿Cuáles les parecen nuevos?

ELECTRONEGATIVIDAD Y TIPOS DE UNIONES QUÍMICAS

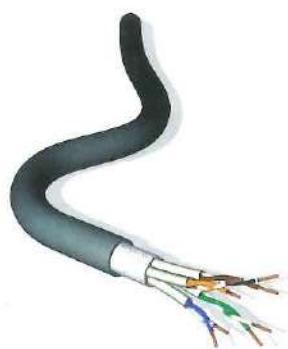
¿Por qué los objetos hechos de metales como el cobre o el aluminio son buenos conductores eléctricos, mientras que los plásticos son malos conductores de la electricidad?

Los científicos plantean que las propiedades y características de las sustancias químicas dependen de la forma en que están unidos sus átomos y de su ordenamiento en el espacio. Las fuerzas que mantienen unidos los átomos se denominan **enlaces** o **uniones químicas**, y existen distintos tipos.

La **electronegatividad (EN)** es una medida de la capacidad que tiene un átomo para **atraer a los electrones que están involucrados en una unión química**. Mientras mayor es la electronegatividad de un elemento, mayor es su capacidad para atraer a los electrones. El químico norteamericano Linus Pauling (1901-1994) fue el primero en desarrollar una escala numérica para la electronegatividad de los elementos, llamada **escala de Pauling**. En ella, la electronegatividad se expresa en unidades arbitrarias, y puede tomar valores que van desde el 0,7 en el cesio (Cs) a 4 en el flúor (F), el elemento más electronegativo de la tabla periódica.

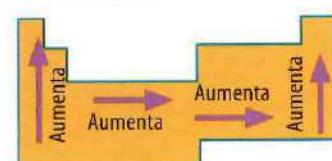
Los **metales** se caracterizan por tener **baja electronegatividad**, debido a que estos elementos tienen tendencia a **ceder electrones**. En contrapartida, los **no metales** tienen **alta electronegatividad**, ya que estos elementos tienden a **captar electrones**.

La diferencia de electronegatividad de los átomos que intervienen en un enlace es la que determina el tipo de unión química que se establece entre ellos.



Los cables eléctricos están formados por cobre en su interior y un aislante plástico exterior que los recubre. ¿Por qué creen que se construyen así?

Variación de la electronegatividad en la tabla periódica



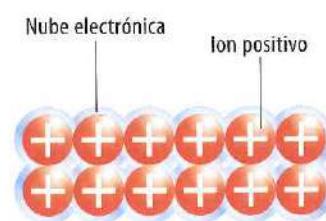
En función de este esquema, ¿cómo varía la electronegatividad en la tabla periódica?

	Unión iónica	Unión covalente	Unión metálica
Átomos intervenientes	Metal + No metal	No metal + No metal	Metal
Diferencia de electronegatividad	Grande $\Delta EN \geq 2$	Pequeña $\Delta EN < 2$	Pequeña $\Delta EN < 2$
Características del enlace	Hay transferencia de electrones entre los átomos: el metal pierde sus electrones, mientras que el no metal los gana.	Los electrones se comparten . Ambos átomos tienen alta EN, pero la diferencia de EN entre ellos es pequeña para que alguno de los átomos se quede con los electrones.	Ambos átomos tienen baja EN, y la diferencia de EN entre ellos también es pequeña. Ninguno de los átomos se queda con los electrones.
Ejemplo	NaCl	O ₂	Ag

UNIÓN METÁLICA

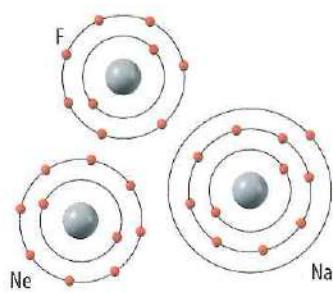
Como vimos, en la unión que se establece entre dos metales, los electrones no se ceden ni se comparten. Pero entonces, ¿cómo se mantienen unidos estos elementos?

La estructura interna de un metal está formada por una **red compacta de iones positivos** rodeada de los electrones de enlace que se mueven alrededor de todo el cristal. Estos electrones forman una **nube electrónica**. La unión metálica es consecuencia de la **atracción electrostática** entre los iones positivos del metal, y las cargas negativas, de la nube electrónica que los rodea.



El movimiento libre de los electrones alrededor de los iones positivos que se mantienen fijos determina las propiedades de los metales, como la conductividad eléctrica y térmica, el brillo, la maleabilidad y la ductilidad.

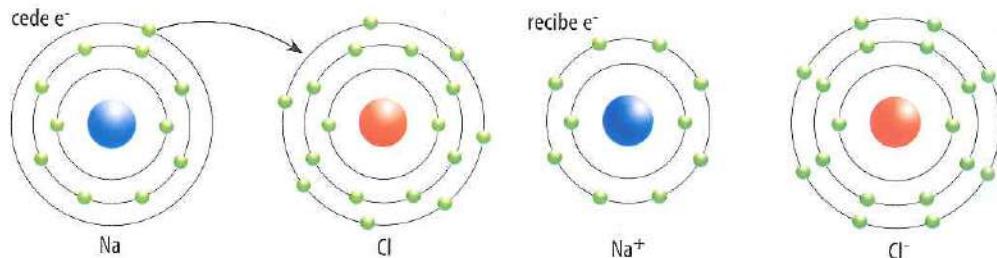
UNIÓN IÓNICA



El flúor (F) solo necesita ganar un electrón para completar el octeto, mientras que el sodio (Na) se estabiliza cediendo un electrón. ¿Qué creen que sucede en el caso del neón (Ne)?

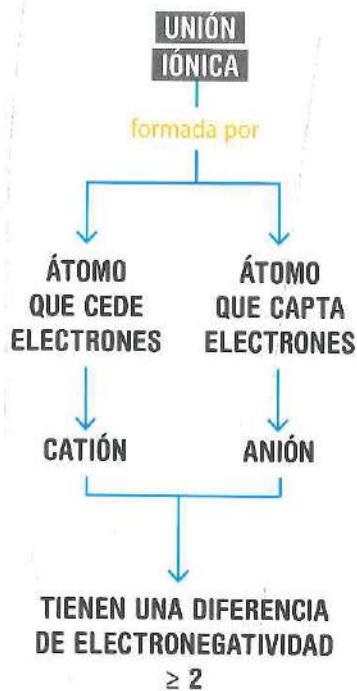
Los átomos establecen enlaces entre sí, siempre y cuando esta unión les permita ganar **estabilidad**. Según la **regla del octeto**, los átomos que se unen tienden a ganar, perder o compartir electrones hasta completar su nivel más externo con ocho electrones. Los gases nobles se caracterizan por su tendencia a no reaccionar con otros átomos, ya que al tener 8 electrones en su último nivel energético son sumamente estables. El helio, que también forma parte de este grupo, es la única excepción, con solo dos electrones en su último nivel, pero con la misma estabilidad que el resto de los gases nobles.

Cuando se unen dos elementos que tienen una diferencia de electronegatividad mayor o igual a 2, entre ellos se establece una **unión iónica**. En esta unión, el átomo menos electronegativo cede electrones y se transforma en un ion positivo (o **cátion**). Por su parte, el átomo más electronegativo recibe los electrones cedidos y se transforma en un ion negativo (o **anión**). Al formarse la unión, los iones adquieren la configuración electrónica del gas noble más próximo, lo que les otorga estabilidad. Para explicar la formación del enlace iónico, utilizaremos como ejemplo el proceso de formación del cloruro de sodio (NaCl) o sal de mesa.



El átomo de sodio (Na) tiene un solo electrón en su último nivel. Para llegar al octeto, el sodio (Na) cede el único electrón que tiene en su último nivel, que se transforma en un cation (Na^+).

El átomo de cloro (Cl) tiene 7 electrones en su último nivel. Para completar el octeto, el cloro recibe el electrón cedido por el sodio y se transforma en un anión (Cl^-).



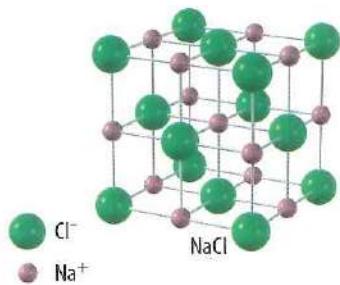
Las **uniones iónicas** se forman entre un **metal** (elemento de baja electronegatividad) y un **no metal** (elemento de alta electronegatividad). Sin embargo, la reacción entre un metal y un no metal no siempre se traduce en una unión iónica. Esto sucede en aquellos casos en los cuales la diferencia de electronegatividad entre los elementos que forman la unión no alcanza el valor crítico de 2. Por ejemplo, consideremos la unión entre el berilio (Be) y el cloro (Cl). El berilio es un metal con una EN de 1,5, mientras que el cloro es un no metal que tiene una EN de 3,2. Dado que la diferencia de electronegatividad entre ellos es tan solo de 1,7, estos elementos al unirse forman un enlace de tipo covalente.

Si bien las diferencias de electronegatividades son un criterio que ayuda a encontrar generalizaciones, en cuanto al tipo de unión química que se forma entre dos átomos, pueden existir casos donde esto no se cumple de forma tan estricta. Son las propiedades de los compuestos las que finalmente determinan el tipo de enlace que se establece entre los átomos que los forman.

REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN

Todas las reacciones químicas en la cuales hay **transferencia de electrones** entre los átomos involucrados se denominan reacciones de **óxido-reducción** o **redox**. Como vimos, en la formación de un enlace iónico uno de los átomos pierde electrones, mientras que el otro los gana. Por ese motivo, las reacciones de formación de compuestos iónicos son reacciones de tipo redox.

Se llama **oxidación** al proceso de **pérdida de electrones** y, en contrapartida, se denomina **reducción** al proceso de **ganancia de electrones**. Retomando el ejemplo de la formación del NaCl, el sodio se oxida al perder un electrón, mientras que el cloro se reduce al ganarlo. Ambos procesos se representan por **hemiecuaciones**:



La red cristalina del cloruro de sodio es una red cúbica centrada en las caras. Las líneas no indican enlaces, solo la situación en el espacio de los iones.

Los procesos de oxidación y reducción siempre deben darse en **simultáneo**, de modo que los electrones perdidos por una especie son captados por otra.

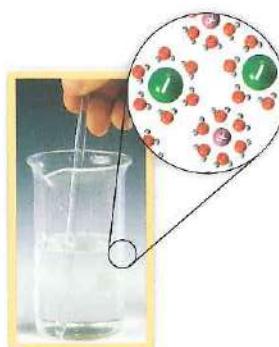
FORMACIÓN DE REDES CRISTALINAS O CRISTALES IÓNICOS

Dado que los iones que resultan del proceso de formación de una unión iónica tienen cargas opuestas, estos se atraen por **fuerzas electrostáticas** (fuerzas de atracción entre cargas eléctricas opuestas).

La fuerza eléctrica que ejercen los iones actúa en todas las direcciones del espacio. Por lo tanto, cada catión atrae a los aniones vecinos, rodeándose del máximo de ellos posible, y viceversa. Como consecuencia de ello, los iones interactúan formando estructuras gigantes llamadas **redes cristalinas** o **cristales iónicos**, que permanecen unidos por las fuerzas electrostáticas.

Los compuestos iónicos son muy estables, debido a su estructura espacial y a que las fuerzas electrostáticas que los mantienen unidos son muy intensas. Como consecuencia, estos compuestos poseen las siguientes propiedades:

- Son **sólidos** a temperatura ambiente.
- Se presentan en forma de **cristales**, ya que están formados por redes de iones altamente ordenados en el espacio.
- Tienen **puntos de fusión y ebullición elevados**.
- Son **duros** y difíciles de rayar (aunque pueden ser rayados por compuestos de mayor dureza, como el diamante).
- Son **frágiles** y **quebradizos**.
- La mayoría son **solubles en agua**, porque las moléculas de agua cargadas positiva y negativamente pueden atraer a los iones de una u otra carga, disolviendo la estructura cristalina.
- Son buenos **conductores de la electricidad** solo si se encuentran **fundidos o disueltos**, porque los iones están disociados. En cambio, en estado sólido no conducen la electricidad porque los iones están fijos en la estructura cristalina.

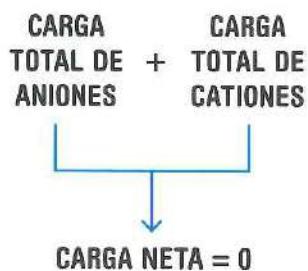


Cuando la sal (NaCl) se disuelve en el agua, los iones positivos y negativos que la forman se disocian. Al estar disociados, los iones pueden moverse y conducir la electricidad.

ACTIVIDADES

1. ¿Por qué se dice que la formación de un compuesto iónico es una reacción redox?
2. Expliquen por qué los compuestos iónicos son duros y sólidos a temperatura ambiente.

ESTRUCTURA DE LEWIS



Como vimos, independientemente del tipo de enlace químico que se establezca entre dos átomos, sus electrones participan activamente en esta unión. Sin embargo, no cualquier electrón puede participar de la formación de un enlace. Son los electrones más externos de los átomos, llamados **electrones de valencia**, los que se involucran en las uniones químicas. Algunos elementos pueden poner en juego distintas cantidades de electrones según con qué otro elemento se unan, y por eso se dice que tienen más de una valencia.

Para representar en forma sencilla la formación de los enlaces químicos, el químico norteamericano G. Lewis creó una simbología especial que en su honor se denomina **símbolo de Lewis** o **estructura de Lewis**. En la estructura de Lewis, para cada átomo se representan solamente los electrones de valencia (de a pares cuando son más de uno), que se ubican como puntos o cruces alrededor del símbolo del elemento químico que representa al átomo.

Continuando con el ejemplo del cloruro de sodio, veamos cómo es posible representar, utilizando la simbología de Lewis, el sodio y el cloro primero, y el enlace iónico que se establece entre ellos después.

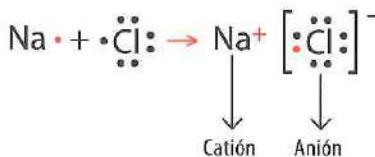
El sodio pertenece al grupo IA, por lo que tiene un solo electrón en su último nivel. Por lo tanto se representa de la siguiente forma:



El cloro pertenece al grupo VIIA, lo que significa que tiene 7 electrones en su último nivel. Por lo tanto, se representa de la siguiente forma:



Finalmente, la formación del enlace iónico entre el sodio y el cloro se representa de la siguiente forma:



Es importante tener en cuenta que el catión debe poseer tantas cargas positivas como electrones haya cedido, y del mismo modo, el anión debe poseer tantas cargas negativas como electrones haya captado. Además, el número de cargas positivas debe coincidir con el de cargas negativas, ya que los **compuestos iónicos** formados **deben ser neutros**.

Como vimos, los compuestos con uniones iónicas no forman moléculas sino estructuras rígidas llamadas *redes cristalinas*, compuestas por aniones y cationes dispuestos de manera ordenada en el espacio.

Cuando se utiliza la estructura de Lewis para la descripción de un enlace iónico, **se representa la mínima relación entre los iones que forman el compuesto iónico**. Por ejemplo, en el caso del cloruro de sodio, esta relación es de 1 a 1, porque como el átomo de sodio cede un electrón y el cloro capta uno, se requiere un átomo de cada uno de estos elementos para formar una unión. De aquí se obtiene la fórmula NaCl.

REPRESENTACIÓN DE LEWIS PARA COMPUESTOS IÓNICOS

En el caso de los compuestos iónicos, es necesario seguir una serie de pasos para poder realizar estructuras de Lewis que representen los enlaces químicos de forma correcta. A continuación, describiremos los pasos a seguir:

- **Paso 1.** En primer lugar, se deben buscar en la tabla periódica los valores de las **electronegatividades** de los elementos cuya unión se quiere representar, y calcular la diferencia entre ambas. Solo si la diferencia de EN resulta ser 2 o mayor, el enlace que se forme será iónico. Si bien por lo general la unión entre un no metal y un metal da un enlace de tipo iónico, existen excepciones, y por eso es necesario realizar este primer paso.
- **Paso 2.** En segundo lugar, se debe buscar en la tabla periódica el grupo al que pertenece cada uno de los elementos que participarán de la unión iónica, para saber el **número de electrones de valencia** que tiene cada uno, y que en general coincide con el número de electrones que cada elemento involucrará en el enlace iónico (cuando el elemento tiene más de una valencia, se debe saber con cual va a actuar en la unión iónica que se quiere representar).
- **Paso 3.** El tercer paso consiste en **calcular el número de átomos de cada especie que se necesitan para formar la unión iónica** entre estos elementos. Para esto, es necesario identificar el tipo de ion (catión o anión) que formará cada elemento: monovalente (si tiene una sola carga), divalente (si tiene dos) o trivalente (si tiene 3).

Veamos cómo se aplican estos pasos, utilizando como ejemplo la formación del fluoruro de potasio (KF) y la del óxido de sodio (Na₂O).

	Fluoruro de potasio (KF)	Óxido de sodio (Na ₂ O)
Paso 1	K: EN = 0,8 F: EN = 4 $\Delta\text{EN} = 4 - 0,8 = 3,2$	Na: EN = 0,9 O: EN = 3,5 $\Delta\text{EN} = 3,5 - 0,9 = 2,6$
Paso 2	K: grupo IA, tiene 1 e ⁻ de valencia F: grupo VIIA, tiene 7 e ⁻ de valencia	Na: grupo IA, tiene 1 e ⁻ de valencia O: grupo VIA, tiene 6 e ⁻ de valencia
Paso 3	$\text{K}^{\bullet} \rightarrow \text{K}^{\bullet}$ Catión monovalente $:\ddot{\text{F}}: \rightarrow \left[\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \end{array} \right]^-$ Anión monovalente <p>Como el K cede un e⁻ y el F capta uno, la unión química se formará con un átomo de cada elemento.</p>	$\text{Na}^{\bullet} \rightarrow \text{Na}^+$ Catión monovalente $:\ddot{\text{O}}: \rightarrow \left[\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \end{array} \right]^{2-}$ Anión divalente <p>El Na cede un solo e⁻, pero el O necesita 2 para llegar al octeto. Se requieren 2 átomos de Na por átomo de O para formar la unión iónica.</p>
Estructura de Lewis del compuesto iónico	$\text{K}^{\bullet} \left[\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \end{array} \right]^-$	$\text{Na}^+ \left[\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \end{array} \right]^{2-} \text{Na}^+$ Alternativa 1 $2\text{Na}^+ \left[\begin{array}{c} \cdot \cdot \\ \cdot \cdot \end{array} \right]^{2-}$ Alternativa 2

UNIÓN COVALENTE

Como mencionamos previamente, una **unión covalente** se forma entre dos átomos cuando la diferencia de electronegatividad entre ellos no es suficiente para formar un enlace iónico, es decir, cuando el $\Delta EN < 2$. Por lo general, los átomos que participan de un enlace no covalente son **no metales**.

En un enlace covalente, los átomos no ceden ni captan sus electrones de valencia sino que los **comparten**, de modo que ambos logran alcanzar el octeto y estabilizarse. La excepción al octeto la constituyen el helio y el hidrógeno, ya que ambos alcanzan la estabilidad con 2 electrones en su último nivel.

En el enlace covalente, los electrones de valencia compartidos son atraídos por los núcleos de ambos átomos, con lo que se logra una atracción que los mantiene unidos. En esta unión entre átomos, los electrones son compartidos de a pares. Así, cada par de electrones compartidos corresponde a un enlace covalente.



El gas butano, usado como combustible, es un gas a temperatura ambiente.

Diagrama atómico del H_2O

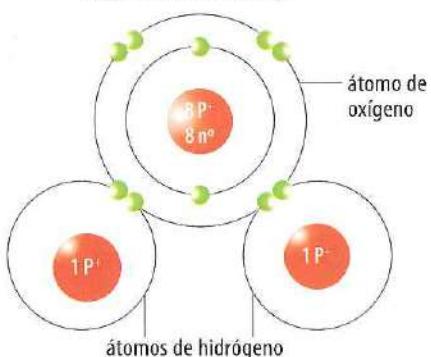
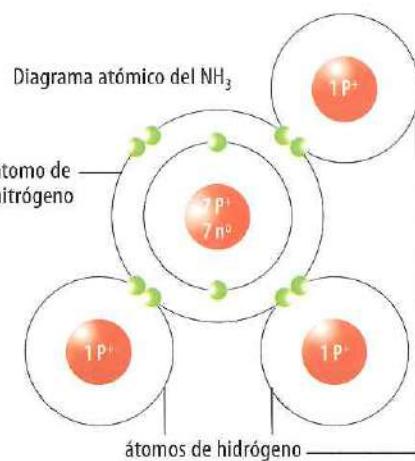


Diagrama atómico del NH_3



La unión covalente le permitió a G. Lewis explicar la formación de las moléculas de agua (H_2O) y de amoníaco (NH_3). ¿Pueden identificar cómo comparten los electrones cada uno de los átomos involucrados en estos compuestos?

A diferencia de lo que ocurre en la unión metálica o la unión iónica, los elementos que establecen uniones covalentes entre sí no forman redes cristalinas sino **moléculas** que adoptan diferentes formas en el espacio. Estas moléculas pueden estar configuradas por átomos de un mismo elemento, formando **moléculas simples** como H_2 , O_2 y N_2 , o pueden estar constituidas por átomos pertenecientes a distintos elementos, y formarán **moléculas compuestas**, como el H_2O y el NH_3 .

De acuerdo con la intensidad de las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas, se pueden encontrar compuestos a distintos estados de agregación a temperatura ambiente: el agua es un líquido, el butano es un gas, y el azufre es un sólido.

Los compuestos con uniones covalentes no son buenos conductores eléctricos, a diferencia de los metales y los compuestos iónicos en solución. La corriente eléctrica no es más que cargas en movimiento, y debido a que en los enlaces covalentes no hay formación de iones, no es posible movilizar lo que no tienen.



El azufre es sólido a temperatura ambiente.

TIPOS DE UNIONES COVALENTES Y SU REPRESENTACIÓN

La característica que define una unión covalente es que los electrones no se ganan ni se pierden, sino que se comparten. Sin embargo, existen distintos tipos de enlaces covalentes. Veamos en qué consiste cada uno:

TIPOS DE UNIONES COVALENTES

- **SIMPLE:** se comparte un solo par de electrones. Cada átomo aporta un electrón.
- **DOBLE:** se comparten dos pares de electrones. Cada átomo aporta dos electrones.
- **TRIPLE:** se comparten tres pares de electrones. Cada átomo aporta tres electrones.
- **DATIVA O COORDINADA:** se comparte un par de electrones, pero este par es aportado por uno solo de los átomos que intervienen en el enlace.



Trabajo práctico 2,
páginas 190 y 191.

Las uniones covalentes se pueden representar de dos formas: a través de la **estructura de Lewis** o mediante la **fórmula desarrollada**, en la que se reemplaza cada par electrónico compartido por una línea o guion que simboliza la unión. En la fórmula desarrollada se colocan los símbolos de los átomos y se representan tantos guiones como pares de electrones compartidos hay en el enlace.

En la siguiente tabla podemos ver cómo se representan los enlaces covalentes simples, dobles y triples de ambas formas. Cada tipo de unión covalente se ejemplifica con una molécula formada por átomos del mismo elemento, y con una molécula formada por átomos de distintos elementos.

Diagrama de Lewis



Fórmula desarrollada



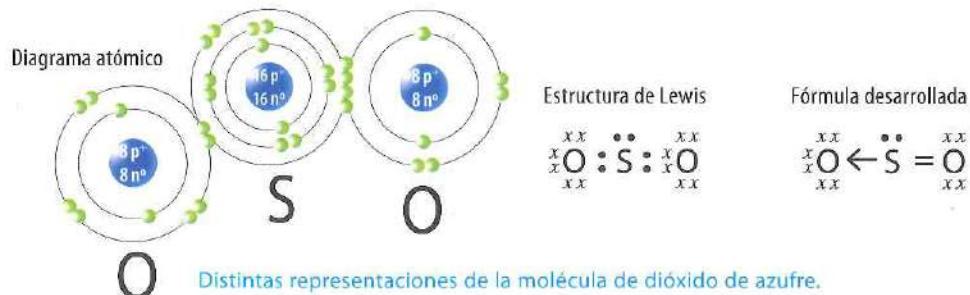
Tipo de enlace covalente	Molécula (elemento)		Molécula (compuesto)	
	Estructura de Lewis	Fórmula desarrollada	Estructura de Lewis	Fórmula desarrollada
Simple: Los átomos comparten un par de electrones	Flúor $\text{F} \bullet x \text{F}$	$\text{F} - \text{F}$	Ácido clorhídrico $\text{H} \bullet x \text{Cl} \overset{xx}{x} \underset{xx}{x}$	$\text{H} - \text{Cl}$
Doble: Los átomos comparten dos pares de electrones	Óxigeno $\overset{xx}{\text{O}} \underset{xx}{x} \bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet}$	$\text{O} = \text{O}$	Dióxido de carbono $\overset{xx}{\text{O}} \underset{xx}{x} \bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet} \overset{xx}{\text{C}} \underset{xx}{x} \bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet} \text{O}$	$\text{O} = \text{C} = \text{O}$
Triple: Los átomos comparten tres pares de electrones	Nitrógeno $\bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet} \overset{x}{\text{N}} \underset{x}{x} \bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet} \underset{x}{\text{N}} \underset{x}{x}$	$\text{N} \equiv \text{N}$	Ácido cianhídrico $\text{H} \bullet x \text{C} \bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet} \text{N} \bullet \ddot{\bullet} \ddot{\bullet}$	$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N}$

UNIÓN COVALENTE COORDINADA O DATIVA

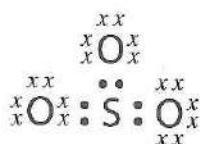
Como mencionamos previamente, además de los enlaces covalentes simples, dobles o triples, existe otro tipo de unión llamada **unión covalente coordinada o dativa**.

Este tipo especial de enlace se establece entre dos átomos de elementos diferentes, en el que el **par electrónico compartido es aportado por uno solo de los átomos** que forman la unión. Cuando se representa este tipo de enlace mediante la fórmula desarrollada, en lugar de un guion se utiliza una flecha dirigida hacia el átomo que no aportó electrón alguno en la unión.

Veamos por ejemplo el caso del dióxido de azufre (SO_2). En esta molécula, se observa que el átomo de azufre (S) comparte dos pares de electrones con un átomo de oxígeno (O), estableciendo un enlace covalente doble. Además, el azufre comparte otro par de electrones con el otro átomo de oxígeno, que no aporta electrones al enlace. De esta forma, el oxígeno sí logra alcanzar el octeto, y el azufre no lo supera.



Distintas representaciones de la molécula de dióxido de azufre.



El **número de oxidación** es la cantidad de electrones que un elemento involucra en una unión química. Este concepto surgió en reemplazo del de **valencia**, para los elementos que tienen más de una. Así, el azufre actúa con distintos números de oxidación en el SO_2 y el SO_3 .

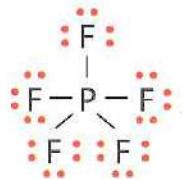
¿Podría el azufre involucrar al otro par de electrones libre con otro átomo de oxígeno? La respuesta está en la formación del trióxido de azufre (SO_3), en el cual el azufre establece un doble enlace con uno de los oxígenos de la molécula, y dos uniones dativas, una con cada uno de los otros dos átomos de oxígeno que forman el compuesto.

EXCEPCIONES A LA REGLA DEL OCTETO

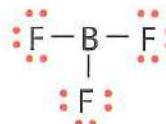
Si bien la regla del octeto es muy útil para la determinación de la estructura de Lewis de la mayoría de las moléculas, lo cierto es que existen ciertas excepciones, por exceso o por defecto. Veamos algunos ejemplos.

MOLÉCULAS QUE NO CUMPLEN LA REGLA DEL OCTETO

Algunos átomos, como el fósforo y el azufre, se pueden rodear de más de ocho electrones. Esta situación se conoce como **expansión del octeto**. Por ejemplo, en el pentafluoruro de fósforo (PF_5), el P tiene 10 electrones en el último nivel.



Algunos átomos, como el boro y el berilio, se pueden rodear de menos de ocho electrones. Por ejemplo, la molécula de trifluoruro de boro (BF_3) se conoce como **molécula deficitaria en electrones**, ya que el boro se estabiliza con 6 electrones en el último nivel.



Las moléculas que tienen un número impar de electrones, llamadas **radicales**, tampoco completan el octeto. Es el caso por ejemplo, de las moléculas de óxido nítrico (NO) y dióxido de nitrógeno (NO_2).



ENLACES COVALENTES NO POLARES Y POLARES

En un enlace covalente, la electronegatividad de los átomos que se unen determina la intensidad con que los electrones compartidos son atraídos por los núcleos atómicos. Si la intensidad es la misma, el enlace se denomina **covalente no polar**. Por el contrario, si la intensidad es diferente, el enlace se denomina **covalente polar**.

Para entender mejor cómo se establecen los enlaces no polares y polares, veamos un ejemplo de cada uno de ellos.

ENLACE COVALENTE NO POLAR

Este tipo de enlace se establece entre dos átomos del mismo elemento, como en la molécula de cloro (Cl_2), o entre dos átomos con muy poca diferencia de electronegatividad, es decir $\Delta\text{EN} < 0,5$, como en el caso del metano (CH_4). Como consecuencia, los electrones compartidos son atraídos con la misma intensidad por ambos átomos y, por lo tanto, quedan ubicados de forma simétrica respecto de los núcleos atómicos. Esta situación determina una distribución uniforme de las cargas eléctricas negativas dentro de la molécula. Veamos como ejemplo la molécula de cloro.



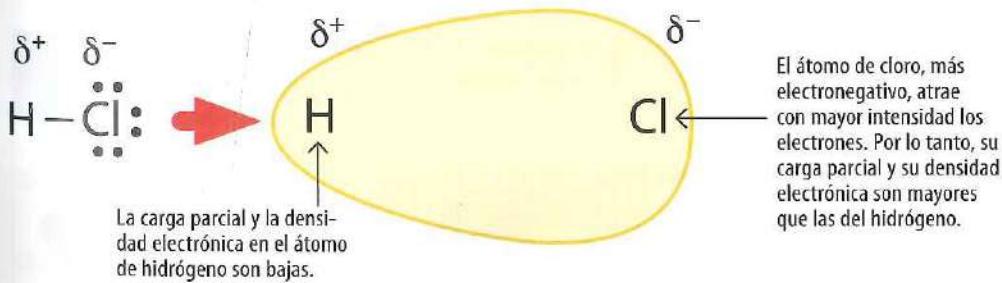
En esta molécula, ambos átomos tienen idéntico valor de electronegatividad, por lo que la diferencia entre ellas es cero. Por ese motivo, el par de electrones compartido es atraído con la misma intensidad por ambos átomos, y por lo tanto, se ubica simétricamente en el centro de la molécula.



Trabajo práctico 3,
páginas 192 y 193.

ENLACE COVALENTE POLAR

Este tipo de enlace se establece entre dos átomos distintos que tienen valores de electronegatividad diferentes, de modo que $0,5 \leq \Delta\text{EN} < 2$, como en la molécula de ácido clorhídrico (HCl). Debido a la diferencia de electronegatividad que existe entre los átomos del enlace, los electrones compartidos son atraídos con mayor intensidad por el átomo más electronegativo, lo que genera un **desplazamiento de la carga eléctrica negativa** hacia él. Como consecuencia, se forma una **molécula con dos polos eléctricos**, uno positivo y otro negativo. Esta molécula se denomina **dipolo**. Analicemos como ejemplo la molécula de HCl .



El átomo de cloro tiene una $\text{EN} = 3$, mientras que la del átomo de hidrógeno es $\text{EN} = 2,1$, por lo tanto el $\Delta\text{EN} = 0,9$, lo que resulta en un enlace polar. Dado que el cloro es más electronegativo, el polo negativo de la molécula se encontrará sobre este átomo, que atrae con más intensidad el par electrónico compartido. El dipolo en una molécula se puede representar utilizando el símbolo δ , que representa la carga parcial.

ACTIVIDADES

1. ¿Qué diferencia la unión dativa del resto de las uniones covalentes?
2. Determinen si la unión entre los siguientes elementos es polar o no polar:
 - a) Cloro (Cl) y bromo (Br)
 - b) Carbono (C) y oxígeno (O).
 - c) Hidrógeno (H) y flúor (F).

ESTRUCTURA DE LAS SUSTANCIAS COVALENTES

No todas las sustancias formadas por moléculas covalentes tienen la misma estructura ni las mismas propiedades, y por eso se pueden clasificar en sustancias moleculares y sustancias reticulares. Veamos las características de cada uno de estos tipos de sustancias.

SUSTANCIAS MOLECULARES O NO RETICULARES

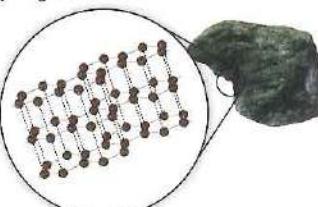
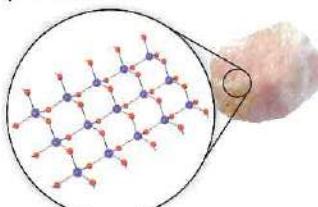
Estas sustancias están compuestas por moléculas, formadas a su vez por átomos unidos por enlaces covalentes. La característica principal de estas sustancias es que mientras que la fuerza de los enlaces entre los átomos es de gran intensidad, las fuerzas que mantienen unidas las moléculas entre sí (fuerzas intermoleculares) son débiles.

La **debilidad en las fuerzas intermoleculares** produce que estas sustancias tengan bajos puntos de fusión y ebullición, y por lo general sean gases a temperatura ambiente. La excepción a esta tendencia la constituyen las moléculas de gran masa o aquellas que presentan un tipo de fuerza intermolecular particular, llamada *punte de hidrógeno*.

Características	Sustancias moleculares o no reticulares		
	Gases	Líquidos	Sólidos
Estado	Ejemplos: oxígeno (O_2), dióxido de carbono (CO_2) 	Ejemplos: agua (H_2O), alcohol etílico o etanol (CH_3CH_2OH) 	Ejemplos: yodo (I_2), sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$) 
Propiedades	<ul style="list-style-type: none"> • Puntos de fusión y ebullición bajos. • Son blandos, se pueden deformar con facilidad. • Las sustancias polares, como la sacarosa, son solubles en solventes polares como el agua. Solo en algunos casos conducen la electricidad pero en menor proporción que los compuestos iónicos. • Las sustancias no polares, como el yodo, son solubles en solventes no polares, y no conducen la electricidad. 		

SUSTANCIAS RETICULARES

Las sustancias reticulares, también llamadas *sólidos atómicos*, presentan sus átomos unidos entre sí por enlaces covalentes muy fuertes que forman **redes tridimensionales**. Estas sustancias se encuentran en la naturaleza en forma de cristales.

Características	Sustancias reticulares	
	Redes atómicas gigantes	Sustancias en estado sólido
Estado	Ejemplo: grafito 	Ejemplo: cuarzo 
Propiedades	<ul style="list-style-type: none"> • Puntos de fusión y ebullición elevados. • Son muy duros y frágiles. • Insolubles en todos los solventes. • Suelen ser son malos conductores de la electricidad. 	

GEOMETRÍA MOLECULAR: TRePEV

Las moléculas no son planas como se las representa en las estructuras de Lewis o en las fórmulas desarrolladas. Por el contrario, los átomos en una molécula tienen una **disposición tridimensional**, es decir, se acomodan de determinada manera en el espacio. A esta forma que adoptan se la llama **geometría molecular**. El conocimiento de la geometría molecular de las moléculas es muy importante porque determina su comportamiento químico.

El modelo utilizado para predecir la geometría molecular de las distintas moléculas se llama **teoría de la repulsión de los pares electrónicos de valencia**, o **TRePEV**. En este modelo se plantea cierto ángulo para la ubicación de los átomos en una molécula, según sea la repulsión de sus electrones. En la tabla se muestran algunas de las distintas geometrías que pueden adoptar las moléculas. En los esquemas, las líneas representan la dirección de proyección del enlace: las líneas punteadas indican que el enlace va hacia atrás de la página, mientras que las líneas rellenas indican que el enlace se proyecta hacia adelante de ella.

Geometría molecular	Lineal	Triangular plana	Tetraédrica	Bipirámide triangular	Octaédrica
Ejemplo	BeCl_2 $\text{Cl}-\text{Be}-\text{Cl}$	BF_3 	CH_4 	PCl_5 	SF_6

Según su geometría molecular, las sustancias serán polares o no polares, y de acuerdo con ello, entre sus moléculas existirán distintas **fuerzas de atracción**.

Las fuerzas de atracción entre las moléculas están directamente relacionadas con su estado de agregación.

A mayor intensidad de estas fuerzas de atracción, mayor es la cantidad de energía que es necesario entregar para separarlas y pasarlas de un estado a otro, y por lo tanto mayores son los puntos de fusión y ebullición.

El conocimiento de la geometría molecular de las diferentes moléculas y la polaridad de sus enlaces químicos permite explicar el hecho de que algunas sustancias se encuentren en estado gaseoso a temperatura ambiente, mientras que otras están en estado líquido o gaseoso.



El diamante presenta la misma composición química que el grafito, usado para hacer lápices. Ambas son dos formas cristalinas del carbono puro, que difieren entre sí solo en la forma en que se organizan los átomos.

Disminuyen las fuerzas de atracción entre las moléculas.

SÓLIDO LÍQUIDO GASEOSO

Aumenta la distancia entre las moléculas.

POSTULADOS DE LA TRePEV

Las primeras ideas que aparecieron acerca de establecer una correlación entre la geometría de una molécula y el número de electrones de valencia se presentaron en 1940 en la Universidad de Oxford. Más adelante, en 1957, los químicos ingleses Ronald Gillespie (1924) y Ronald Nyholm (1917-1971) refinaron estas ideas, lo que dio lugar a la construcción de una teoría detallada que permitía elegir, entre varias alternativas geométricas, la más adecuada para una molécula determinada.

La **teoría de repulsión de los pares electrónicos de valencia**, conocida como **TRePEV**, establece un conjunto de postulados que permiten predecir la forma de las moléculas, tomando en cuenta cómo se disponen los electrones de valencia del átomo central de la molécula. Esta teoría se basa en cuatro postulados principales:

POSTULADOS DE LA TRePEV

PRIMER POSTULADO

El factor principal que determina la geometría de una molécula es el número de electrones de valencia (compartidos y no compartidos) del átomo central que, en general, se distribuyen de a pares a su alrededor.

SEGUNDO POSTULADO

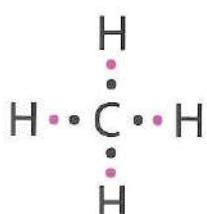
Los pares electrónicos se repelen entre sí. Por eso se orientan en el espacio de tal modo que se encuentren a la mayor distancia posible, lo que reduce al mínimo la repulsión entre ellos. De este modo se logra una mayor estabilidad.

TERCER POSTULADO

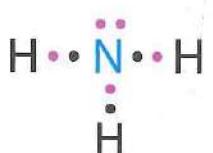
Los pares de electrones libres se repelen con mayor intensidad que los pares compartidos, ocupando más lugar y modificando el ángulo de enlace. Este ángulo también depende del tamaño de los sustituyentes.

CUARTO POSTULADO

El efecto sobre la geometría de los pares compartidos simples (comunes o dativos), dobles o triples es equivalente. En otras palabras, el efecto producido por dos o tres pares de electrones compartidos en un enlace es el mismo que uno.



E. Lewis de CH₄



E. Lewis del NH₃



E. de Lewis del H₂O

Los primeros dos postulados deben ser utilizados siempre que se quiera predecir la geometría de una molécula. Sin embargo, los postulados tercero y cuarto solo son utilizados en caso de ser necesario. Veamos con más detalle cada uno de estos postulados.

PRIMER POSTULADO DE LA TRePEV

Este primer postulado afirma que la **geometría molecular (GM)** depende de todos los pares de electrones que rodean el átomo central. Entonces, para poder predecir la geometría que tendrá una molécula determinada, se debe comenzar por realizar su estructura de Lewis. Esta representación permite contar los pares de electrones que rodean el átomo central.

Tomemos como ejemplo el metano (CH₄), el amoníaco (NH₃) y el agua (H₂O), tres moléculas en las cuales hay cuatro pares de electrones rodeando el átomo central, y veamos las estructuras de Lewis resultantes que se encuentran en la columna lateral.

Este primer postulado nos permite visualizar cómo se acomodan los pares de electrones alrededor del átomo central en cada caso. Sin embargo, para poder visualizar las moléculas de forma tridimensional debemos avanzar con el siguiente postulado.

SEGUNDO POSTULADO DE LA TRePEV

Según este postulado, los pares de electrones ubicados alrededor del átomo central se repelen entre sí, es decir, se rechazan por tener la misma carga (negativa). Para minimizar esta repulsión y ganar estabilidad, los electrones se acomodan en el espacio de forma de quedar lo más alejados posibles entre sí, y generan lo que se conoce como **geometría electrónica (GE)**.

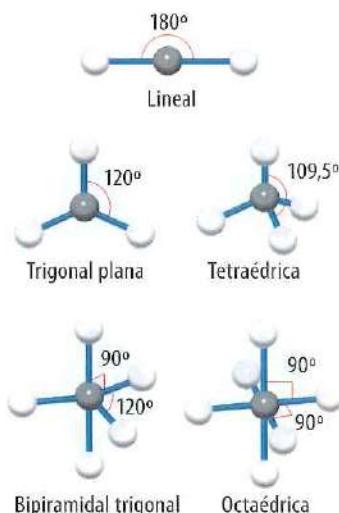
La geometría electrónica depende de la cantidad de pares de electrones que rodean el átomo central, lo que determina el ángulo que se forma entre ellos.

TERCER POSTULADO DE LA TRePEV

Este postulado permite explicar las **variaciones en los ángulos de enlace** que pueden aparecer cuando quedan pares de electrones libres sobre el átomo central, o cuando este átomo se encuentra unido a otros de diferentes tamaños.

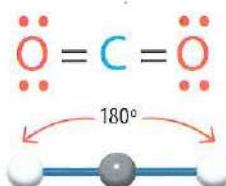
Cuando quedan electrones sin compartir alrededor de un átomo central, estos ocupan más lugar que aquellos electrones que están involucrados en los enlaces, ya que tienen más libertad de movimiento. Los electrones libres, atraídos por un solo núcleo, "empujan" a los compartidos y modifican el ángulo de enlace de estos, que se hace más pequeño.

Cuando el átomo central de una molécula está unido a otros átomos o sustituyentes de diferente tamaño, el ángulo de enlace también se modifica. Cuanto mayor es el tamaño de estos átomos o sustituyentes, más lugar ocupan y, por lo tanto, el ángulo se agranda.



Variación del ángulo de enlace en función de la cantidad de pares de electrones libres

Metano (CH_4) Sin pares de electrones libres	Amoníaco (NH_3) 1 par de electrones libres	Agua (H_2O) 2 pares de electrones libres



CUARTO POSTULADO DE TRePEV

Este postulado se aplica únicamente cuando el átomo central establece enlaces covalentes dobles o triples con otros átomos. En estos casos, en lo que respecta a la predicción de la geometría molecular, se considera a los pares de electrones que forman la unión doble o triple como si se tratara de un único par.

El dióxido de carbono (CO_2) es una molécula que tiene dos enlaces covalentes dobles. Para predecir la GM, cada una de estas uniones dobles se considera como si fuera un solo par de electrones.

TRePEV Y PREDICCIÓN DE LA GEOMETRÍA MOLECULAR

Los pasos a seguir para predecir las geometrías moleculares usando la TRePEV son:

Paso 1. Se comienza por dibujar la estructura de Lewis de la molécula.

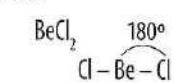
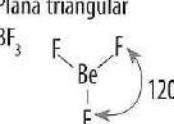
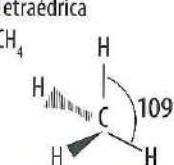
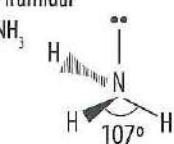
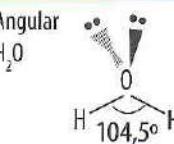
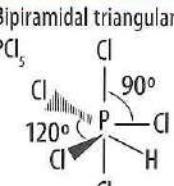
Paso 2. Se cuenta el número total de pares de electrones que rodean el átomo central.

Paso 3. Se acomodan los pares de electrones minimizando las repulsiones entre ellos, como lo indica el segundo postulado. Así, se predice la geometría electrónica (GE).

Paso 4. Se describe la geometría molecular (GM) y los ángulos de enlace, según la disposición de los pares de electrones enlazantes (los que están involucrados en enlaces) y los no enlazantes (libres).

Vale destacar que la GE y la GM coinciden solo cuando el átomo central no tiene electrones libres, y está unido a átomos o sustituyentes idénticos en tamaño entre sí.

En la siguiente tabla se resumen algunas de las geometrías moleculares que pueden adoptar las moléculas.

Total de pares de electrones	Pares de electrones enlazantes	Pares de electrones libres	Geometría electrónica	Geometría molecular	Ángulo de enlace
2	2	0	Lineal	BeCl_2 Cl – Be – Cl 	180°
3	3	0	Plana triangular	BF_3 F – Be – F F 	120°
4	4	0	Tetraédrica	CH_4 H – C – H H 	109°
4	3	1	Tetraédrica	NH_3 H – N – H H 	107,3°
4	2	2	Tetraédrica	H_2O H – O – H H 	104,5°
5	5	0	Bipiramidal triangular	PCl_5 Cl – P – Cl Cl 120° 	120° y 90°

EJEMPLOS APLICADOS DE PREDICCIÓN DE LA GEOMETRÍA MOLECULAR

Luego de haber detallado los pasos por seguir para predecir la geometría molecular (GM) de una molécula, tomaremos tres casos para poner en práctica la técnica.

Comencemos con el formaldehído (CH_2O). Cuando se realiza la estructura de Lewis de esta molécula, se ve que el átomo central de carbono (C) establece dos enlaces covalentes simples (uno con cada hidrógeno) y uno doble (con el oxígeno).

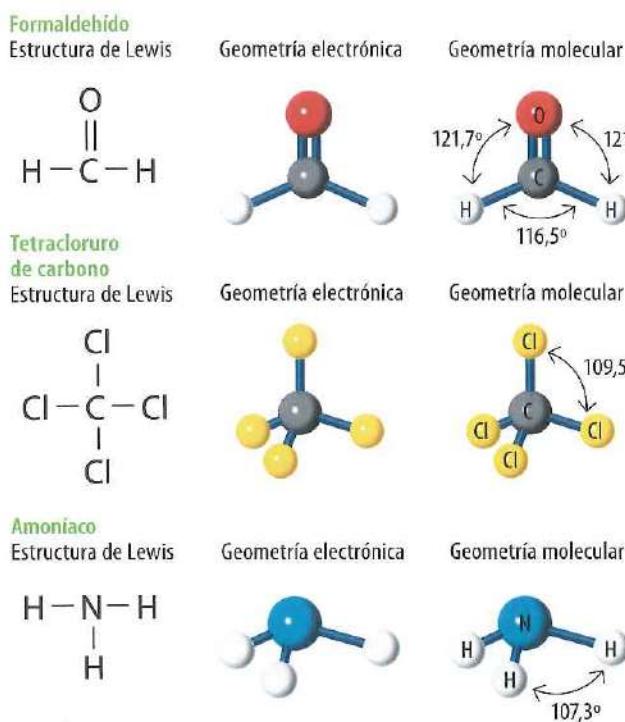
Aplicando el postulado 4, para la predicción de la GM, consideramos que el carbono tiene tres pares de electrones a su alrededor (ya que el doble se toma como uno simple). Por lo tanto, su geometría electrónica (GE) es plana triangular.

Luego, aplicando el postulado 3, y teniendo en cuenta que el átomo de oxígeno (O) es más grande que el de hidrógeno (H), podemos predecir que el ángulo de enlace entre el C y el O será un poco mayor que entre el C y cada H. Como consecuencia, la GM del formaldehído es plana triangular, pero con una pequeña desviación en sus ángulos de enlace.

Veamos lo que sucede con el tetracloruro de carbono (CCl_4) y el amoniaco. Las estructuras de Lewis de cada una de estas moléculas muestran que ambas presentan cuatro pares de electrones alrededor del átomo central. Por lo tanto, la GE de ambas es tetraédrica.

En el caso del CCl_4 , todos los pares de electrones alrededor del átomo central, el carbono (C), se encuentran involucrados en un enlace. Además, los cuatro átomos a los que se une el C son idénticos entre sí. Por lo tanto, la GM de esta molécula es tetraédrica, y es coincidente con su GE.

Por su parte, el NH_3 tiene un par de electrones libres alrededor de su átomo central, el nitrógeno (N). Por lo tanto, según lo explica el tercer postulado, la GM de esta molécula es piramidal trigonal. Debido a que todos los átomos que se unen al N son iguales entre sí, el ángulo de enlace no se desvía del propuesto para esta geometría molecular.

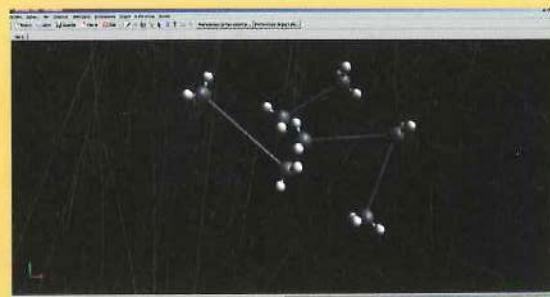


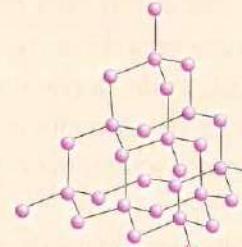
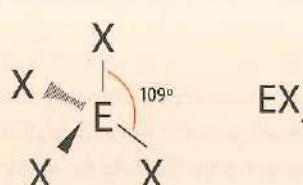
HERRAMIENTAS

Modelos moleculares tridimensionales interactivos

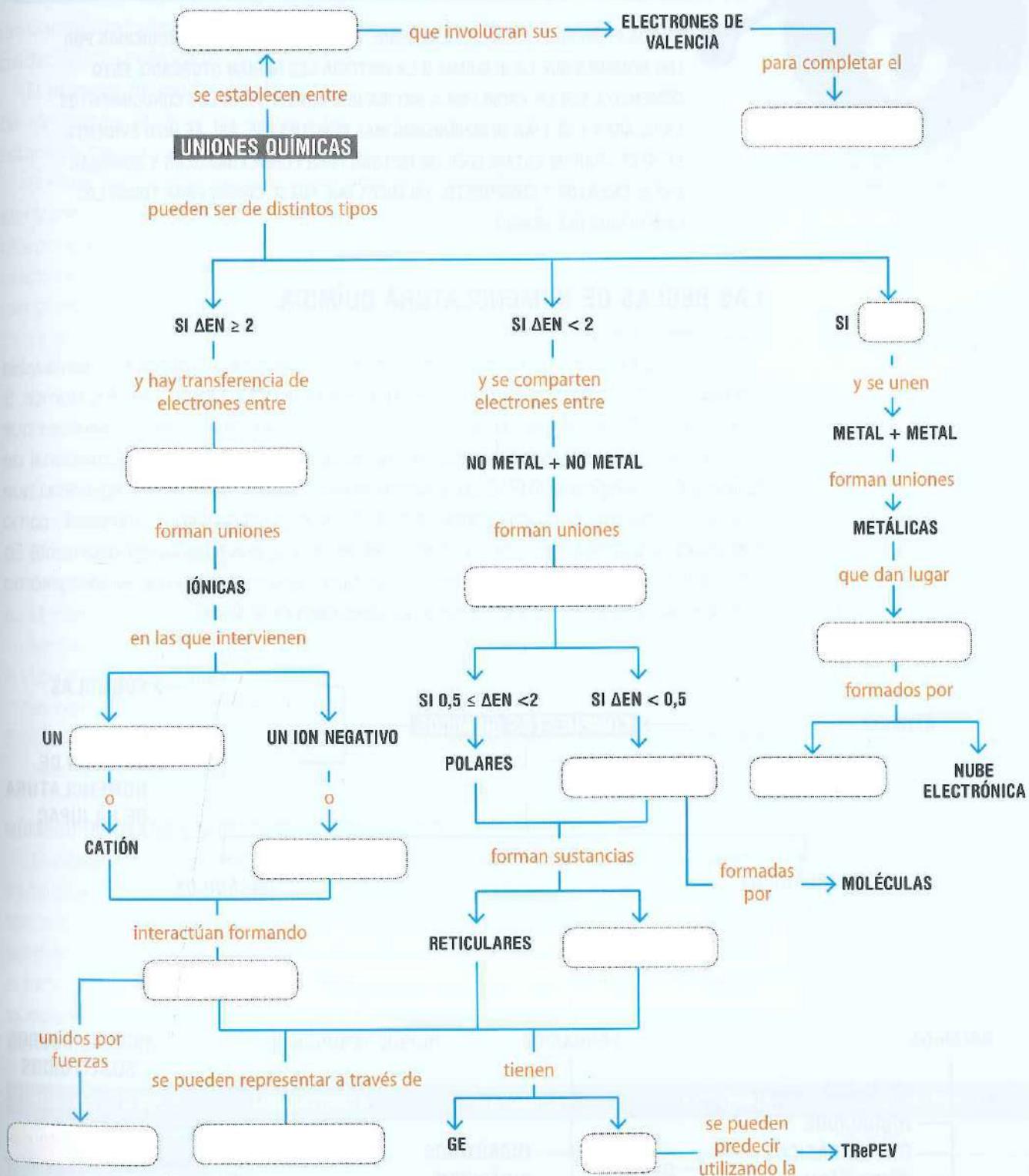
Para comprender mejor las uniones químicas y su geometría son útiles los modelos tridimensionales. *Avogadro* es un programa editor y visualizador de descarga gratuita (e-sm.com.ar/avog), que está especialmente diseñado para poder representar gráficamente distintas estructuras moleculares. Las estructuras armadas son interactivas y pueden observarse desde distintos ángulos, lo que permite tener una idea más real de la configuración espacial tridimensional de las moléculas. El programa se encuentra en inglés, pero en Internet se encuentran disponibles múltiples

tutoriales que explican cómo utilizarlo de forma sencilla (e-sm.com.ar/avotuto o e-sm.com.ar/avotuto2).



1. Respondan a las siguientes preguntas:
- ¿Qué es la electronegatividad? ¿Cómo se relaciona con la escala de Pauling?
 - ¿Qué tipos de uniones o enlaces químicos existen? ¿Cuáles son las características que los definen? Busquen un ejemplo de cada tipo de enlace.
 - ¿Qué es la regla del octeto? ¿Existen excepciones a ella? Ejemplifiquen.
 - ¿En qué consiste la estructura de Lewis y para qué se usa? ¿Es válida su utilización en todos los tipos de enlaces? Justifiquen su respuesta.
 - ¿En qué consisten la geometría electrónica (GE) y la geometría molecular (GM) de una molécula? ¿Son siempre coincidentes? Justifiquen su respuesta.
2. Expliquen con sus propias palabras de qué se trata la TRePEV, y de qué manera se aplica para la predicción de las GM de los compuestos.
3. ¿Cuáles de los siguientes compuestos son iónicos? Realicen su correspondiente estructura de Lewis.
- KCl
 - CaO
 - CO₂
 - Na₂S
 - CH₄
 - NaI
 - MgCl₂
 - Br₂
4. Marquen la o las opciones correctas para completar la siguiente frase:
"Los enlaces iónicos forman..."
- redes compactas de iones positivos rodeadas de una nube electrónica.
 - sustancias no reticulares, formadas por moléculas.
 - redes cristalinas o cristales que permanecen unidos por fuerzas electrostáticas.
5. Observen los símbolos de Lewis y luego respondan.
- A• X• :Z: :D:
- ¿Cuáles de ellos pueden formar iones? ¿Qué tipo de iones formarán y cuál será su carga?
 - ¿Qué enlace se dará entre A y Z? Hagan la estructura de Lewis de él y la fórmula desarrollada.
 - Reitan el punto c, pero esta vez considerando la unión entre Z y D.
6. ¿Cuáles de las siguientes moléculas poseen enlaces covalentes dobles o triples? Márquenlos y hagan las estructuras de Lewis y fórmulas desarrolladas.
- HCl
 - N₂
 - CO₂
 - CCl₄
 - C₂H₂
7. Determinen qué tipo de enlace presenta esta molécula. Marquen todas las opciones correctas.
- H••F••
- Covalente doble.
 - Covalente polar.
 - Covalente simple.
 - Covalente no polar.
8. Considerando que esta estructura pertenece a un cristal con varios enlaces covalentes, indiquen cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones es correcta.
- 
- Es un líquido y es insoluble en los solventes.
 - Es un sólido y es mal conductor.
 - Es gaseoso y soluble en agua.
 - Presenta puntos de ebullición y fusión altos.
 - Es un buen conductor de la electricidad.
9. Observen la siguiente geometría molecular, y luego respondan.
- 
- ¿A qué tipo de geometría molecular corresponde?
 - ¿Coincide la GM y la GE?
 - ¿A cuál de las siguientes moléculas corresponde?
- I. HCl II. SiF₄ III. H₂O VI. PCl₃ V. SO₂

1. Completan los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que corresponda.



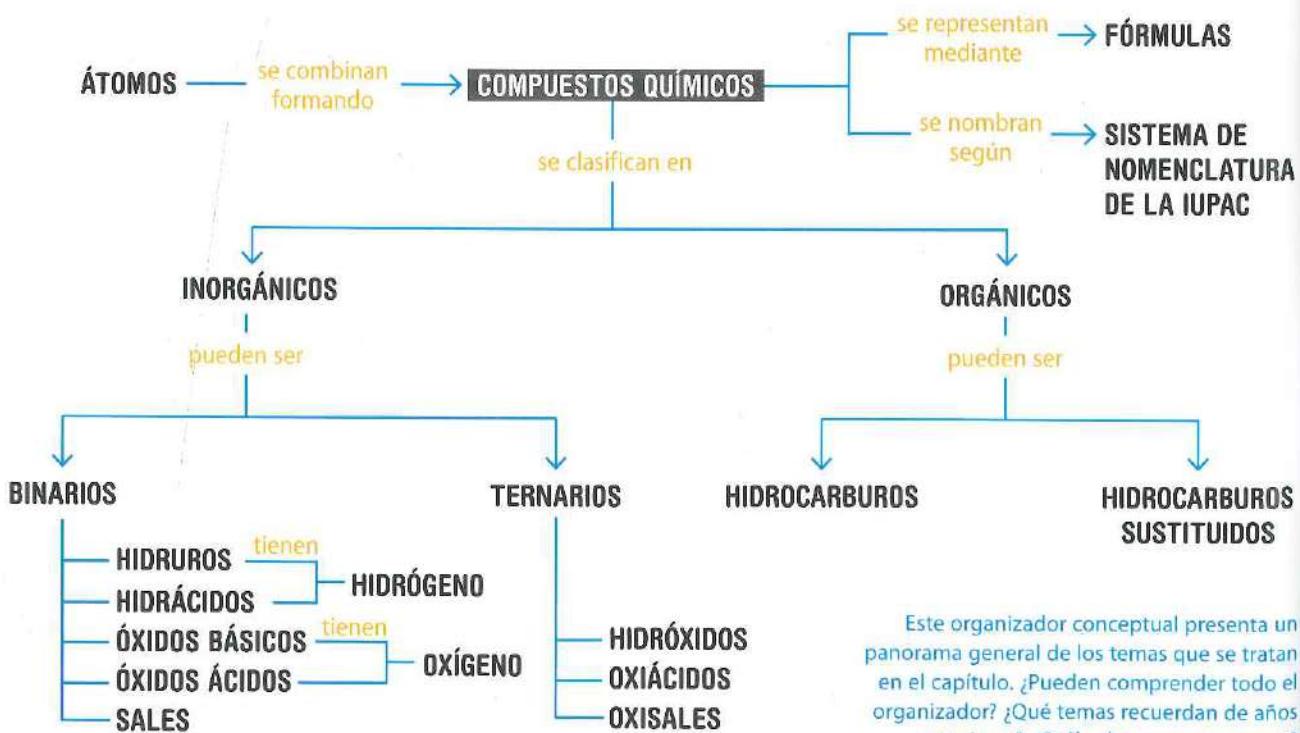
2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

NOMENCLATURA Y REPRESENTACIÓN DE COMPUESTOS QUÍMICOS

EN LOS PRIMEROS PASOS DE LA QUÍMICA, LAS SUSTANCIAS ERAN CONOCIDAS POR LOS NOMBRES QUE LA ALCUIMIA O LA HISTORIA LES HABÍAN OTORGADO. ESTO COMENZÓ A SER UN PROBLEMA A MEDIDA QUE AUMENTABAN LOS CONOCIMIENTOS EN EL ÁREA Y SE IBAN DESCUBRIENDO MÁS COMPUESTOS. ASÍ, SE HIZO EVIDENTE LA NECESIDAD DE ESTABLECER UN MÉTODO PARA PODER FORMULAR Y NOMBRAR LOS ELEMENTOS Y COMPUESTOS QUÍMICOS QUE FUERE COMÚN PARA TODOS LOS CIENTÍFICOS DEL MUNDO.

LAS REGLAS DE NOMENCLATURA QUÍMICA

En los capítulos anteriores aprendimos cómo se organizan los elementos en la tabla periódica, y los distintos tipos de uniones que se pueden establecer entre los átomos. Si bien es imposible establecer con certeza el número total de compuestos químicos que se conocen en la actualidad, la cifra ronda los 32 millones. La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, su sigla en inglés), creada en 1919, es el organismo que creó un sistema para nombrar y formular todos los compuestos químicos, conocido como *nomenclatura química*. Este sistema continúa en revisión y se actualiza periódicamente. En este capítulo aprenderemos sobre los distintos tipos de compuestos que existen, y cómo se formulan y nombran según las reglas establecidas por la IUPAC.



EL ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN

Algunos conceptos de la química son convenios útiles, aunque no siempre tengan un significado químico real. Un ejemplo de esto lo constituye el estado o número de oxidación de un átomo.

El **número de oxidación** de un átomo en un compuesto químico es la cantidad de electrones de dicho átomo que participan en la unión química (o las uniones, si establece más de una).

El número de oxidación puede ser **positivo** o **negativo**. Cuando el átomo pierde electrones o los comparte con un átomo que tiene mayor tendencia a captarlos (más electronegativo), el número de oxidación es positivo. Por el contrario, si el átomo gana electrones o los comparte con un átomo que tiene mayor tendencia a cederlos (menos electronegativo), el número de oxidación es negativo.

La comunidad científica ha consensuado una serie de **reglas para la asignación de los números de oxidación** de los átomos, que se enumeran a continuación:

1. El número de oxidación de un átomo individual en una sustancia simple es cero.
2. El número de oxidación de los metales es siempre positivo.
3. El número de oxidación de los no metales puede ser positivo o negativo
4. El número de oxidación del hidrógeno es +1 al unirse con no metales, y -1 al unirse con metales.
5. El número de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos (cuando dos oxígenos están unidos entre sí), o si se combina con flúor.
6. El número de oxidación de todos los halógenos cuando forman un compuesto binario es -1.
7. La suma de los estados de oxidación de todos los átomos en un compuesto neutro es cero, y en un ion es igual a la carga del ion.
8. El número de oxidación de cualquier ion monoatómico es igual a su carga eléctrica

Veamos con más detalle cada una de las reglas previamente enumeradas.

NÚMERO DE OXIDACIÓN DE SUSTANCIAS SIMPLES

El número de oxidación tanto de un átomo neutro libre como el de un átomo individual que forma parte de una sustancia simple es cero. Las **sustancias simples** son aquellas que están formadas por **átomos de un mismo elemento**, y no pueden ser descompuestas en otras más sencillas. Algunos ejemplos de sustancias simples son el hidrógeno (H_2), el hierro (Fe), el nitrógeno (N_2) y el cloro (Cl_2). Las sustancias simples pueden estar formadas por un solo átomo o por varios, siempre y cuando estos sean del mismo elemento. Veamos algunos ejemplos.

SUSTANCIA SIMPLE	MONOATÓMICA	DIATÓMICA	TRIATÓMICA	POLIATÓMICA
NÚMERO DE ÁTOMOS	Uno	Dos	Tres	Más de tres
EJEMPLO	Helio (He)	Oxígeno (O_2)	Ozono (O_3)	Octoazufre (S_8)

INDICA TENDENCIA A CEDER ELECTRÓNESES

POSITIVO

NÚMERO DE OXIDACIÓN

NEGATIVO

INDICA TENDENCIA A GANAR ELECTRÓNESES



NÚMERO DE OXIDACIÓN DE LOS METALES

Todos los **metales** tienen **número de oxidación positivo** (siempre que no se encuentren como sustancias simples). Debido a su baja electronegatividad, los metales tienden a ceder sus electrones transformándose en iones positivos llamados *cationes*.

Los metales pueden tener uno o más números de oxidación. Además, dentro del grupo se observan algunas variantes en cuanto a ese número.

- Los **metales representativos** poseen un único número de oxidación.
- Los **metales alcalinos** (grupo IA) actúan en todos los compuestos con número de oxidación +1, como en el NaCl, el NaOH, el Na₂CO₃ y el NaClO.
- Los **metales alcalino-térreos** (grupo IIA) actúan en todos los compuestos con número de oxidación +2, como en el Ca(OH)₂, el CaSi, y el CaCO₃.
- Los **metales de transición** (todos los elementos pertenecientes a los grupos B) pueden tener más de un número de oxidación. Por ejemplo, el cobre (Cu) puede actuar con número de oxidación de +1 como en el caso del óxido de cobre (I) u óxido cuproso (Cu₂O), o con +2 como en el caso del óxido de cobre (II) u óxido cúprico (CuO).

NÚMERO DE OXIDACIÓN DE LOS NO METALES

Según el compuesto que formen, los **no metales** pueden actuar con **números de oxidación negativos o positivos**. Cuando se combinan con metales, actúan con número de oxidación negativo. Pero cuando los no metales se unen entre sí, solo aquel que es más electronegativo actúa con número de oxidación negativo, mientras que el resto de los átomos del compuesto lo hace con número de oxidación positivo. Por ejemplo, en el cloruro de sodio (NaCl), el cloro actúa con número de oxidación negativo (-1), mientras que en el óxido de cloro (I) (Cl₂O), el cloro actúa con un número de oxidación positivo (+1).

El **hidrógeno** (H) puede actuar con dos números de oxidación: +1 o -1. Este elemento actúa con número de oxidación +1 cuando se combina con un no metal, ya que estos son más electronegativos; por ejemplo, cuando se combina con oxígeno para formar agua (H₂O) o con nitrógeno para formar amoníaco (NH₃). Por el contrario, el hidrógeno actúa con número de oxidación de -1 cuando se combina con un metal, por ser estos más electropositivos, como en el caso del hidruro de sodio (NaH) o hidruro de calcio (CaH₂).

Los **halógenos** pueden actuar con distintos números de oxidación: -1 cuando forman compuestos binarios (de dos elementos) sin oxígeno, o +1, +3, +5, +7 cuando se combinan con el oxígeno o forman compuestos ternarios (tienen tres elementos distintos). Sin embargo, el flúor (F) constituye un caso especial por ser el elemento más electronegativo, y siempre actúa con número de oxidación -1, por ejemplo, en el fluoruro de potasio (KF).

El **oxígeno** actúa siempre con número de oxidación -2, excepto si se combina con el flúor (único elemento que lo supera en electronegatividad) o si se encuentra formando un peróxido. Los peróxidos son sustancias que presentan un enlace oxígeno-oxígeno, y en las cuales el oxígeno actúa con un número de oxidación de -1.

El resto de los elementos de los grupos VA y VIA pueden actuar con distintos números de oxidación, según si se combinan o no con oxígeno, y si forman parte de compuestos binarios o ternarios.



El hidróxido de calcio, Ca(OH)₂, es un polvo blanco muy utilizado en odontología.



En algunos casos excepcionales, el estado de oxidación promedio de un elemento es una fracción, como, por ejemplo, 8/3 para el hierro en la magnetita (Fe₃O₄).



El peróxido de hidrógeno, más conocido como agua oxigenada, se utiliza frecuentemente como desinfectante de heridas.

NÚMERO DE OXIDACIÓN DE COMPUESTOS NEUTROS

En un compuesto neutro, la suma de los números de oxidación de todos los átomos debe ser igual a cero. En aquellos casos donde un átomo puede tener más de un número de oxidación, partir de esta afirmación nos permite conocer con qué número de oxidación está actuando dicho átomo en un compuesto determinado.

Por ejemplo, en el dióxido de manganeso (MnO_2) sabemos que el oxígeno actúa con número de oxidación -2, pero el manganeso podría estar actuando con +2, +3, +4, +5, +6 o +7. ¿Cómo saber con cuál de ellos está actuando? Podemos plantear la siguiente ecuación:



Es importante notar que en la ecuación debe multiplicarse el número de oxidación de cada uno de los átomos que forman el compuesto por su respectiva atomicidad. Si la atomicidad es 1, no es necesario escribirla en la ecuación.

Al despejar "X" de la ecuación, comprobamos que en el MnO_2 el manganeso actúa con número de oxidación +4.

Otra forma de deducir el número de oxidación de un átomo es a partir de la estructura de Lewis. Por ejemplo, en el dióxido de azufre (SO_2) sabemos que el oxígeno actúa con número de oxidación -2, pero ¿qué ocurre con el azufre? Si escribimos la estructura de Lewis para este compuesto, podemos ver que de los seis electrones que posee el azufre en su último nivel, solo cuatro de ellos están involucrados en uniones químicas. Por lo tanto, podemos deducir que en el SO_2 el azufre actúa con número de oxidación +4. Este número es positivo debido a que el azufre es menos electronegativo que el oxígeno.

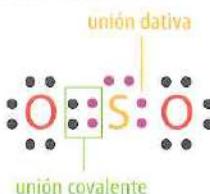
Haciendo un razonamiento análogo para el trióxido de azufre (SO_3), podríamos comprobar que en este compuesto el azufre actúa con número de oxidación +6.

NÚMERO DE OXIDACIÓN DE IONES

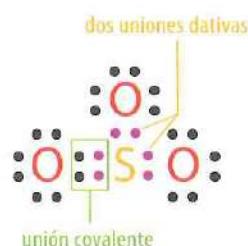
En los iones, la suma de los estados de oxidación de todos los átomos que lo forman es igual a la carga que posee el ion. Por ejemplo, en el ion permanganato (MnO_4^-), la suma de los números de oxidación de ambos átomos que lo forman (Mn y O) debe ser igual a -1, que es la carga que tiene el ion. En este caso, la ecuación se debe plantear igualada a -1, y de esta se puede despejar X igual a 7. Este resultado nos indica que en el ion MnO_4^- , el manganeso actúa con número de oxidación +7.



Fórmula de Lewis del dióxido de azufre

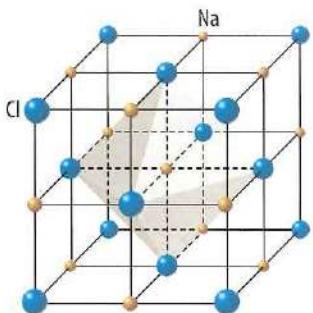


Fórmula de Lewis del trióxido de azufre



ACTIVIDADES

1. Confeccionen en sus carpetas un cuadro o tabla en el que puedan organizar los diferentes números de oxidación mencionados en estas tres páginas.
 2. Determinen el número de oxidación de cada átomo en los siguientes compuestos e iones.
 - a) NaH
 - b) H₂O
 - c) CaF₂
 - d) Cl₂O₃



En la red cristalina del cloruro de sodio hay un catión de sodio por cada anión de cloro, por eso la fórmula empírica es NaCl .



El ácido metanoico, más conocido como ácido fórmico, es un compuesto orgánico producido naturalmente por las hormigas, que lo utilizan como mecanismo de defensa.



El agua (H_2O) es un compuesto inorgánico, esencial para la vida. Entre sus propiedades más importantes está la de ser un solvente universal, ya que puede disolver la mayoría de las sustancias que existen.

REPRESENTACIÓN DE COMPUESTOS: FÓRMULA MOLECULAR Y FÓRMULA EMPÍRICA

Las moléculas son agrupaciones estables de átomos unidos entre sí por enlaces covalentes. Es posible representar las moléculas mediante fórmulas.

La **fórmula molecular** se compone de símbolos y subíndices numéricos: los símbolos se corresponden con los elementos que forman el compuesto químico representado, mientras que los subíndices indican la cantidad de átomos presentes de cada elemento en el compuesto (atomicidad). Por ejemplo, la fórmula del dióxido de carbono es CO_2 , lo cual indica que en una molécula de este gas hay dos átomos de oxígeno por cada átomo de carbono. Esta forma de representación química fue introducida por el químico sueco Jöns Berzelius (1779-1848) a principios del siglo XIX.

Los compuestos iónicos carecen de moléculas, ya que están formados por iones que forman redes o estructuras cristalinas. En los compuestos iónicos se habla de fórmula empírica, ya que la fórmula molecular no tiene sentido en estos casos. La **fórmula empírica** indica la mínima relación existente entre los iones que forman el compuesto. Por ejemplo, el cloruro de sodio o sal de mesa se representa con la fórmula NaCl , que indica que en la red cristalina por cada catión sodio (Na^+) hay un anión cloro (Cl^-).

Es importante aclarar que las fórmulas empírica y molecular no indican nada sobre la estructura espacial de la molécula.

En las fórmulas se utiliza la convención de escribir adelante el elemento más electropositivo y atrás el más electronegativo, excepto algunas excepciones, como el amoníaco (NH_3).



Aunque muchos compuestos son conocidos por sus nombres comunes, como el agua o el amoníaco, la fórmula de un compuesto determinado está vinculada a un nombre que tiene en cuenta los elementos que lo componen. En la actualidad, se denombra **nomenclatura química** al sistema de reglas creado por la IUPAC (mencionada en el comienzo del capítulo) que rige la asignación del nombre a los compuestos químicos.

Para estudiar la nomenclatura, es necesario distinguir primero entre compuestos orgánicos e inorgánicos. Los **compuestos orgánicos** son los que contienen carbono, comúnmente enlazado con hidrógeno, oxígeno, boro, nitrógeno, azufre y algunos halógenos. El resto de los compuestos se agrupan como **compuestos inorgánicos**, que a su vez se pueden clasificar en compuestos binarios y ternarios. Los **binarios** son aquellos que presentan dos elementos distintos, por ejemplo, el H_2O . Por su parte, los **ternarios** están formados por tres elementos distintos, como el ácido nítrico, HNO_3 .

En este capítulo nos centraremos principalmente en el estudio de la nomenclatura y el reconocimiento de las fórmulas de los compuestos inorgánicos.

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS CON HIDRÓGENO

El hidrógeno puede unirse con casi cualquier elemento de la tabla periódica. Además, el hidrógeno puede actuar con número de oxidación +1 o -1, según si se une con un elemento más o menos electronegativo que él.

Existen tres **tipos de nomenclaturas** que se pueden utilizar para nombrar los compuestos inorgánicos en general. Veamos cuáles son y en qué consisten.



LOS HIDRUROS METÁLICOS

Los **hidruros** son compuestos que resultan de la combinación de **hidrógeno** y algún **metal**, y en los cuales el hidrógeno actúa siempre con número de oxidación -1. La terminación **uro** se le asigna al elemento más electronegativo, que en estos compuestos corresponde siempre al hidrógeno, ya que este es más electronegativo que los metales.

La fórmula general de los hidruros metálicos es MeH_x , donde "Me" representa el metal (que se escribe siempre primero), y "x" coincide con su número de oxidación.

Para encontrar la fórmula y el nombre estos compuestos se sigue una serie de pasos. Veamos cuáles son usando como ejemplo el hidrógeno (H) y el potasio (K):

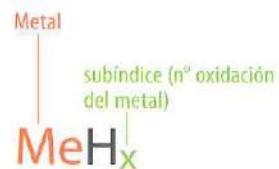
Paso 1. Se buscan los números de oxidación: K: +1 y H: -1 (en todos los hidruros). Si el metal tiene más de un número de oxidación, se debe saber con cuál de ellos actúa.

Paso 2. Para obtener la fórmula se ubica el metal adelante y el hidrógeno atrás según MeH_x . El subíndice del hidrógeno (x) coincide con el número de oxidación del potasio (cuando x = 1 no se escribe el 1). La fórmula en este caso queda KH.

Paso 3. Para nombrar el compuesto se pueden utilizar cualquiera de los tres tipos de nomenclatura previamente explicados. En el caso del KH, se llama **hidruro de potasio** según la nomenclatura sistemática y la de stock, e **hidruro potásico** según la nomenclatura tradicional.

En la siguiente tabla se presentan algunos ejemplos de hidruros metálicos con sus respectivas fórmulas y nombres, según las diferentes nomenclaturas presentadas.

Átomos	Nº oxidación del metal	Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
H, Mg	+2	MgH_2	Dihidruro de magnesio	Hidruro de magnesio	Hidruro magnésico
H, Cu	+1	CuH	Monohidruro de cobre	Hidruro de cobre (I)	Hidruro cuproso
H, Cu	+2	CuH_2	Dihidruro de cobre	Hidruro de cobre (II)	Hidruro cúprico



ACTIVIDADES

1. ¿Qué representan los símbolos y los subíndices en las fórmulas molecular y empírica?
2. ¿Qué es la "nomenclatura química"? Enumeren y describan brevemente los tres tipos de nomenclatura que existen.

Subíndice (nº oxidación
del no metal)

No metal

H_x NoMe



El ácido fluorídrico (HF) se utiliza en la industria y preparación del vidrio o el cristal, en el tallado y grabado de estos.



El ácido sulfídrico (H₂S) es un gas sumamente tóxico que producen algunas bacterias que habitan en pantanos.

LOS HIDRÁCIDOS O HIDRUROS NO METÁLICOS

Los hidrácidos o hidruros no metálicos son combinaciones binarias entre el hidrógeno y un no metal del grupo VIIA (halógenos) o VIA (exceptuando el oxígeno, que se une con el hidrógeno para dar agua). En los hidrácidos, el hidrógeno actúa siempre con número de oxidación +1, y el no metal lo hace con número de oxidación negativo.

El hidrógeno es menos electronegativo que cualquiera de los no metales con los que se combina para formar un hidrácido. Como vimos, en los compuestos binarios sin oxígeno, la terminación *uro* se le asigna al elemento más electronegativo. Por este motivo, los hidrácidos se llaman **nometaluro de hidrógeno**.

Los hidrácidos se caracterizan por presentar carácter ácido cuando se disuelven en agua, por lo que también se los denomina **ácidos hidrácidos**.

La fórmula general de los hidrácidos es H_x NoMe, donde "NoMe" corresponde al no metal, y el subíndice "x" a su número de oxidación. En estos compuestos, el hidrógeno se coloca primero en la fórmula por tratarse del elemento menos electronegativo.

A continuación veamos los pasos por seguir para encontrar la fórmula y el nombre de los hidrácidos, usando como ejemplo la combinación entre el hidrógeno (H) y el yodo (I):

Paso 1. Se toma para el hidrógeno el número de oxidación +1 y para el yodo el -1. Si bien el yodo posee cuatro números de oxidación más (+1, +3, +5 y +7), estos son positivos. En los hidrácidos, el no metal siempre actúa con el único número de oxidación negativo que tiene.

Paso 2. Para obtener la fórmula se coloca el hidrógeno adelante y el no metal en segundo lugar, según H_x NoMe. El subíndice del hidrógeno (x) coincide con el número de oxidación del yodo, que es +1 (que como vimos, no se escribe). Por lo tanto, la fórmula de este compuesto será HI.

Paso 3. Para nombrar el compuesto debemos tener en cuenta que los hidrácidos se nombran utilizando la nomenclatura tradicional y la nomenclatura sistemática. La nomenclatura de stock no se utiliza para estos compuestos ya que esta se usa para aclarar el número de oxidación de los elementos, y los no metales tienen un único número de oxidación negativo. En la nomenclatura tradicional, los hidrácidos se nombran usando la palabra **ácido** y añadiendo el sufijo hídrico al nombre del elemento no metal. En el caso del hidrácido de fórmula HI se lo llama **yoduro de hidrógeno** según la nomenclatura sistemática, y **ácido yodhídrico** según la nomenclatura tradicional.

En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos de hidrácidos con sus respectivas fórmulas y nombres.

Átomos	Nº oxidación negativo del no metal	Fórmula	N. sistemática	N. tradicional (en dilución acuosa)
H, Se	-2	H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
H, Cl	-1	HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
H, S	-2	H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
H, F	-1	HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico

OTROS COMPUESTOS BINARIOS CON HIDRÓGENO

El **hidrógeno** también puede combinarse con átomos de elementos **no metálicos** de los **grupos IVA y VA** de la tabla periódica, para formar compuestos que no tienen propiedades ácidas. Entre estos no metales algunos son más electronegativos y otros más electropositivos que el hidrógeno. Por lo tanto, el número de oxidación del hidrógeno será +1 o -1 según el átomo con el que se combine: cuando lo haga con un átomo más electronegativo actuará con +1, mientras que cuando lo haga con uno más electropositivo actuará con -1.

Para escribir la fórmula de estos compuestos se coloca primero el símbolo del no metal seguido del hidrógeno y luego se colocan los subíndices correspondientes. El orden de notación se respeta incluso si el hidrógeno es menos electronegativo que el otro elemento con el que se combina.

Veámos cómo debemos proceder para encontrar la fórmula y el nombre de estos compuestos exemplificando con la combinación entre el hidrógeno (H) y el carbono (C):

Paso 1. Se deben buscar en la tabla periódica las electronegatividades de cada elemento.

En este caso, EN_H: 2,1 y la EN_C: 2,6, lo que significa que el carbono es más electronegativo y por lo tanto actuará con su número de oxidación negativo (-4), mientras que el hidrógeno actuará con +1.

Paso 2. Para obtener la fórmula se coloca el no metal adelante seguido del hidrógeno, según NoMeHx. El subíndice del hidrógeno (x) se calcula considerando que la suma de los números de oxidación por la atomicidad de cada átomo debe dar cero.

$$\begin{array}{c} \text{nº oxidación del H} \\ \uparrow \\ (-4) + (-1) \cdot x = 0 \\ \downarrow \quad \quad \quad \downarrow \\ \text{nº oxidación del C} \quad \quad \quad \text{atomicidad del H} \end{array}$$

En este caso, resulta que $x = 4$, y por lo tanto la fórmula de este compuesto es CH₄.

Paso 3. Estos compuestos se nombran con la nomenclatura sistemática, anteponiendo a la palabra *hidruro* el prefijo que indica la cantidad de hidrógenos en la fórmula, y después se sigue con el nombre del no metal. Además, estos compuestos también tienen otros nombres vulgares aceptados por la IUPAC.

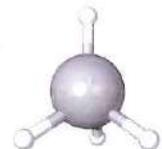
En la siguiente tabla se ven algunos ejemplos de este tipo de compuestos binarios, con su respectiva fórmula y nomenclatura.

Subíndice (según corresponda)

No metal
NoMeH_x



El amoníaco, la fosfina y la arsenamina poseen geometría piramidal.



El metano y el silano presentan geometría molecular tetraédrica.

Átomos	Nº oxidación del hidrógeno	Nº oxidación del no metal	Fórmula	N. sistemática	Otra nomenclatura
H, N	+1	-3	NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoníaco
H, P	+1	-3	PH ₃	Trihidruro de fósforo	Fosfina o fosfamina
H, As	+1	-3	AsH ₃	Trihidruro de arsénico	Arsenamina
H, Si	-1	+4	SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	Silano
H, B	-1	+3	BH ₃	Trihidruro de boro	Borano
H, C	+1	-4	CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano

NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS CON OXÍGENO



El aire que respiramos está compuesto en un 21% por oxígeno. ¿En qué forma creen que se halla este elemento?

Método de cruzamiento de números de oxidación



El oxígeno es el elemento más abundante en la Tierra, y el segundo más electronegativo de la tabla periódica (luego del flúor). El oxígeno está presente en muchos compuestos orgánicos e inorgánicos, y puede combinarse con casi todos los elementos, incluidos algunos de los gases nobles, para formar compuestos binarios llamados óxidos. A continuación veamos los distintos tipos de óxidos que existen y cómo se los denomina.

ÓXIDOS NO METÁLICOS U ÓXIDOS ÁCIDOS

Los **óxidos no metálicos** u **óxidos ácidos** son compuestos binarios formados por **oxígeno** y algún **no metal**. La denominación **óxidos ácidos** se debe a que este tipo de óxidos disuelven en agua produciendo soluciones ácidas.

En los óxidos no metálicos, el oxígeno actúa con número de oxidación -2, y el no metal, con número de oxidación positivo. La única excepción a esta regla la constituye el flúor, que al ser el único elemento más electronegativo que el oxígeno, actúa siempre con número de oxidación negativo (y entonces el oxígeno debe hacerlo con número de oxidación positivo).

La fórmula general de los óxidos ácidos es **NoMe_xO_y**, donde "NoMe" corresponde al no metal, y los subíndices "x" e "y" a la atomicidad correspondiente para cada uno de los elementos que forma el compuesto. El no metal se ubica adelante en la fórmula porque es menos electronegativo que el oxígeno (con excepción del flúor, como ya vimos).

Veamos los pasos por seguir para encontrar la fórmula y el nombre de estos compuestos usando como ejemplo la combinación entre el oxígeno (O) y el fósforo (P):

Paso 1. Se toma para el oxígeno el número de oxidación -2, y se busca en la tabla periódica los números de oxidación positivos del no metal con el que se combina. En este caso, para el fósforo pueden ser +3 y +5.

Paso 2. Para obtener la fórmula de los óxidos ácidos, se coloca el no metal por delante seguido del oxígeno. Para obtener los subíndices de cada uno de los elementos se utiliza un método que consiste en cruzar los números de oxidación. Así, el número de oxidación del no metal corresponde a cantidad de átomos del oxígeno en la molécula, y el número de oxidación del oxígeno, a la atomicidad del no metal. Este método también puede utilizarse para deducir las fórmulas de los compuestos binarios de hidrógeno que vimos anteriormente.

Paso 3. Para nombrar los óxidos ácidos se pueden utilizar cualquiera de los tres tipos de nomenclatura previamente explicados. Según la nomenclatura sistemática, se usa el término **óxido**, precedido por el prefijo numeral que indica el número de átomos de oxígeno, seguido del nombre del no metal, también precedido por el prefijo que indica su atomicidad. En nuestro ejemplo, serían **trióxido de difósforo** para el P_2O_3 , y **pentóxido de difósforo** para el P_2O_5 . Según la nomenclatura de stock, se los llama "óxido de no metal", aclarando entre paréntesis la valencia del no metal. En nuestro ejemplo, serían **óxido de fósforo (III)** y **óxido de fósforo (V)**.

Finalmente, para la nomenclatura tradicional se utiliza el término **anhídrido** seguido del no metal, al cual se le agregan los prefijos y sufijos correspondientes en función de la valencia que tenga. Para nuestro ejemplo, **anhídrido fosforoso** y **anhídrido fosfórico**.

ÓXIDOS DE CLORO

El cloro es un no metal que pertenece al grupo VIIA de la tabla periódica o grupo de los halógenos, y que puede combinarse con el oxígeno para dar óxidos.

El cloro posee siete electrones en su último nivel energético, sin embargo, no siempre utiliza todos ellos cuando establece uniones químicas con otros elementos. Por eso, el cloro tiene cinco números de oxidación: -1, +1, +3, +5 y +7. Cuando se forma un óxido, el cloro puede actuar con cualquiera de sus cuatro números de oxidación positivos, mientras que el -1 se descarta teniendo en cuenta que el oxígeno actúa con número de oxidación -2 (y como ya vimos, en un compuesto neutro, la suma de los números de oxidación debe ser cero).

Si cruzamos los números de oxidación del cloro y el oxígeno, vemos que se pueden obtener cuatro óxidos de cloro distintos.



En cada uno de estos compuestos, el cloro involucra distinta cantidad de electrones en los enlaces químicos que forma con el oxígeno. En la siguiente tabla se muestran los nombres de cada uno de estos óxidos, las estructuras de Lewis que los representan y las geometrías moleculares que poseen.

Compuesto	Estructura de Lewis	Molécula	Geometría molecular
Cl_2O Monóxido de dicloro Óxido de cloro (I) Anhídrido hipocloroso			Angular
Cl_2O_3 Trióxido de dicloro Óxido de cloro (III) Anhídrido cloroso			Dos ángulos unidos por el oxígeno
Cl_2O_5 Pentóxido de dicloro Óxido de cloro (V) Anhídrido clórico			Dos pirámides unidas por el oxígeno
Cl_2O_7 Heptóxido de dicloro Óxido de cloro (VII) Anhídrido perclórico			Dos tetraedros unidos por el oxígeno

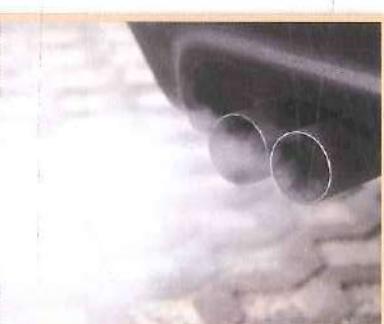
ÓXIDOS CON IMPACTO AMBIENTAL NEGATIVO



El uso masivo de fertilizantes nitrogenados produce la liberación de óxidos de nitrógeno al aire.



El dióxido de azufre (SO_2) es uno de los gases que se encuentra en mayor abundancia en las emisiones volcánicas, junto con el vapor de agua (H_2O) y el dióxido de carbono (CO_2).



En los automóviles, el monóxido de carbono (CO) se origina en la combustión incompleta del combustible, y luego es emitido al exterior por los caños de escape.

Algunos óxidos no metálicos pueden producir un fuerte impacto negativo sobre el ambiente, e incluso pueden afectar la salud de los seres vivos. Veamos algunos ejemplos.

El monóxido de nitrógeno (NO) y el dióxido de nitrógeno (NO_2) son dos de los óxidos más importantes toxicológicamente. La mayor fuente de emisiones de óxidos de nitrógeno es de origen antropogénico y se debe principalmente al uso de combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural) y de fertilizantes, aunque también son producidos de manera natural y en menor cantidad por algunas bacterias, por actividad volcánica y por descargas eléctricas atmosféricas.

Los óxidos de nitrógeno están relacionados con la producción de ácido nítrico (HNO_3), uno de los principales componentes de la lluvia ácida. Además, las emisiones de NO_2 incrementan la destrucción de la capa de ozono y el efecto invernadero.

El dióxido de azufre (SO_2), un gas incoloro con un característico olor asfixiante, es liberado en muchos procesos de combustión (ya que algunos combustibles fósiles contienen compuestos azufrados). Además, es uno de los gases más comúnmente liberados durante erupciones volcánicas.

El SO_2 es el principal causante de la lluvia ácida ya que en la atmósfera se transforma en ácido sulfúrico (H_2SO_4).

En cuanto a los efectos sobre la salud, tanto los óxidos de nitrógeno como el dióxido de azufre afectan principalmente el sistema respiratorio. Estas sustancias pueden irritar los ojos, la nariz, la garganta, las vías respiratorias y los pulmones. En algunos casos, pueden incluso causar bronquitis y pulmonía, así como reducción significativa de la resistencia respiratoria a las infecciones.

El monóxido de carbono (CO) es un gas inodoro, incoloro, inflamable y altamente tóxico, que puede llegar a causar la muerte cuando se respira en niveles elevados.

El CO es producto de la combustión incompleta del material que contiene carbono y de algunos procesos industriales y biológicos. Este gas se encuentra en las emanaciones producidas por vehículos automotores, pequeños motores de gasolina, cocinas de gas y sistemas de calefacción, entre otros.

La intoxicación por monóxido de carbono es muy peligrosa, y puede causar la muerte de seres humanos y animales expuestos a este gas. En el siguiente esquema se detallan los principales síntomas de una intoxicación por monóxido de carbono, y las medidas preventivas fundamentales para evitarla.

INTOXICACIÓN POR MONÓXIDO DE CARBONO

SÍNTOMAS

- Dolor de cabeza
- Mareo o visión borrosa
- Debilidad
- Náuseas y vómitos
- Dolor de pecho
- Desorientación y confusión
- Desmayos
- Muerte

MEDIDAS PREVENTIVAS

- Mantener los ambientes con artefactos a gas encendidos bien ventilados.
- No calefaccionar la casa con el horno u hornallas.
- Verificar que la llama de los artefactos a gas sea azul (si es amarilla, naranja o roja significa que está funcionando mal).
- Evitar el uso del carbón dentro de la casa, aun en la chimenea.
- No dejar el auto encendido en un ambiente sin ventilación.
- Hacer revisar las instalaciones y controles de los artefactos por un gasista matriculado.

ÓXIDOS METÁLICOS U ÓXIDOS BÁSICOS

Los **óxidos metálicos** u **óxidos básicos** son compuestos binarios formados por **oxígeno** y algún **metal**. Este tipo de compuestos recibe la denominación de *básicos* debido a que cuando reaccionan con agua forman hidróxidos, que son sustancias de carácter básico.

En los óxidos metálicos el oxígeno actúa con número de oxidación -2, mientras que el metal lo hace con número de oxidación positivo. La fórmula general de los óxidos básicos es **Me_xO_y**, donde "Me" corresponde al metal, y los subíndices "x" e "y" a la atomicidad correspondiente para cada uno de los elementos que forma el compuesto.

Veamos los pasos por seguir para formular y nombrar los compuestos formados por oxígeno y un metal, con ejemplos como el oxígeno (O) y el magnesio (Mg):

Paso 1. Se toma para el oxígeno el número de oxidación -2, y se busca en la tabla periódica los números de oxidación posibles para el metal. En el caso del magnesio solo presenta uno: +2.

Paso 2. Para obtener la fórmula cruzamos los números de oxidación.



En este caso es posible simplificar los subíndices, y entonces



Paso 3. Para nombrar los óxidos básicos también se pueden utilizar cualquiera de los tres tipos de nomenclatura previamente explicados. Según la nomenclatura sistemática y la nomenclatura de stock, se siguen las mismas reglas que para los óxidos ácidos. En el caso de nuestro ejemplo, el compuesto se nombra **monóxido de magnesio** y **óxido de magnesio**, respectivamente. En la notación de stock es fundamental no confundir el número que va entre paréntesis (valencia) con la atomicidad del metal en el compuesto.

Para la nomenclatura tradicional también se utiliza el término *óxido* seguido del metal, al cual se le agregan los prefijos y sufijos correspondientes en función de la valencia que tenga. El compuesto de nuestro ejemplo se denomina **óxido magnésico**. Vale aclarar que en el caso de la nomenclatura tradicional, algunos elementos llevan denominaciones especiales que se listan en la tabla de la derecha.

Los óxidos se han utilizado desde la antigüedad, aun desconociendo su naturaleza química, y se siguen utilizando en la actualidad para múltiples aplicaciones. Veamos algunos ejemplos de óxidos básicos, con sus respectivas fórmulas y nombres.

Fórmula	Nº oxidación del metal	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
CaO	+2	Monóxido de calcio	Óxido de calcio	Óxido cálcico
FeO	+2	Monóxido de hierro	Óxido de hierro (II)	Óxido ferroso
Fe ₂ O ₃	+3	Trióxido de dihierro	Óxido de hierro (III)	Óxido férrico
ZnO	+2	Monóxido de cinc	Óxido de cinc	Óxido cincoso
PbO	+2	Monóxido de plomo	Óxido de plomo (II)	Óxido plumboso
PbO ₂	+4	Dióxido de plomo	Óxido de plomo (IV)	Óxido plúmbico



El monóxido de calcio (CaO) o cal viva tiene múltiples aplicaciones y usos en la construcción: se usa tanto para construir como para pintar, decorar, tratar suelos y mejorar mezclas.

Elemento	Menor valencia	Mayor valencia
Hierro	Ferroso	Férrico
Cobre	Cuproso	Cúprico
Estaño	Estannoso	Estánnico
Oro	Auroso	Áurico
Plomo	Plumboso	Plúmbico
Plata	Argéntico	



El monóxido de cinc se utiliza en la elaboración de cremas y productos de cosmética.

SALES BINARIAS



Además de su uso en la alimentación humana como sal de mesa, el cloruro de sodio (NaCl) se utiliza en diversas industrias como la farmacológica y la metalúrgica, entre otras.



El bromuro de plata es un material muy utilizado en fotografía (AgBr) debido a su sensibilidad a la luz.



El yoduro de plata (AgI) se utiliza para producir lluvias mediante la técnica de sembrado de nubes.

Las **sales binarias** se forman por la combinación entre un **metal** y un **no metal**. Debido a que los no metales son más electronegativos que los metales, en estos compuestos el metal siempre es el que actúa con número de oxidación positivo, mientras que el no metal lo hace con número de oxidación negativo.

La fórmula general de las sales binarias es **Me_xNoMe_y**, donde "Me" corresponde al metal y "NoMe" al no metal, y los subíndices "x" e "y" se obtienen cruzando los números de oxidación de los elementos. En la fórmula de las sales, el metal se coloca primero porque es el más electropositivo de los átomos.

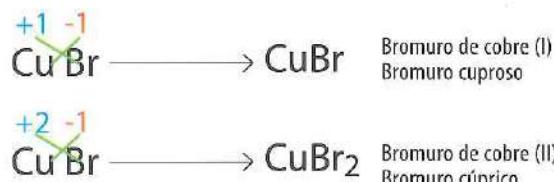
Para formular y nombrar una sal binaria, se deben seguir los mismos pasos previamente explicados para los otros compuestos binarios. Veamos cómo se procede usando como ejemplo la sal formada por el potasio (K) y el cloro (Cl).

Paso 1. Se buscan los números de oxidación para ambos elementos, recordando que en estos compuestos el no metal actúa con número de oxidación negativo. En nuestro caso, para el K: +1, y para el Cl: -1

Paso 2. Para obtener la fórmula cruzamos los números de oxidación. En este caso, al ser ambos iguales, la fórmula queda **KCl**.

Paso 3. Para nombrar las sales binarias se puede utilizar cualquiera de los tres tipos de nomenclatura, siguiendo las reglas previamente explicadas y teniendo en cuenta el agregado de la terminación *uro* al no metal que forma el compuesto. En nuestro ejemplo, los nombres de la sal son **monocloruro de potasio**, según la nomenclatura sistemática, **cloruro de potasio** según la nomenclatura de stock (no se aclara el número de oxidación del potasio porque solo tiene uno) y **cloruro potásico** según la nomenclatura tradicional.

Algunos metales tienen más de un número de oxidación, y pueden formar más de una sal con un mismo no metal. Por ejemplo, el cobre (Cu) puede actuar con número de oxidación +1 o +2 al combinarse con el bromo (Br), formando dos compuestos distintos.



En la siguiente tabla se muestran algunos ejemplos de sales binarias, con sus respectivas fórmulas y posibles nomenclaturas.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
AgI	Yoduro de plata	Yoduro de plata	Yoduro argéntico
CaF ₂	Difluoruro de calcio	Fluoruro de calcio	Fluoruro cálcico
AlCl ₃	Tricloruro de aluminio	Cloruro de aluminio	Cloruro aluminíco
AgBr	Bromuro de plata	Bromuro de plata	Bromuro argéntico
NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio	Cloruro sódico
FeCl ₂	Dicloruro de hierro	Cloruro de hierro (II)	Cloruro ferroso
FeCl ₃	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)	Cloruro férrico

PROPIEDADES DE LAS SALES BINARIAS

Las **sales binarias** son **compuestos iónicos**. Esto se debe a que la diferencia de electronegatividades entre el metal y el no metal que las forma es mayor o igual a 2, lo que resulta en un enlace iónico (como vimos en el capítulo anterior).

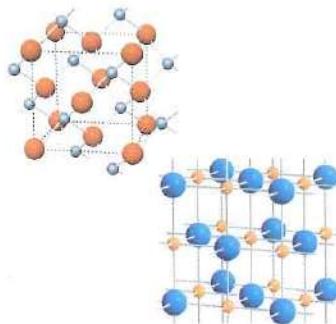
Los compuestos iónicos no forman moléculas sino redes cristalinas que se mantienen unidas por fuerzas de atracción que se establecen entre los iones de cargas eléctricas opuestas: cationes, de carga positiva, y aniones, de carga negativa. Esta disposición espacial y la gran intensidad de las fuerzas de unión les otorgan ciertas propiedades a las sales (que comparten con todos los otros tipos de compuestos iónicos también) que se explican a continuación.

Los compuestos iónicos son **sólidos a temperatura ambiente** debido a que las fuerzas de atracción son muy intensas, por lo que los iones se encuentran muy atraídos y muy cerca unos de otros.

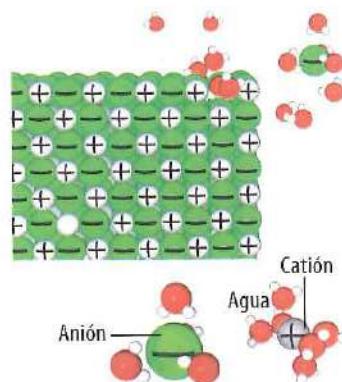
Si bien los compuestos iónicos poseen cargas (iones), estas no se pueden mover cuando se encuentran en una estructura rígida. Por lo tanto, en estado sólido, las sales no conducen la electricidad. Por el contrario, cuando se encuentran **fundidas** o **disueltas**, las cargas pueden movilizarse, y por lo tanto **conducen la corriente eléctrica**.

Los **puntos de fusión y ebullición** de los compuestos iónicos son **muy elevados** debido a que es necesario entregar mucha energía para poder vencer las fuerzas electrostáticas que mantienen la estructura rígida del cristal. Sin embargo, los cristales iónicos son **quebradizos**: cuando se los golpea se produce un desplazamiento de los iones, y se enfrentan y repelen los de cargas iguales, por lo que el cristal se rompe.

Las sales iónicas son **solubles en solventes polares**, por ejemplo, en el agua. Las moléculas de agua atraen y rodean los iones, provocando que estos se separen y se rompa la estructura cristalina de la sal. Debido a su geometría molecular, el agua resulta una molécula polar. Así, la zona de polaridad negativa (átomo de oxígeno) rodea los cationes de la sal, mientras que la zona de polaridad positiva (átomos de hidrógeno) hace lo propio con los aniones del cristal.



Distintos tipos de redes cristalinas que representan compuestos iónicos.



Las moléculas de agua rodean los iones y rompen la estructura del cristal. No es el agua la que conduce la corriente eléctrica, sino las sales disueltas en ella.

HERRAMIENTAS

Confección de una presentación digital

A la hora de realizar una presentación digital, es preciso tener en cuenta algunas reglas. Veamos algunas de ellas:

Regla 1. Menos es más. Si se tiene media hora para hablar, no significa que se necesitan 30 diapositivas. No es necesario colocar en la presentación cada palabra de lo que se dirá.

Regla 2. Regla de los expertos 6 x 7 x 6. No se deben colocar más de 6 líneas por diapositiva. No más de 7 palabras por línea. Y un máximo de 6 diapositivas por minuto.

Regla 3. Tamaño grande y no más de tres estilos de fuente. El tamaño de la fuente en una presentación debe ser de unos 24 puntos para el contenido y de al menos 34 para el título. Además, no debe haber más de tres tipos en una diapositiva.

Regla 4. Gráfico sí, collage no. En la mayoría de las presentaciones se colocan muchas imágenes. La clave está en no abusar. Si se coloca un gráfico, este debe aportar algo y no ser un simple adorno. No se debe tener miedo a los espacios vacíos; está bien dejar partes en blanco.

Regla 5. Cuidado con las animaciones. Si saturamos al público con animaciones y dibujos sin sentido, perderemos el mensaje que se intenta comunicar.

Regla 6. Ojo con los contrastes. No usar colores estridentes para los textos y combinar entre fondos y fuentes.

Teniendo en cuenta estas seis reglas, armen una presentación digital con los temas que vieron hasta el momento en el capítulo. Pueden usar Microsoft PowerPoint, con OpenOffice Impress (gratuito) o Google Docs (online y gratuito).

COMPUESTOS TERNARIOS

Fórmula	N. stock
KOH	Hidróxido de potasio
Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio
Fe(OH) ₂	Hidróxido de hierro (II)
Fe(OH) ₃	Hidróxido de hierro (III)

Fórmula	N. tradicional
HNO ₃	Ácido nítrico
H ₂ CrO ₄	Ácido crómico
H ₂ MnO ₄	Ácido mangánico
HBrO ₂	Ácido brómico

Terminación del oxoácido	Terminación del anión
-OSO	-ITO
ácido nitroso (HNO ₂)	anión nitrito (NO ₂ ⁻)
-ICO	-ATO
ácido nítrico (HNO ₃)	anión nitrato (NO ₃ ⁻)

Fórmula	N. stock
HgCr ₂ O ₄	Cromato de mercurio (I)
Na ₂ SO ₄	Sulfato de sodio
FeCO ₃	Carbonato de hierro (II)
Fe ₂ (CO ₃) ₃	Carbonato de hierro (III)
Cu(NO ₃) ₂	Nitrato de cobre (II)
Fe(MnO ₄) ₃	Permanganato de hierro (III)

Los **compuestos ternarios** son aquellos que están formados por tres elementos diferentes. En química inorgánica, los compuestos ternarios más importantes son los **hidróxidos**, los **oxoácidos** y las **oxosales**. Veamos cómo están formados y cómo se nombran cada uno de ellos:

- **Hidróxidos.** Son compuestos formados por un **metal** y el **grupo hidroxilo (OH)**, el cual les otorga a estos compuestos propiedades básicas, antagónicas a los ácidos. La fórmula general de los hidróxidos es **Me(OH)_x**, donde "x" indica el número de grupos OH unidos al metal.

Los hidróxidos se nombran anteponiendo el término *hidróxido* seguido del nombre del metal, aplicando las mismas reglas que se usan en el caso de los compuestos binarios. Veamos algunos ejemplos en la tabla ubicada a la izquierda.

- **Oxoácidos.** Son compuestos formados por **oxígeno, hidrógeno** y un **no metal**. Los oxoácidos se obtienen agregando una molécula de agua al óxido correspondiente (anhídrido). Cuando se encuentran disueltos en agua, los oxoácidos liberan protones que les dan propiedades ácidas a las diluciones.

La fórmula general de los oxoácidos es: **H_xNoMe_yO_z**, donde "x", "y" y "z" representan el número de átomos de cada uno de ellos. En algunos casos, en lugar del no metal puede encontrarse un metal de transición con número de oxidación elevado.

Para nombrarlos, se antepone el nombre genérico de "ácido", y luego se siguen las mismas reglas explicadas para los compuestos binarios. Para estos compuestos no se utiliza la nomenclatura de stock. Veamos algunos ejemplos en la tabla ubicada al lado.

- **Oxisales.** Son compuestos formados por un **metal**, un **no metal** y **oxígeno**. Las oxisales resultan de la combinación de un **anión derivado de un oxoácido** con un **cátion metálico**. La fórmula general de las oxisales es: **Me_xNoMe_yO_z**, donde "x", "y" y "z" representan el número de átomos de cada uno de ellos.

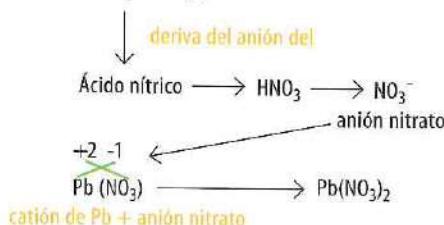
Para nombrar las sales ternarias, es necesario saber nombrar el anión que las forma. Para ello, se cambia el sufijo del ácido que las origina, como se ve en la tabla.

Luego, el nombre de la sal ternaria se construye según la nomenclatura de stock: nombre del anión + nombre del metal (número de oxidación), y según la nomenclatura tradicional: nombre del anión + nombre del metal (este último llevando los prefijos y/o sufijos correspondientes según las reglas de nomenclatura ya vistas).

Veamos un ejemplo de cómo se formulan y se nombran las oxisales, y algunos ejemplos de estos compuestos en la tabla que está a la izquierda.

FORMULACIÓN

Nitrato de plomo (II)



NOMENCLATURA

KClO₄

para nombrar el anión se busca el ácido del cual deriva

ClO₄⁻

anión perclorato ← ácido perclórico

Luego, del ácido deriva el nombre del anión

+ K

perclorato de potasio

COMPUESTOS ORGÁNICOS

Los **compuestos orgánicos**, también llamados *moléculas orgánicas*, están formados por átomos de carbono e hidrógeno, que se unen por enlaces covalentes carbono-carbono y/o carbono-hidrógeno. En muchos casos estos compuestos tienen oxígeno, y también otros elementos como nitrógeno, azufre, fósforo, boro y halógenos.

Los compuestos orgánicos son el tipo de sustancia más abundante en la naturaleza, y existe una enorme variedad de ellos. A su vez, estos compuestos se clasifican de acuerdo con su origen en **naturales**, que son los producidos por los seres vivos, como la glucosa, y los **artificiales**, que son sintetizados por el hombre en el laboratorio, como los plásticos.

Los **hidrocarburos** son los compuestos orgánicos más simples, constituidos únicamente por carbono e hidrógeno. Si se sustituyen uno o más átomos de hidrógeno por otro átomo o agrupación de átomos se pueden generar el resto de los compuestos orgánicos, denominados **hidrocarburos sustituidos**.

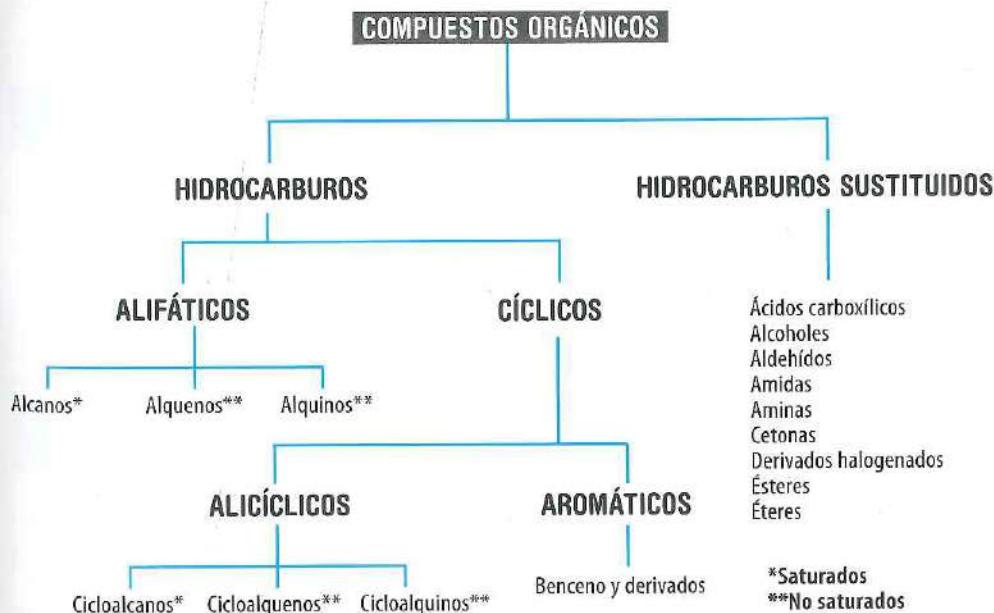
Entre los carbonos de los hidrocarburos se pueden formar enlaces simples, dobles o triples, que forman cadenas normales (lineales), ramificadas o cílicas (cerradas). Además, los enlaces carbono-carbono pueden clasificarse en:

1. Saturados. Los carbonos se unen por enlaces simples y saturan el resto de sus uniones con hidrógeno. Es el caso de los alkanos.

2. No saturados o insaturados. Los carbonos se unen por enlaces dobles o triples, y saturan el resto de sus uniones (si pueden) con hidrógeno. Es el caso de los alquenos, alquinos y aromáticos.

Para nombrar los hidrocarburos en general se debe tener en cuenta un prefijo que indica la cantidad de átomos de carbono que forma la cadena, y un sufijo que señala el grupo al que pertenece el compuesto, que puede ser: -ano (alcano), -eno (alqueno) o -ino (alquino). La palabra *ciclo* indica que se trata de un compuesto ciclado.

El siguiente esquema muestra la clasificación de los hidrocarburos y los hidrocarburos sustituidos según su estructura y propiedades.



Durante la fotosíntesis, con agua, dióxido de carbono y energía lumínica, las plantas producen glucosa, un tipo de compuesto orgánico natural.



Los plásticos convencionales son materiales de muy variados usos en distintas industrias y en la vida cotidiana, producidos a partir de compuestos orgánicos como el petróleo.

Números de carbonos	Prefijo griego
1	Met
2	Et
3	Prop
4	But
5	Pent
6	Hex
7	Hept
8	Oct
9	Non
10	Dec

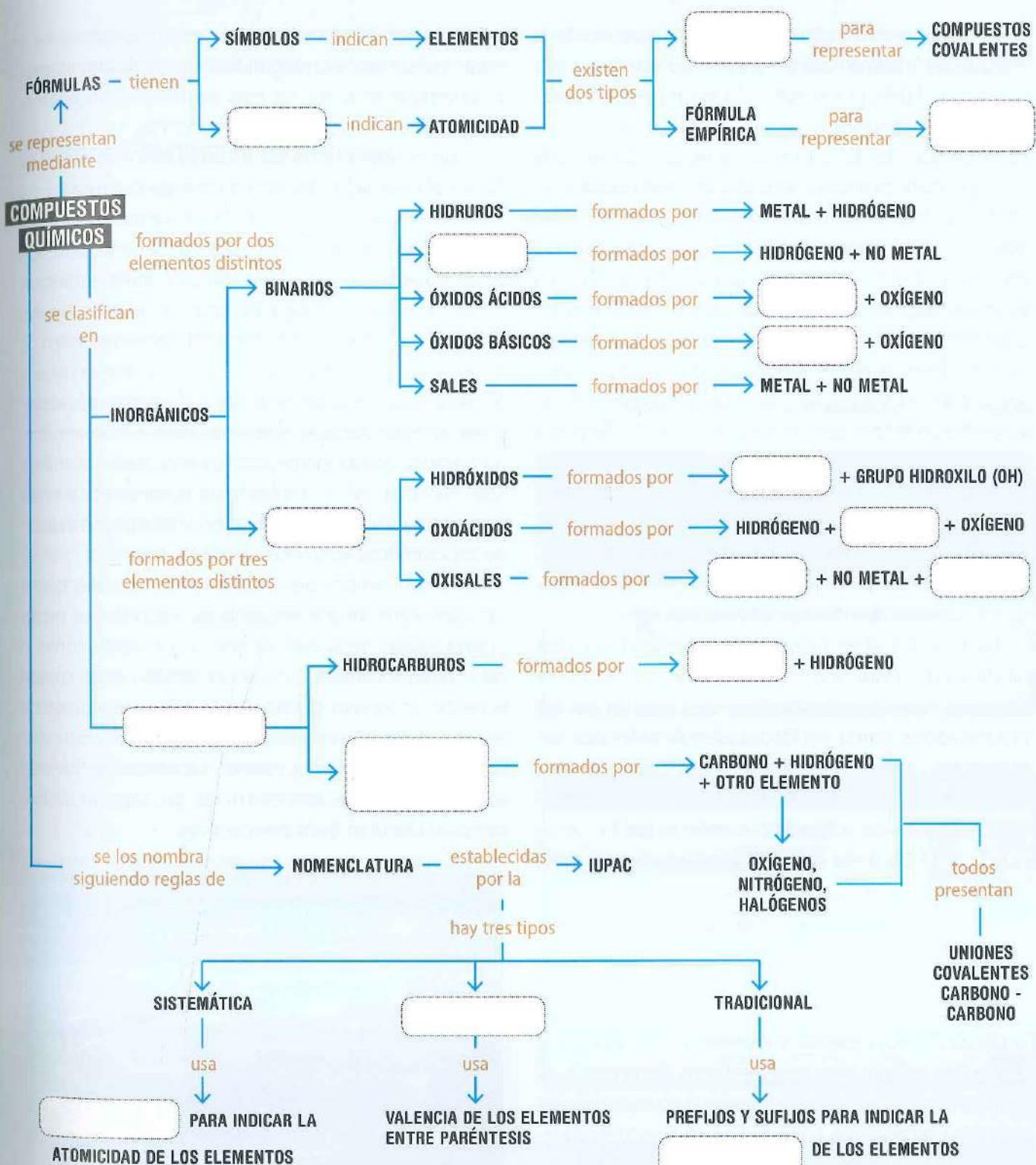
Prefijos griegos relacionados con el número de carbonos de la cadena.

- Respondan a las siguientes preguntas.
 - ¿Qué es el número de oxidación de un átomo? Elaboren un párrafo para explicar detalladamente por qué es posible que un mismo átomo tenga más de un número de oxidación.
 - ¿Qué es la fórmula molecular de un compuesto? ¿Es posible encontrar la fórmula molecular de cualquier compuesto? Justifiquen sus respuestas.
 - ¿Qué diferencia existe entre un compuesto binario y uno terciario?
 - ¿Qué tipos de compuestos binarios y terciarios conocen? Expliquen cómo están formados y ejemplifiquen en cada caso.
 - ¿Por qué consideran que es importante que exista una serie de normas y reglas para consensuar la forma de nombrar los compuestos?
- Hagan un esquema conceptual para explicar los tres sistemas de nomenclatura que existen y son aceptados por la IUPAC.
- Algunos óxidos no metálicos pueden tener un impacto negativo sobre el ambiente o ser perjudiciales para la salud de los seres humanos y los animales. En función de los compuestos estudiados en este capítulo, elaboren una propuesta o serie de recomendaciones que crean adecuadas para disminuir la cantidad de estos óxidos en el ambiente. Luego, discutan con sus compañeros y el docente sus ideas en clase.
- Marquen verdadero (V) o falso (F) según corresponda. En caso de que la frase sea falsa, corríjanla para que sea verdadera.
 - En los óxidos metálicos u óxidos básicos, el oxígeno siempre actúa con n° de oxidación -2.
 - En los compuestos binarios, el hidrógeno solo actúa con n° de oxidación negativo.
 - En las sales binarias, el metal siempre actúa con n° de oxidación negativo.
 - Las sales ternarias derivan de los hidrácidos.
 - Los hidrocarburos cíclicos no pueden tener dobles enlaces.
- Los alquenos se nombran utilizando la terminación "-eno".
- El prefijo "Met" indica que el hidrocarburo tiene tres carbonos.
- Nombren los siguientes compuestos, y especifiquen en cada caso con qué número de oxidación actúa cada elemento.
 - CuH_2
 - AgH
 - HBr
 - Li_2O
 - Al_2O_3
 - $\text{Ni}(\text{OH})_2$
 - H_2CO_3
- Formulen los siguientes compuestos, y especifiquen en cada caso con qué número de oxidación actúa cada elemento.
 - Óxido de plomo (IV)
 - Sulfuro de cobre (II)
 - Óxido de calcio
 - Hidróxido de mercurio (II)
 - Ácido clórico
 - Ácido perclórico
 - Cloruro de potasio
- Completen los espacios en blanco en las siguientes tablas con el contenido que corresponda.

Tipo de compuesto binario	Ejemplo	N. Stock
Hidruro metálico		Hidruro de hierro (II)
Hidrácido	HCl	
Óxido metálico	Cu_2O	Estánico
Óxido no metálico		Óxido de carbono (IV)
	PbI_2	

Tipo de compuesto terciario	Ejemplo	N. tradicional
Hidruro metálico		Ácido sulfúrico
Hidróxido	NaOH	
Óxusal	CuSO_4	Sulfato cúprico

1. Completén los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

LOS EVANESCENTES LÍMITES ENTRE LO NATURAL Y LO ARTIFICIAL

Al iniciar este bloque mencionamos que desde la Antigüedad la humanidad se ha interesado en descifrar la complejidad del mundo material. Las primeras propuestas de los cuatro elementos de Empédocles (aire-agua-tierra-fuego) y los logros de las técnicas y teorías de la física y la química a partir de la Modernidad permitieron confirmar algo que se intuía: que la realidad es más compleja de lo que parece. Pero esa complejidad va siendo en parte develada: todas las cosas del universo parecen estar compuestas por algunos de los mismos elementos químicos que figuran en la tabla periódica propuesta en 1869 por Dimitri Mendeléiev. Dos intuiciones sorprendentes tuvo Mendeléiev: una, cuando invirtió la posición de algunos elementos que había ordenado según sus pesos atómicos, debido a que percibió que era mejor guiararse en esos casos por las propiedades que presentaban; la otra, dejar casillas vacías a la espera de que posteriores investigaciones encontraran elementos hasta el momento desconocidos, pero necesarios para completar el elegante esquema de continuidad de la naturaleza.

Los primeros 92 elementos están presentes en la naturaleza; es decir que son naturales, o tal vez sea mejor decir que han sido encontrados o descubiertos por los investigadores como entidades identificables por sus estructuras y propiedades propias. Sin embargo, la actual tabla periódica llega hasta el elemento 118 (cuya existencia aún no ha sido aceptada oficialmente por la comunidad científica), o sea que se reconocen 26 elementos químicos que no se conocían en estado natural sino que se los ha detectado al ser "creados" por los investigadores por medio de colisiones de núcleos atómicos mediante el empleo de aceleradores de partículas.

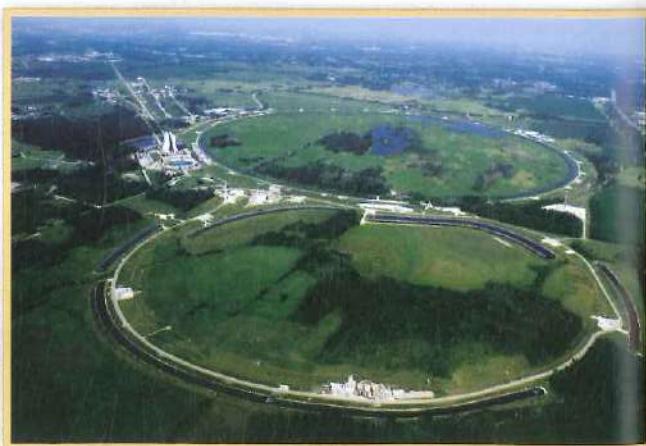
Desde que se descubrió el primero de los elementos "artificiales" o superpesados en 1940, varios países han competido por sintetizar más de dichos elementos buscando prestigio nacional en el campo de la investigación científica y tecnológica. Los estadounidenses "descubrieron" los elementos 93 al 103; luego, rusos y estadounidenses encontraron los elementos 104 al 106; más tarde, los alemanes demostraron la existencia de los elementos 107 al 112, y últimamente investigadores rusos y estadounidenses encontraron juntos los elementos 114 y 116.

Todos son elementos con núcleos muy inestables y duran poco más de un segundo antes de desorganizarse y convertirse en partículas más pequeñas o en núcleos más estables de elementos ya conocidos.

El último elemento reconocido fue el 117 en marzo de 2014. Para ello, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, su sigla en inglés) exige que para reconocer oficialmente un nuevo elemento debe ser sintetizado por cuatro equipos de investigación independientes.

Esas líneas de investigación parecen no tener fin. No se sabe si hay un límite superior en el número atómico de los elementos químicos, solo tenemos la certeza de que el inferior es el 1, correspondiente al elemento más abundante en el universo, el hidrógeno. Pero ¿será realmente así o podrán existir elementos cuyos números atómicos sean fraccionarios? La realidad hasta ahora parece ser más compleja que nuestra imaginación y será preocupación de los científicos resolver estas cuestiones.

En otros campos del conocimiento humano podemos encontrar situaciones análogas: los biólogos moleculares hablan de nuevos campos y conceptos como el de la biología sintética, de genes sintéticos, de células sintéticas, o incluso, de vida artificial. Los tecnólogos e investigadores en Informática hablan de "inteligencia artificial". ¿Qué entendemos cuando hablamos de "natural" o "artificial"? ¿Cuáles son los límites que separan ambos campos? Discutan estas perspectivas.



En el Laboratorio Nacional Fermi, un instituto de física de altas energías de los Estados Unidos, se halla uno de los aceleradores de partículas más potentes del mundo.



FAVORITOS PARA GUARDAR Y COMPARTIR

En esta sección les proponemos seleccionar y guardar enlaces a páginas web pertinentes para complementar y ampliar la información de los capítulos que integran el *Bloque I. La estructura de la materia*. Aprender a realizar esta tarea es muy útil para abordar el estudio de temas de todas las materias.

1. BUSCAR Y RECUPERAR INFORMACIÓN

Buscar información en Internet implica, en todos los casos, seleccionar y descartar. No siempre hallamos lo que necesitamos en una primera búsqueda y, algunas veces, luego de dedicar mucho tiempo, perdemos de vista un enlace útil que habíamos encontrado.

Los marcadores sociales son sitios en la web que permiten almacenar de forma organizada, por categorías y etiquetas, enlaces que luego podemos recuperar. Se parecen a la opción “favoritos” de los navegadores pero tienen la ventaja de que la información está accesible desde cualquier computadora conectada a Internet.

Además de almacenarlos, los sitios de marcadores sociales permiten compartir con otros usuarios nuestros enlaces, así como realizar búsquedas sobre un determinado tema entre los enlaces guardados por otros usuarios.

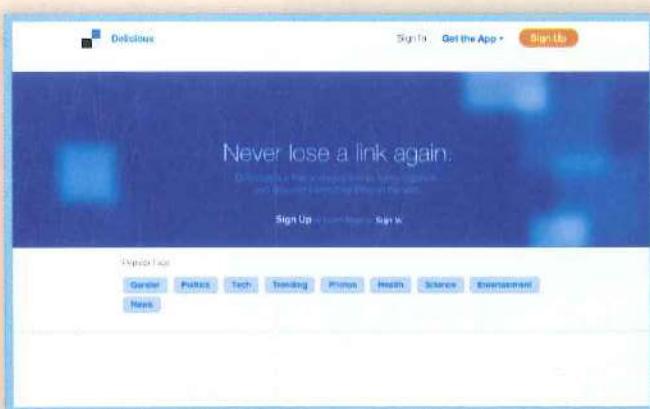
El objetivo del trabajo que les sugerimos realizar es que cada uno ustedes busque y guarde entre cinco y diez enlaces pertinentes en relación con los contenidos del bloque, utilizando una herramienta de marcación social como Delicious (se encuentra en idioma inglés pero muy visual e intuitiva, lo que la convierte en una herramienta de fácil uso) o Favoriting (en español). En la placa que encontrarán al final de esta página se incluyen las direcciones y videotutoriales de ambas herramientas.

2. ENLACES PARA MÍ, ENLACES PARA TODOS

Una vez que todos los grupos hayan finalizado la tarea, naveguen los enlaces que hayan subido sus compañeros y, en caso de considerarlos útiles, añádanlos a su propia colección. Luego, entre todos los grupos charlen acerca de las siguientes cuestiones.

- ¿Descubrieron sitios interesantes cuando navegaron por aquellos seleccionados por sus compañeros?
- ¿Qué ventajas les parece que puede aportarles esta herramienta para almacenar información? ¿Qué dificultades conlleva su uso?

Para finalizar, escriban una síntesis en la que reflejen las conclusiones a las que llegaron y ofrezcan ejemplos de casos en los que el uso de estas herramientas es favorable.



Pantalla de inicio de Delicious.



Pantalla de inicio de Favoriting.

Ficha técnica

Herramienta	Sitio	Tutorial	Utilidad
Delicious	e-sm.com.ar/Delicious	e-sm.com.ar/tuto_Delicious	Administrador de marcadores sociales
Mr. Wong	e-sm.com.ar/favoriting	e-sm.com.ar/tuto_favoriting	Administrador de marcadores sociales

Modelización del cambio químico

- Las reacciones químicas: su representación y su significado
- Reacciones de combustión
- Reacciones ácido-base
- Reacciones óxido-reducción
- La energía asociada a las reacciones químicas: reacciones endotérmicas y exotérmicas
- La velocidad de las reacciones químicas.

CAPÍTULO
4

REACCIONES QUÍMICAS



BLOQUE

II LAS TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA

CAPÍTULO
5

REACCIONES NUCLEARES

El átomo • La inestabilidad del núcleo atómico: radiactividad natural

- El concepto de semivida atómica
- Tipos de decaimiento radiactivo
- La fisión nuclear
- Reacciones controladas y espontáneas
- Reactores nucleares
- La fusión nuclear
- La energía en las reacciones nucleares
- El ser humano y la radiación natural.



CAPÍTULO
6

APLICACIONES TECNOLÓGICAS DE LA ENERGÍA NUCLEAR



La radiaciones ionizantes: naturales y artificiales

- Aplicaciones médicas
- Aplicaciones industriales
- Su uso para el agro y los alimentos
- Aplicaciones bélicas
- Los residuos radiactivos
- La protección de la radicación.



INICIAR SESIÓN

BLOQUE



LAS REACCIONES QUÍMICAS Y NUCLEARES ESTÁN ESTRECHAMENTE VINCULADAS A LA IDEA DE CAMBIO Y TRANSFORMACIÓN EN LA NATURALEZA, PERO ES AL GENERARLAS ARTIFICIALMENTE CUANDO SE OBTIENE SU MÁXIMO BENEFICIO. COMO CONTRAPARTIDA, ESTOS PROCESOS PRODUCEN RESIDUOS QUE PUEDEN RESULTAR PELIGROSOS PARA LA VIDA. SI BIEN SE HAN CREADO MÉTODOS PARA MITIGAR LOS EFECTOS NEGATIVOS, ES NECESARIO REGULAR Y CONTROLAR SU USO.



ACTIVIDADES

1. Lean con sus compañeros los contenidos de los capítulos y comparen entre sí los conocimientos que poseen sobre estos temas.
2. ¿Qué aplicaciones conocen vinculadas alas reacciones atómicas?
3. Los residuos químicos y nucleares pueden ser muy nocivos para la vida. Escriban en grupo un texto que desarrolle este tema.
4. Observen los títulos y los temas de los capítulos 4, 5 y 6, y las imágenes que los ilustran. Luego, débaten con sus compañeros cuáles son los temas que más les interesaría profundizar.

DE LAS TRANSFORMACIONES ALQUÍMICAS A LAS REACCIONES EN CADENA

ANTES DEL SURGIMIENTO DE LA CIENCIA MODERNA A PARTIR DEL SIGLO XVII, LA HUMANIDAD YA POSEÍA EL CONOCIMIENTO DE NUMEROSES TRANSFORMACIONES DE LAS MATERIAS PRIMAS QUE LE SERVÍAN DE ALIMENTO, ABRIGO, ILUMINACIÓN Y CALEFACCIÓN. LOS ALQUIMISTAS OPERABAN CON MÁS DE UNA DOCENA DE ELEMENTOS QUÍMICOS, EN SU MAYORÍA METALES, QUE CONSEGUÍAN AISLAR Y PURIFICAR MEDIANTE SUS PROCEDIMIENTOS DE TRANSFORMACIÓN ALQUÍMICA. PERO CON EL TIEMPO, ESOS CONOCIMIENTOS EMPÍRICOS DEL “CÓMO HACER” DEVINIERON EN CONOCIMIENTOS CIENTÍFICOS DEL “POR QUÉ OCURREN” LAS TRANSFORMACIONES DE LA MATERIA, Y LA ALQUIMIA SE TRANSFORMÓ EN LA QUÍMICA MODERNA.

Ya hemos mencionado en el *Bloque I. La estructura de la materia*, la importancia de la obra de Robert Boyle (1627-1691) *El químico escéptico*, publicada en 1661. En ese libro Boyle cuestionó las bases alquímicas que tenía la teoría química de su época. Él fue quien quitó el artículo árabe *al* para comenzar a utilizar solo la palabra “química”, además de proponer que el objetivo de la química era la determinación de la composición de las sustancias. El término *análisis* también fue acuñado por Boyle y muchas de las reacciones todavía usadas en los trabajos de química cualitativa fueron propuestas por él. Por ejemplo, para el reconocimiento de los ácidos y las bases, Boyle empleó ciertos extractos de plantas y hongos, en particular el tornasol, un colorante obtenido de ciertos líquenes que es de color rojo bajo condiciones ácidas y azul en condiciones alcalinas.

En *El químico escéptico*, Boyle fue avanzando hacia la postura de que la materia estaba constituida por “corpuscúlos” de variadas formas y tamaños, capaces de autoorganizarse en grupos, y cada uno de esos grupos conformaba una sustancia química.

El método experimental (a grandes rasgos, la puesta a prueba de las ideas científicas mediante experimentos) como principal metodología científica en el estudio de los fenómenos naturales se fue consolidando y permitió la corroboración de nuevas teorías químicas acerca de la constitución de la materia y sus transformaciones.

Durante los siglos XVIII y XIX, a partir de los aportes de primeros químicos como los franceses Antoine Lavoisier (1743-1794) y Joseph-Louis Proust (1754-1826), el británico John Dalton (1766-1844) y el sueco Jöns Jacob von Berzelius (1779-1848).

En el transcurso del siglo XIX se siguió considerando que el átomo era precisamente como lo denota la pala-

bra, es decir, indivisible. No obstante ello, hacia finales de ese mismo siglo nuevos descubrimientos modificaron en parte esa concepción y se empezó a considerar la posibilidad de que el átomo estuviera constituido por partículas subatómicas. De ese modo, se abría una puerta a la posibilidad de que sí fuera divisible.

En 1897, el físico Joseph J. Thompson, experimentando con tubos de rayos catódicos (que se presumía que eran liberado por el cátodo; de ahí su nombre), los caracterizó como rayos que se propagaban en línea recta y eran invisibles, pero podían ser desviados por campos eléctricos hacia la zona positiva; además producían efectos mecánicos, térmicos, químicos y luminosos. Más tarde a estos rayos se los denominó *electrones*, término ya propuesto por George Stoney en 1874.



Joseph J. Thompson.

Si bien primero se identificó el electrón, otra partícula subatómica, el protón podría haber sido caracterizado antes, dado que ya en 1886 Eugen Goldstein (1850-1931), usando también un tubo de rayos catódicos, pero con el cátodo perforado, notó que en sentido opuesto a los electrones salían rayos, a los que se llamó *rayos canales*, y que posteriormente se los interpretó como núcleos atómicos de los gases encerrados dentro del tubo.

Finalmente, en 1932, el físico inglés James Chadwick (1891-1974) descubrió el neutrón, cuya existencia había sido predicha con anterioridad, pero debido a su ausencia de carga eléctrica resultaba de muy difícil detección.

Ya establecido que el átomo estaba formado por partículas subatómicas que se reordenaban espontáneamente en las transformaciones radiactivas, el siguiente paso parecía prácticamente obligado: si se podía reordenar artificialmente la estructura atómica de las moléculas en reacciones químicas ordinarias, ¿por qué no incursionar dentro del átomo y así reordenar los protones y neutrones del núcleo atómico en reacciones nucleares?

Ernest Rutherford (1871-1937), físico y químico neozelandés que trabajaba en Inglaterra, demostró en 1919 que las partículas alfa (núcleos de helio) podían arrancar protones de los núcleos de nitrógeno y fusionarse con lo que quedaba. Al bombardear nitrógeno con partículas alfa, halló que en ocasiones una partícula alfa golpeaba

el núcleo de un átomo y lo desordenaba, obteniendo oxígeno e hidrógeno. Rutherford logró llevar a cabo la primera reacción nuclear artificial:



Se había logrado el sueño de los alquimistas: la transmutación de la materia! Es decir, convertir un elemento en otro, pero por supuesto bajo otros marcos teóricos y con elementos y una tecnología totalmente novedosa.



James Chadwick.

PARA CHARLAR Y DEBATIR

Evidentemente, el control de las reacciones químicas y nucleares confirió a la humanidad un gran control sobre la naturaleza. Pero al mismo tiempo se generaron problemas éticos vinculados a las actividades científica y tecnológica que no pueden desconocerse. Consideremos dos ejemplos:

- El caso de la invención de la dinamita en 1887 por Alfred Bernhard Nobel (1833-1896), preocupado por conseguir un explosivo más estable que la peligrosa nitroglicerina. Al mezclar nitroglicerina con polvo de diatomeas, logró estabilizar el material explosivo y abrió un enorme arco de aplicaciones prácticas: construcción de carreteras a través de montañas; excavación de minas; y también usos bélicos. Por todo ello, Nobel acumuló una enorme riqueza, pero también un cierto complejo de culpa por el mal y la destrucción que sus inventos pudieran haber causado en los campos de batalla. La combinación de ambas razones le llevó a legar su fortuna a la

Fundación Nobel, creada en 1900, con el encargo de otorgar una serie de premios anuales a las personas que más hubieran hecho en beneficio de la humanidad en los terrenos de la física, la química, la medicina, la literatura y la paz.

- El caso de la elaboración de las bombas atómicas que fueron arrojadas en agosto de 1945 sobre dos ciudades japonesas (Hiroshima y Nagasaki), en la Segunda Guerra Mundial.

Podemos hacernos la pregunta acerca de quiénes son los responsables éticos de lo sucedido, esto es, de la muerte de decenas de miles de personas. Al respecto, podría señalarse como responsables directos al aviador que lanzó las bombas y, quizás, al militar que dio la orden correspondiente. Ahora bien, ¿fueron responsables también los científicos y tecnólogos que colaboraron en su elaboración? O por lo menos, ¿cuál es la responsabilidad del científico y el tecnólogo respecto a los usos de sus descubrimientos y desarrollos?

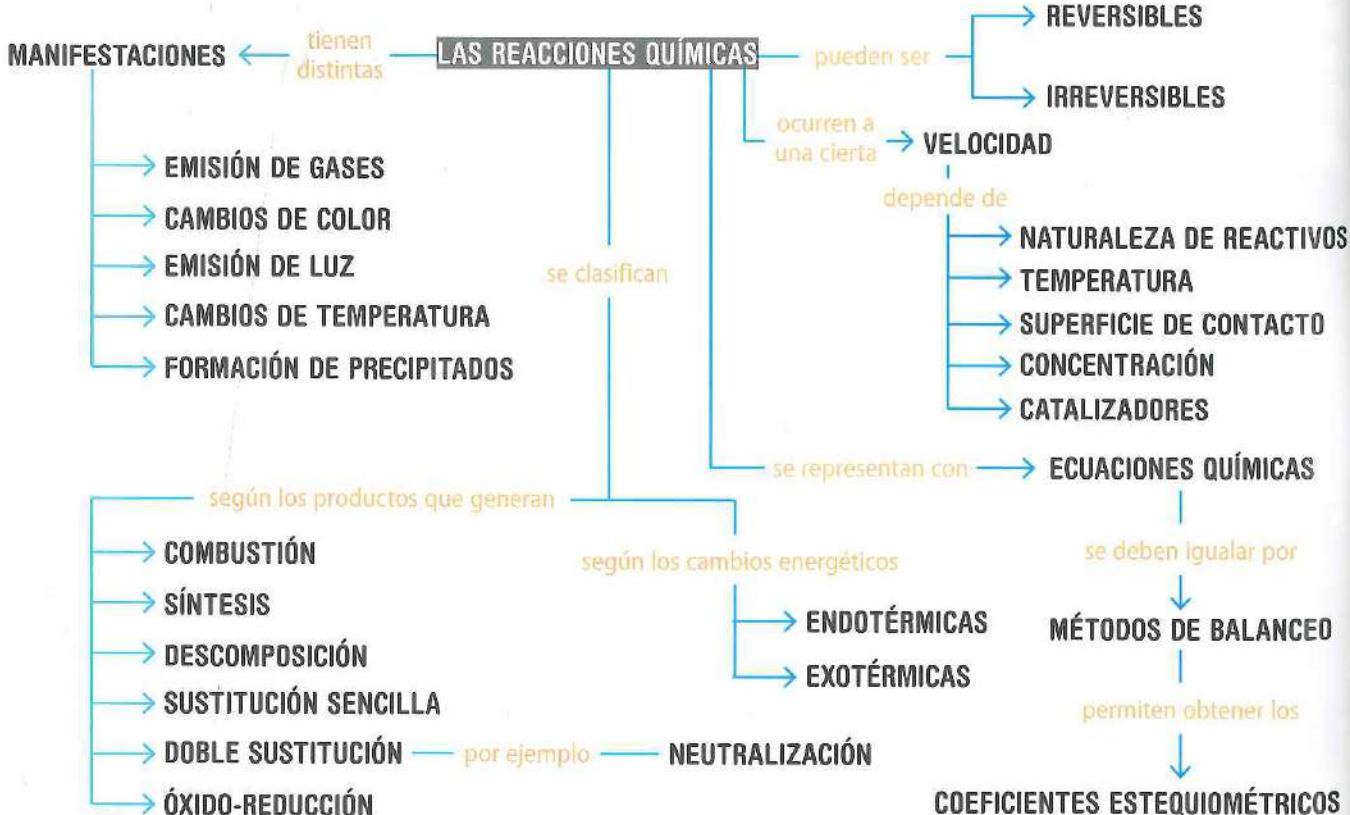
REACCIONES QUÍMICAS

DESDE TIEMPOS REMOTOS, EL SER HUMANO HA APROVECHADO PROCESOS QUÍMICOS COMO LA COCCIÓN DE ALIMENTOS Y LA FERMENTACIÓN DE BEBIDAS ALCOHÓLICAS. DURANTE LA HISTORIA SE FUERON DESCUBRIENDO DISTINTOS COMPUESTOS Y ELEMENTOS, Y LAS REACCIONES PARA SU OBTENCIÓN. LAS REACCIONES QUÍMICAS ESTÁN EN LA BASE DE LA VIDA, COMO LA FOTOSÍNTESIS Y LA RESPIRACIÓN CELULAR. ADEMÁS, MUCHAS SE APLICAN EN NUMEROSOS PROCESOS INDUSTRIALES.

EL ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Este organizador conceptual presenta los temas del capítulo. ¿Pueden comprender todo el organizador? ¿Qué temas recuerdan de años anteriores?

En el capítulo anterior se explicó de qué forma se representan y se nombran los compuestos, según las recomendaciones de la IUPAC. Las reacciones químicas explican cómo se producen rupturas en los enlaces de las sustancias iniciales, y se forman nuevos enlaces que forman los compuestos finales. El estudio de las reacciones químicas permite entender los procesos biológicos, y los cambios que ocurren en los objetos y otros organismos. Existen distintos tipos de reacciones químicas que se pueden clasificar, por ejemplo, en función de los productos que originan o los cambios energéticos que ocurren. No todas las reacciones químicas ocurren a la misma velocidad: las hay más rápidas y más lentas. Pero, además, la modificación de ciertos factores permite cambiar la velocidad de una reacción.



MANIFESTACIONES DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Una **reacción química** es todo proceso en que una o más sustancias iniciales, llamadas **reactivos**, se transforman en una o más sustancias nuevas, llamadas **productos**. En las reacciones químicas, los enlaces químicos de los reactivos se destruyen, y se forman los nuevos enlaces que originan los productos. Debido a que solo hay un reordenamiento de los átomos intervenientes, durante una reacción química no hay variación de la masa. Las reacciones químicas se pueden manifestar de diversas formas.

Emisión de gases

Algunas reacciones químicas producen desprendimiento de gases. Si uno de los reactivos es un líquido se observa la aparición de burbujas, como en el caso de los comprimidos vitamínicos que tienen sustancias que reaccionan con el agua (efervescencia). Cuando los reactivos son sólidos, la formación de gases produce otros efectos. Así, la combustión de la pólvora genera una cantidad de gases que, por efecto del calor que se libera en la reacción, se expanden bruscamente y provocan la explosión.



Cambios de color

Algunas reacciones químicas producen un cambio de coloración entre los reactivos y los productos. Por ejemplo, si se corta una manzana la exposición al aire provoca que su interior se vuelva marrón. Sin embargo, un cambio de color no siempre indica que haya ocurrido una reacción química, ya que existen otros factores que pueden influir en el cambio de coloración.



Emisión de luz

Algunas reacciones químicas producen la emisión de luz, como las de los fuegos artificiales. También existen ejemplos de este tipo de reacciones en la naturaleza: algunos seres vivos, como las luciérnagas y ciertas medusas, generan luz mediante un complejo proceso químico llamado *bioluminiscencia*.



Cambios de temperatura

Algunas reacciones químicas provocan cambios de temperatura. Esto se debe a que se requiere energía para la ruptura y formación de nuevos enlaces, lo cual puede significar que en una reacción haya absorción o liberación de calor. Las reacciones que absorben energía de los alrededores enfrián el entorno y las que liberan calor provocan el aumento de la temperatura del medio. Un ejemplo de este tipo de reacción química es cuando una fogata ardiente genera calor.



Formación de precipitados

Ciertas reacciones entre dos reactivos líquidos producen la formación de un sólido, llamado *precipitado*. A veces, el precipitado cae al fondo del recipiente donde se deposita. En otros casos, queda suspendido en la mezcla y le otorga turbidez. Por ejemplo, cuando los óxidos de magnesio y calcio se mezclan con agua en las cañerías, se forman precipitados que se depositan y provocan la obstrucción de estas.



REPRESENTACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

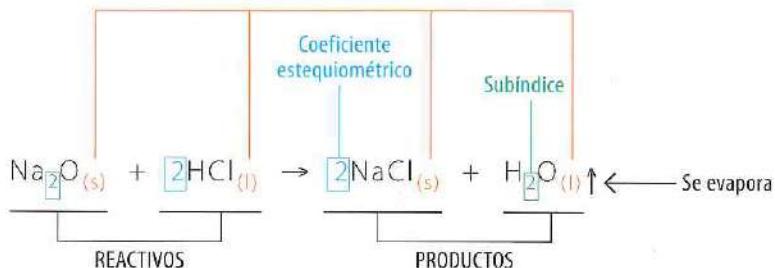


En la cocina podemos encontrar muchos ejemplos de reacciones químicas distintas.

Como se explicó anteriormente, en las reacciones químicas una o más sustancias iniciales (reactivos) se transforman en otra u otras sustancias nuevas (productos). Las reacciones químicas se representan simbólicamente mediante **ecuaciones químicas**, en las cuales los **reactivos** se ubican a la izquierda de una flecha, mientras que los **productos** se ubican a la derecha de esta. En una ecuación química, los elementos y compuestos que participan de la reacción se representan por sus símbolos y fórmulas químicas. Además, es posible indicar el estado físico de los reactivos y productos; sólido (s), líquido (l), gaseoso (g) y acuoso (ac), para las sustancias disueltas en agua. Si la reacción requiere ciertas condiciones especiales para producirse, estas se especifican encima de la flecha.

La ubicación de los reactivos y productos a cada lado de la flecha no es suficiente para la representación completa de la reacción. La ecuación química debe estar balanceada, es decir, tiene que haber el mismo número de átomos a ambos lados de ella, ya que se debe cumplir la ley de la conservación de la masa. Para lograr el equilibrio se agregan los **coeficientes estequiométricos** (CE) delante de las fórmulas de los reactivos y los productos. Cuando el valor del coeficiente es 1, este no se escribe en la ecuación.

Estado físico o estado de agregación



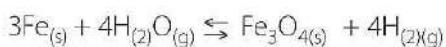
La magnetita, que debe su nombre a la ciudad griega Magnesia, posee en su estado natural propiedades magnéticas. En la antigüedad se la conocía como piedra imán.

REACCIONES REVERSIBLES E IRREVERSIBLES

En una ecuación química, la flecha que separa los reactivos de los productos indica el sentido en que la reacción se desarrolla. Generalmente se asume que la mayoría de las reacciones químicas evolucionan en un solo sentido: hacia la dirección lógica, es decir, desde los reactivos a los productos. Cuando la flecha va en un único sentido, esto indica que la reacción es **irreversible**.

Sin embargo, muchas reacciones químicas no se verifican en un único sentido, debido a que los reactivos no se transforman en su totalidad a productos. En estas reacciones, los **productos pueden volver a reaccionar para formar los reactivos originales**. En estos casos, se dice que la reacción es **reversible**, y en la ecuación se coloca una doble flecha entre los reactivos y los productos.

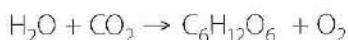
Un ejemplo de reacción reversible es la del hierro (Fe) con vapor de agua (H_2O) para producir óxido de hierro (Fe_3O_4), también llamado *magnetita*, e hidrógeno (H_2).



BALANCEO DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

Como vimos, para que una ecuación química esté completa debe estar **balanceada**. Esto se logra al incluir los coeficientes estequiométricos delante de cada uno de los reactivos y productos. Existen diversos métodos que permiten balancear una ecuación química. Nos centraremos solamente en el **método de igualación por tanteo**, que se utiliza para balancear ecuaciones químicas sencillas.

Tomemos como ejemplo la reacción de la fotosíntesis, en la cual el agua y el dióxido de carbono dan lugar a glucosa y oxígeno:



Lo primero que debemos notar es si la ecuación está balanceada. Esto se logra contando la cantidad de átomos de cada elemento, y verificando si es igual del lado de los reactivos y de los productos, como se ve en la tabla de la derecha.

Luego, para igualarla por el método de tanteo se colocan los coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos o productos que los necesitan, siguiendo el siguiente orden:

Paso 1: Comenzamos por igualar primero todos los átomos distintos de hidrógeno y oxígeno. Como hay 6 átomos de carbono del lado de los productos y solo 1 del lado de los reactivos, necesitamos agregar un 6 delante del dióxido de carbono para balancear este elemento.



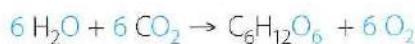
En los reactivos	En los productos
C: 1	C: 6
H: 2	H: 12
O: 2	O: 8

Una tabla de dos columnas permite comparar la cantidad de átomos de cada elemento en los reactivos y productos.

Paso 2: Como no hay otros átomos distintos de hidrógeno y de oxígeno, continuamos por el hidrógeno. En este caso hay 12 hidrógenos del lado de los productos y solo 2 del lado de los reactivos. Colocando un 6 delante de la molécula de agua logramos balancear los hidrógenos (teniendo en cuenta que por cada molécula de agua hay 2 átomos de este elemento).



Paso 3: Finalmente, dejamos el oxígeno para el final. Considerando los coeficientes ya agregados, quedan 18 átomos de oxígeno del lado de los reactivos y 8 del lado de los productos. Si colocamos un 6 delante de la molécula de oxígeno (cada molécula tiene 2 átomos), terminamos de balancear este elemento, y la ecuación se completa.



Para confirmar que la ecuación quedó bien balanceada, podemos realizar una tabla, como la que se muestra a continuación.

En los reactivos				En los productos			
Elemento	CE	Subíndice	Cantidad de átomos	Elemento	CE	Subíndice	Cantidad de átomos
C:	6*	1	6	C:	1*	6	6
H:	6*	2	12	H:	1*	12	12
O:	6*	1 (del H_2O)	6	O:	1*	6 (de la glucosa)	6
	6*	2 (del CO_2)	12		6*	2 (del O_2)	12
			18				18

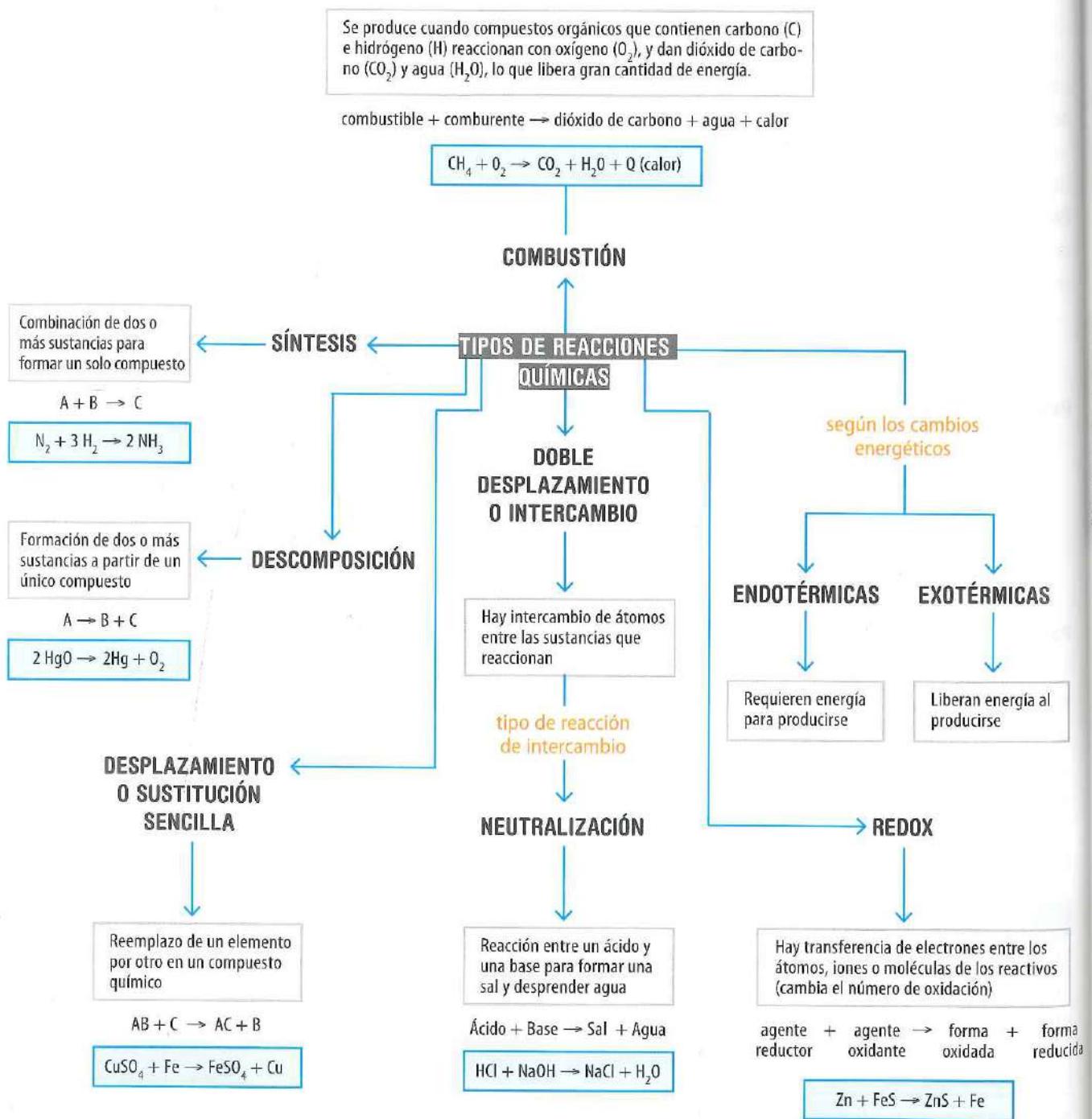
El agregado de los CE iguala la cantidad de átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación.

ACTIVIDADES

1. ¿Para qué se utilizan los coeficientes estequiométricos en las ecuaciones químicas?
2. Balanceen por tanteo las siguientes ecuaciones:
 - a) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
 - b) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}$

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Como vimos, todas las reacciones químicas tienen en común la formación de una o más sustancias nuevas a partir de una o más sustancias iniciales. Sin embargo, no todas las reacciones son del mismo tipo. Para la química resulta útil **clasificar** las reacciones en función de sus similitudes, como se observa en el esquema que se encuentra más abajo. A lo largo de este capítulo estudiaremos con más detalle algunos de estos tipos de reacciones.



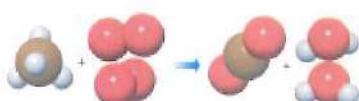
LA COMBUSTIÓN

Toda reacción de **combustión** se caracteriza por la presencia de un elemento que arde, llamado **combustible**, que se combina con otro que lo hace arder, denominado **comburente**, y que por lo general es oxígeno gaseoso (O_2). La reacción de combustión libera una gran cantidad de **energía** en forma de calor y luz.

Un ejemplo de combustión es la del metano (CH_4). En esta reacción, el metano es el combustible, y el oxígeno del aire es el comburente. En presencia de la suficiente cantidad de oxígeno, los productos de esta combustión son dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O).

Los tipos más frecuentes de combustible son materiales orgánicos que contienen carbono (C) e hidrógeno (H), pero también existen otros que contienen azufre (S), nitrógeno (N) o metales.

Si bien la combustión libera una gran cantidad de energía en forma de luz y calor, necesita inicialmente de un aporte energético mínimo para comenzar a producirse. Veamos algunos ejemplos de reacciones de combustión presentes en nuestra vida cotidiana.



Reacción de combustión del metano, el principal componente del gas natural. Copien las moléculas en la carpeta y rotúlenlas.

Digestión de los alimentos

Durante la respiración celular se produce la combustión lenta de la glucosa, un tipo de azúcar. En esta combustión, la glucosa reacciona con el oxígeno en el interior de las células liberando energía y generando dióxido de carbono y agua como productos de desecho. Este proceso es de gran importancia biológica, ya que le permite a la gran mayoría de los seres vivos obtener energía.



Encendido de un fósforo o cerilla.

Al encender un fósforo se produce una reacción de combustión entre el fósforo (combustible) y el oxígeno del aire. El calor producido por el frotamiento entre la cabeza de la cerilla y una superficie que contiene cristal molido y fósforo provoca que comience la combustión de la cerilla. Las cerillas de seguridad que se usan en la actualidad solo se encienden al frotarlas con una zona de la caja, donde se encuentra el fósforo.



Utilización de la gasolina como combustible en los autos.

La gasolina que se quema en un motor está compuesta principalmente por una mezcla de hidrocarburos, que son compuestos químicos derivados del petróleo. Durante la combustión, los hidrocarburos solo reaccionan con el oxígeno del aire para formar agua y dióxido de carbono, y liberar energía. Sin embargo, bajo ciertas condiciones también se generan otros gases como el monóxido de carbono (CO), óxidos de nitrógeno (NO_2 , NO) y óxidos de azufre (SO_2 , SO_3). La emisión de estos gases generados por los vehículos representa más del 50% de los contaminantes de la atmósfera.



Encendido de una fogata.

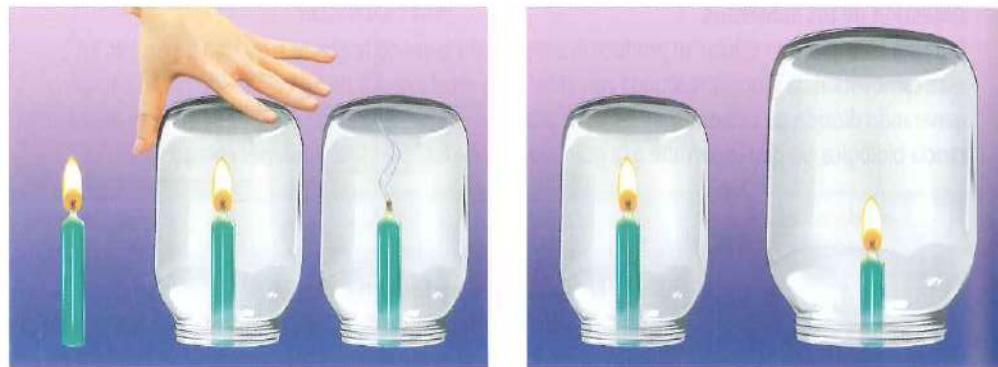
En la reacción de combustión en una fogata, se utilizan ramas, leños y otro tipo de materia orgánica, como hojas secas, astillas o papel, que funcionan como combustible al combinarse con el oxígeno del aire. Para lograr que la fogata encienda es importante que el combustible utilizado esté seco: si está mojado, desperdicia la energía del fuego para evaporar el agua que contiene.

REACTIVO LIMITANTE

Si en un recipiente de reacción se colocaran los reactivos en las proporciones indicadas por la ecuación química de dicha reacción balanceada, las sustancias iniciales reaccionarían consumiéndose por completo, generando la cantidad de productos indicados por la ecuación química correspondiente. Sin embargo, esta situación "ideal" es poco frecuente. Por lo general, cuando se efectúa una reacción química, los reactivos no se hallan en cantidades estequiométricas. Como consecuencia, algunos de los reactivos se consumen totalmente, mientras que otros no, ya que la reacción química finaliza cuando uno de ellos se consume por completo.

Al reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se lo llama **reactivo limitante**, ya que determina o limita la cantidad de producto formado. Al reactivo o reactivos que solo se consumen parcialmente se los llama **reactivos en exceso**.

Para entender mejor el concepto, veamos el ejemplo de la combustión de una vela de parafina. Al encender la vela, se inicia la reacción entre la parafina (una mezcla de hidrocarburos) y el oxígeno, y se liberan dióxido de carbono y agua gaseosos.



La reacción entre la parafina y el oxígeno finaliza cuando la vela se consume totalmente, porque la parafina es el reactivo limitante. Pero si cubrimos la vela con un frasco, el oxígeno se agota al poco tiempo, y la vela se apaga. En este segundo caso, es el oxígeno el reactivo limitante de la reacción.

Si utilizamos un frasco más grande para cubrir una vela de igual tamaño, esta se mantendrá encendida más tiempo. Esto sucede porque habrá disponible una cantidad de oxígeno mayor que permitirá que la reacción continúe más tiempo.

COMBUSTIÓN COMPLETA E INCOMPLETA

Las reacciones de combustión se clasifican en completas e incompletas, según la proporción en la que se encuentra el oxígeno, que es el comburente.

En una **combustión completa**, la cantidad de oxígeno es suficiente para que se **consuman todos los combustibles** por completo. Los productos resultantes de esta reacción son el dióxido de carbono (CO_2) y el agua (H_2O).

Por otra parte, en una **combustión incompleta**, la cantidad de oxígeno resulta insuficiente y provoca que no todo el combustible pueda reaccionar. En este caso, además de formarse el dióxido de carbono (CO_2) y el agua (H_2O), se generan otros subproductos que incluyen el carbón, el monóxido de carbono (CO), el carbono (C) y el hidrógeno (H).



Cuando la válvula de entrada de aire de un mechero Bunsen está totalmente abierta, la **combustión es completa** y se genera una **llama azul**, que libera mucho calor. Cuando la válvula de entrada está cerrada o entreabierta, la **combustión es incompleta**. La llama que caractériza este tipo de combustión es **naranja y amarilla**, y libera menos calor que la azul.

LA ENERGÍA DE LA COMBUSTIÓN

La combustión es una **reacción exotérmica**, lo que significa que libera una gran cantidad de energía, generalmente en forma de luz y calor.

La energía generada por las reacciones de combustión se aprovecha en los procesos industriales, ya que permite disponer de energía para otros usos, como la generación de electricidad, movimiento o calor.

Existen distintos tipos de combustibles: los hay sólidos, líquidos y gaseosos, y de origen natural o artificial. El principal valor de un combustible radica, justamente, en su capacidad de liberar calor durante la combustión, lo cual se encuentra directamente relacionado con la proporción de carbono e hidrógeno que contiene en su composición química.

CALOR DE COMBUSTIÓN

Se denomina **calor de combustión** de un combustible a la cantidad de energía liberada por unidad de masa (como gramo o kilogramo) de dicha sustancia en la reacción de combustión, y corresponde a la diferencia de energía que existe entre los enlaces de las sustancias iniciales y la energía contenida en los enlaces de las sustancias formadas en la combustión.

El calor de combustión se expresa en unidades de energía (kJ o kcal) por unidades de masa (kg), y es una característica que varía para cada sustancia. En la actualidad existen tablas que indican dicho valor para los diferentes combustibles.

La cantidad de calor desprendida por un determinado combustible al quemarse totalmente depende directamente de la masa (cantidad de sustancia) que participe en la reacción. Conociendo el valor del calor de combustión de una sustancia es posible conocer:

- la cantidad de masa necesaria para generar una cantidad de calor determinada
- la cantidad de calor que se desprenderá por la combustión completa de determinada cantidad de dicha sustancia.

Veamos un ejemplo. El gas metano tiene un calor de combustión de -12 kcal/g.



Esto significa que por cada gramo de metano que se quema, se desprenden 12 kcal. El signo negativo significa que la energía es liberada al sistema. Contando con este dato, si se quisieran generar 240 kcal

$$\begin{array}{ccc} 12 \text{ kcal} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 1 \text{ g CH}_4 \\ 240 \text{ kcal} & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & X = \frac{240 \text{ kcal} \cdot 1 \text{ g}}{12 \text{ kcal}} = 20 \text{ g} \end{array}$$

Si se quiere saber cuántas kcal se liberan por la combustión de 400 g de metano

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ g CH}_4 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & 12 \text{ kcal} \\ 400 \text{ g CH}_4 & \xrightarrow{\hspace{1cm}} & X = \frac{400 \text{ g} \cdot 12 \text{ kcal}}{1 \text{ g}} = 4.800 \text{ kcal} \end{array}$$



Los biocombustibles son combustibles de origen biológico que representan una forma alternativa de obtención de energía renovable frente a los combustibles fósiles tradicionales, como el petróleo o el carbón.

ACTIVIDADES

1. Definan el término **reactivo limitante**. ¿Siempre que hay una reacción química hay un reactivo limitante? Justifiquen.
2. Expliquen en qué se diferencia la combustión completa de la incompleta.

LAS REACCIONES ÁCIDO-BASE

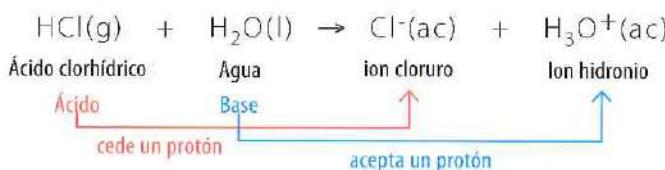


Svante Arrhenius fue un químico sueco que en 1903 obtuvo el premio Nobel en química por su teoría de la disociación electrolítica.

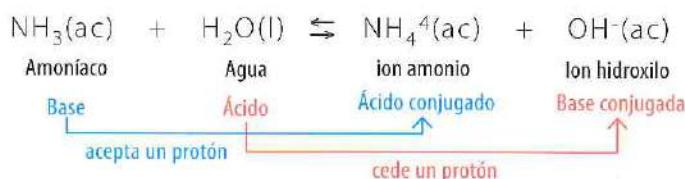
La teoría de la disociación electrolítica del químico sueco Svante Arrhenius sostiene que ciertas sustancias al disolverse en agua formaban iones positivos y negativos, y que estas soluciones podían conducir la corriente. A estas sustancias las denominó **electrolitos**. En relación con los electrolitos, Arrhenius propuso la primera teoría sobre los ácidos y las bases, la cual definía un ácido como una sustancia que en solución acuosa se disociaba y liberaba iones hidrógenos H^+ . Por el contrario, una base era una sustancia que en disolución acuosa generaba iones hidroxilos OH^- .

Más tarde Brönsted y Lowry propusieron una nueva teoría sobre los ácidos y las bases, que incluía la de Arrhenius, y la ampliaba. Según estos investigadores, un **ácido** era una sustancia capaz de **ceder uno o más protones**, mientras que una **base** era una sustancia capaz de **aceptar uno o más protones**.

Veamos lo que sucede cuando se disuelven en agua el ácido clorhídrico (ácido) y el amoníaco (base), según la teoría de Brönsted-Lowry.

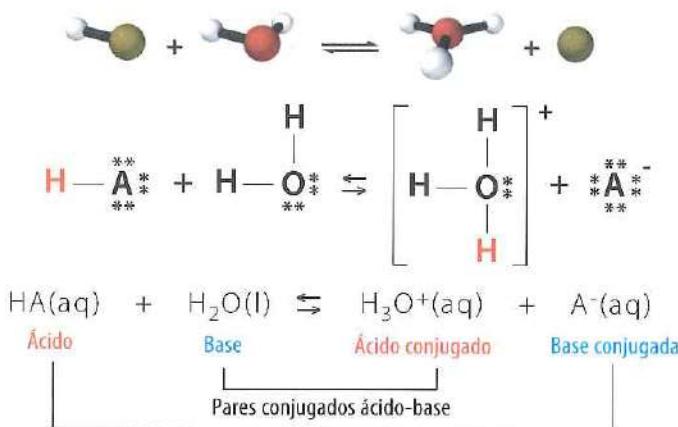


El HCl es un compuesto covalente que en agua se ioniza, formando el anión cloruro (Cl^-) y liberando un protón, que es captado por el agua para formar el ion hidronio (H_3O^+). Esta reacción es irreversible.



El NH_3 capta un protón del agua dando lugar al ion amonio (NH_4^+). Por su parte, el agua que perdió un protón origina el ion hidroxilo (OH^-). Esta reacción es reversible, por lo que la base se disocia parcialmente.

Para que una molécula ceda un protón, debe haber otra que lo acepte. Así, cuando un ácido libera protones se forma una nueva especie llamada **base conjugada del ácido**, y cuando una base capta protones se forma un **ácido conjugado de la base**.



PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS Y DE LAS BASES

Los ácidos y las bases constituyen dos grupos amplios de compuestos de gran importancia tanto en las reacciones químicas como en las bioquímicas. En nuestra vida cotidiana, los podemos encontrar frecuentemente, por ejemplo, en los alimentos o en los productos que utilizamos en el hogar. Veamos cuáles son las principales características de los ácidos y de las bases.

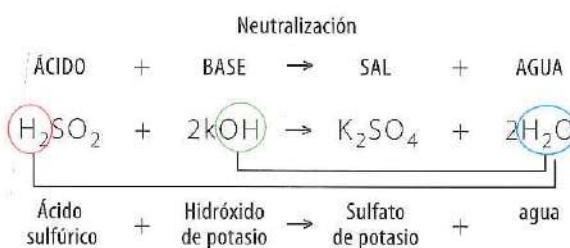


Trabajo práctico 4,
páginas 194 y 195.

	ÁCIDOS	BASES		
Comportamiento	Liberan protones (H^+)	Captan protones (H^+)		
Sabor	Sabor agrio	Sabor amargo		
Sensación	Corrosivos para la piel	Jabonosos al tacto, pero corrosivos para la piel		
Colorantes	Dan color rojo a ciertos colorantes vegetales como el tornasol	Dan color azul a ciertos colorantes vegetales como el tornasol		
Reactividad	*Reaccionan con los metales desprendiendo hidrógeno gaseoso (H_2). Por ejemplo, el níquel reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de níquel e hidrógeno gaseoso. $Ni(s) + 2HCl(aq) \rightarrow NiCl_2(aq) + H_2(g)$ *En dilución acuosa conducen la corriente eléctrica. *En dilución acuosa destruyen la materia orgánica.	*No reaccionan con los metales. *En dilución acuosa conducen la corriente eléctrica. *En dilución acuosa destruyen la materia orgánica.		
Ejemplos	Ácido	Dónde se encuentra	Base	Dónde se encuentra
	Ácido acético Ácido acetilsalíclico Ácido ascórbico Ácido cítrico	Vinagre Aspirina Vitamina C Frutas	Hidróxido de magnesio Carbonato de calcio Amoníaco Hidróxido de sodio	Antiácidos Antiácidos Limpiadores Jabones

LA NEUTRALIZACIÓN

La reacción química que ocurre cuando un ácido reacciona totalmente con una base produciendo una sal y agua se denomina **neutralización**. En esta reacción, los reactivos neutralizan sus propiedades mutuamente, y dan productos que no tienen carácter ácido ni básico, por lo que la solución resultante es neutra. Veamos un ejemplo de neutralización en la reacción entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de potasio.



Las reacciones de neutralización son útiles para determinar la concentración de las distintas sustancias en la solución. Si se parte de una solución con una cantidad de ácido desconocida, dicha cantidad se puede hallar agregando poco a poco una base hasta neutralizar la solución. Una vez que la solución está neutralizada, dado que se conoce la cantidad de base que se agregó, es posible determinar la cantidad de ácido que había inicialmente en la solución.



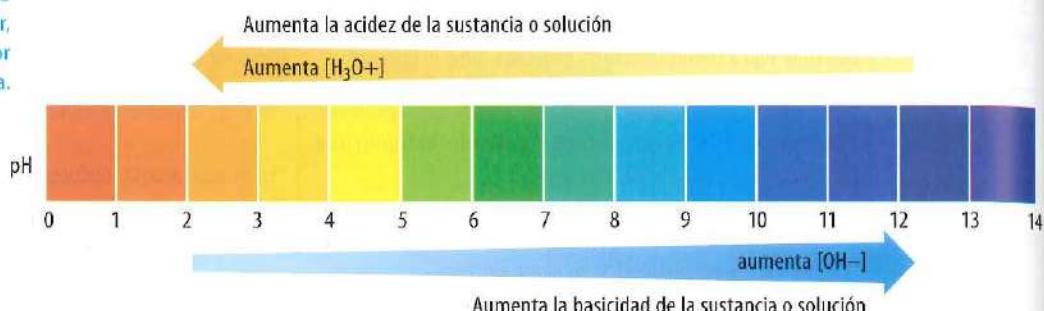
La picadura de abeja introduce en la piel una sustancia ácida. ¿Qué características creen que tienen las sustancias que se usan para su tratamiento?

LA ESCALA DE pH

La acidez o basicidad de una solución se puede medir utilizando una escala que se denomina **escala de pH**. El pH indica la concentración de iones hidronio (H_3O^+) en una solución. Sin embargo, la concentración de iones hidronio y el pH se relacionan de forma inversamente proporcional. Por este motivo, cuanto mayor es la concentración de hidronios en una solución, menor será el pH de esta.

Una solución es más ácida cuanta más cantidad de iones hidronio se encuentran disueltos en ella. Entonces, cuanto **menor sea el pH de una solución, más ácida resultará esta**. Por el contrario, un pH alto indica que la concentración de iones oxhidrilo (OH^-) es mayor, y por ende, la solución es básica.

El indicador universal toma diferentes tonalidades de color, lo cual permite estimar el valor del pH de una muestra.



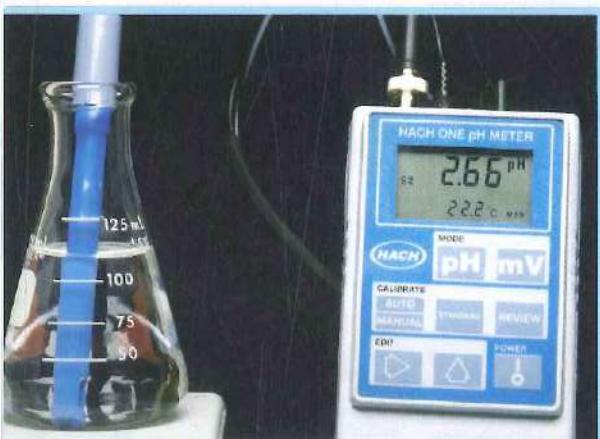
La escala de pH representa el rango dentro del cual se mueven los valores de acidez y basicidad.

Cuando una solución a 25 °C tiene un pH de entre 0 y 7 es ácida, mientras que si su pH está entre 7 y 14 es básica o alcalina. Cuando una solución tiene un pH igual a 7, significa que la concentración de iones hidronio y oxhidrilo es igual, y por lo tanto es una solución neutra. Por ejemplo, el jugo gástrico es ácido y tiene un pH de entre 1 y 2, mientras que la orina es básica con un pH igual a 8.

Existen diversos métodos e instrumentos que sirven para medir el pH de una solución. Entre los más utilizados están los **indicadores ácido-base** y el **pH-metro**.

Los indicadores son sustancias químicas que cambian de color en presencia de ácidos y bases. Muchos de los indicadores que se usan actualmente se extraen de las plantas. Por ejemplo, a partir de un compuesto del repollo colorado se puede obtener un indicador. Este es de un azul intenso, y vira al rojo en presencia de ácidos y al verde en presencia de bases. Otros ejemplos de indicadores utilizados son el rojo de metilo, que es de color rojo y vira al amarillo en presencia de bases, y la fenolftaleína, que es incolora en soluciones ácidas y se torna rosada al reaccionar con una base.

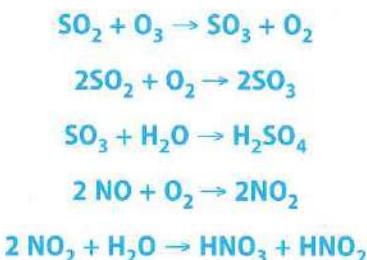
El papel pH o indicador universal es otro indicador muy ampliamente utilizado que se vende en el comercio. Se trata de una tira de papel impregnada de una mezcla de indicadores. Para medir de forma aproximada el pH de una solución, el papel se moja con una o dos gotas de la muestra. Luego, se compara el color resultante con el patrón de colores que trae el envase del papel.



El pH-metro es un método que mide el pH de forma muy precisa.

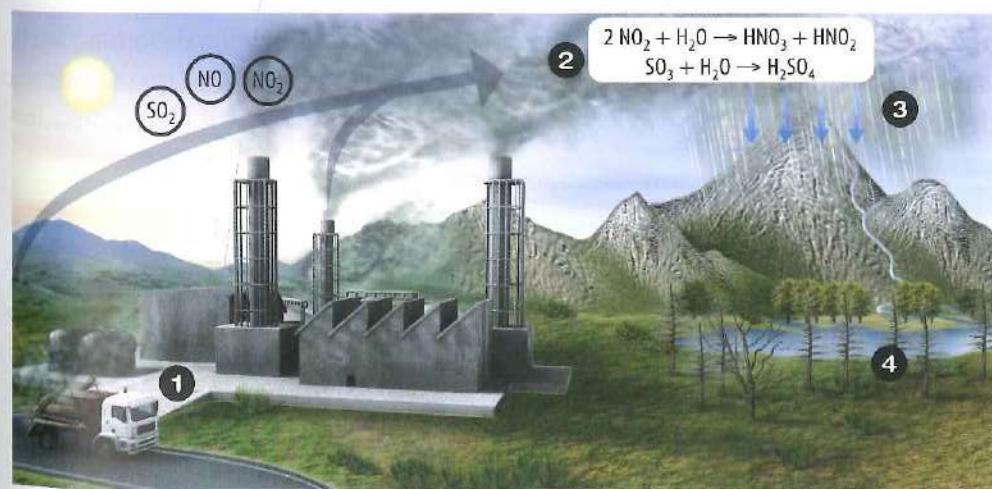
LA LLUVIA ÁCIDA

El aumento en la acidez natural del agua de lluvia, fenómeno conocido como **lluvia ácida**, es uno de los principales problemas ambientales de los últimos años. Esta es consecuencia de la contaminación atmosférica, y se forma cuando el vapor de agua del aire se combina con los gases producidos por la combustión de carbón o de productos derivados del petróleo, y emitidos por fábricas, centrales eléctricas y diferentes vehículos. Estos gases son óxidos de nitrógeno, como el dióxido de nitrógeno (NO_2), y óxidos de azufre, como el dióxido de azufre (SO_2) y el trióxido de azufre (SO_3). La interacción de estos gases con el vapor de agua forma ácido sulfúrico (H_2SO_4), ácido nítrico (HNO_3) y ácido nitroso (HNO_2), según las siguientes reacciones:



Finalmente, estas sustancias químicas se condensan formando nubes, y caen a la tierra en forma de lluvia, nieve o niebla, lo que constituye la lluvia ácida.

La lluvia ácida provoca innumerables perjuicios tanto para los seres humanos como para las plantas y los animales. Por ejemplo, tiene un efecto negativo sobre el crecimiento de las plantas, destruye sustancias vitales de los suelos y deposita metales venenosos en ellos. Además, la lluvia ácida puede contaminar el agua potable, y acidificar las aguas de lagos, mares y ríos provocando la muerte de muchas especies. Finalmente, también erosiona edificios y monumentos y puede provocar problemas respiratorios en los seres humanos.



1. Fábricas y vehículos desprenden óxidos gaseosos contaminantes (NO , NO_2 , SO_2 , SO_3).
2. Estos óxidos reaccionan con el agua del ambiente formando ácido sulfúrico (H_2SO_4) y ácido nítrico (HNO_3).
3. Estos ácidos precipitan en la superficie en forma de lluvia, nieve o niebla.
4. Se acidifican los ríos, lagos, lagunas y suelos, lo que afecta a gran cantidad de seres vivos.

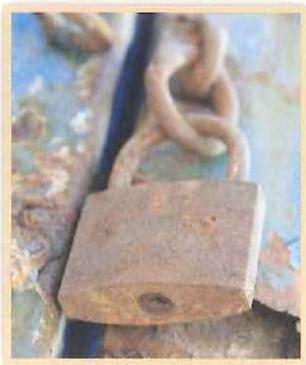


Por su carácter corrosivo, la lluvia ácida acelera el deterioro de edificios, estatuas y monumentos que son parte de nuestra herencia cultural.

ACTIVIDADES

1. ¿Qué es un indicador? ¿Para qué se utiliza?
2. ¿Qué medidas creen que se pueden tomar para ayudar a reducir el problema de la lluvia ácida?

REACCIONES DE ÓXIDO-REDUCCIÓN (REDOX)



Algunos metales, como el hierro, el aluminio y el cobre, se oxidan fácilmente cuando se dejan a la intemperie. La corrosión es otro tipo de reacción donde hay transferencia de electrones.

En nuestra vida cotidiana, utilizamos diversos elementos que requieren pilas o baterías para su funcionamiento, como los celulares y el control remoto, entre otros ejemplos.

Las pilas y baterías son dispositivos que proporcionan energía eléctrica por medio de una reacción química que se caracteriza por la transferencia de electrones entre los elementos que la constituyen.

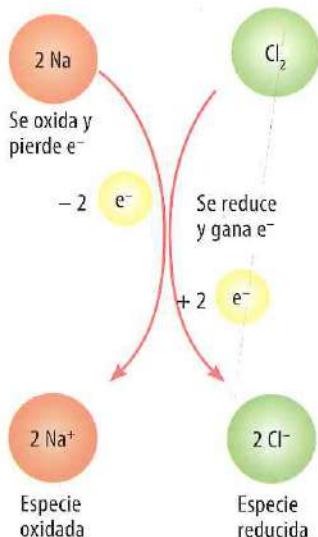
Aquellas reacciones en las que hay una **transferencia de electrones** entre átomos, iones o moléculas se denominan reacciones de **óxido-reducción** o **redox**. Durante una reacción redox, los átomos de los reactivos experimentan un cambio en sus estados o números de oxidación (EO) respecto de los productos. El EO es un número arbitrario que se asigna a los elementos y que está relacionado con el número de electrones que involucra cada elemento en la unión con otros para formar un compuesto.

El proceso de **oxidación** es la pérdida de electrones en un elemento, lo que implica un aumento en su número de oxidación.

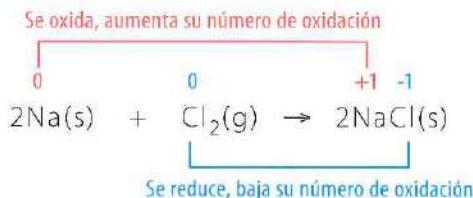
Por su parte, el proceso de **reducción** es la ganancia de electrones por parte de un elemento, lo que conlleva una disminución en su número de oxidación.



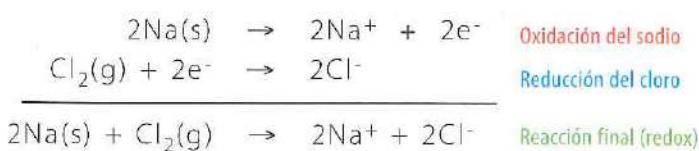
Esquema redox para NaCl



La oxidación y la reducción ocurren **simultáneamente**, es decir, no pueden darse una sin la otra, ya que para que una especie pueda ganar uno o más electrones, debe hacerlo a costa de otra que los haya perdido. Veamos, por ejemplo, la reacción de formación de la sal de mesa o cloruro de sodio (NaCl) a partir de sodio metálico (Na), que se oxida, y de cloro gaseoso (Cl₂), que se reduce.



Para su estudio, las redox se consideran como la suma de dos hemirreacciones que representan los procesos de oxidación y de reducción de forma separada.



AGENTES OXIDANTES Y REDUCTORES

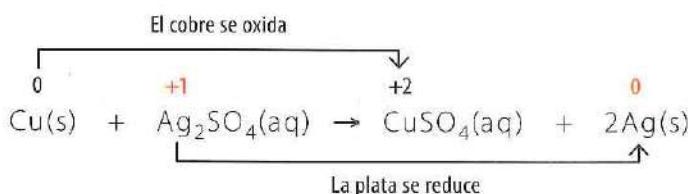
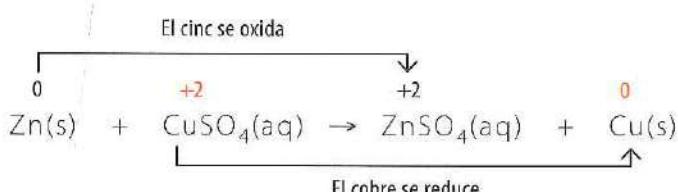
Siempre que existe una reacción de reducción-oxidación, en el sistema debe haber un elemento que ceda electrones y otro que los acepte. Un agente oxidante es una sustancia capaz de oxidar a otra si esta acepta electrones, es decir, se reduce. En general, los **no metales** son agentes oxidantes, es decir que tienen un buen poder oxidante. Por ejemplo, el oxígeno (O_2) oxida la mayor parte de los metales, como el hierro (Fe) y el sodio (Na), y algunos no metales como el carbono (C) y el azufre (S), para formar óxidos metálicos y no metálicos, respectivamente.

Por otra parte, un **agente reductor** es una sustancia capaz de reducir a otra, para lo cual pierde electrones, es decir, se oxida. La mayoría de los **metales** son buenos agentes reductores, ya que tienen tendencia a ceder electrones, aunque no todos lo son en la misma medida. Veamos cómo reaccionan el sodio, el hierro y la plata con el oxígeno del aire:

Reacción	$4 \text{Na} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Na}_2\text{O}$	$2 \text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{FeO}$	$\text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow$ No hay reacción
Cambios en los números de oxidación	Na: inicial = 0, final = +1 O: inicial = 0, final = -2	Fe: inicial = 0, final = +2 O: inicial = 0, final = -2	
Velocidad de la reacción	Instantánea	Lenta	No ocurre

Los metales han sido ordenados según su reactividad en una secuencia que lleva el nombre de **serie electroquímica o de actividad de los metales**. En ella, los metales más reactivos, como es el caso del litio (Li) o el potasio (K), encabezan la serie y son buenos reductores, mientras que los que están al final, como el platino (Pt) o el oro (Au), son muy malos reductores, es decir, se oxidan difícilmente. En esta serie se incluye el hidrógeno como elemento de referencia.

La serie electroquímica es muy útil ya que permite predecir los productos y las reacciones de los metales con ácidos y con sales metálicas. Cualquier metal puede ser oxidado por los iones de los elementos que están debajo de él en la serie electroquímica. De esta manera, por ejemplo, el cobre (Cu) puede ser oxidado por la plata (Ag), pero puede ser reducido por el zinc (Zn).



AGENTE OXIDANTE



AGENTE REDUCTOR

Serie electroquímica de los metales

Desplazan $\text{H}_2\text{(g)}$ de $\text{H}_2\text{O(l)}$ vapor de agua o ácidos.	Li K Ba Sr Ca
Desplazan $\text{H}_2\text{(g)}$ de vapor de agua o ácido.	Mg Al Zn Cr
Desplazan $\text{H}_2\text{(g)}$ de ácidos.	Fe Co Ni Sn Pb
Referencia.	H_2
No desplazan $\text{H}_2\text{(g)}$ de $\text{H}_2\text{O(l)}$.	Sb Cu Hg Ag Pd Pt Au



El cobre se oxida con el aire y toma un color marrón característico.

REACCIONES QUÍMICAS



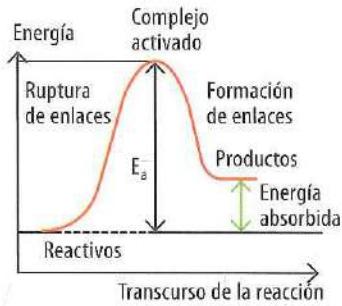
REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS

Las reacciones químicas se producen por ruptura de enlaces químicos y formación de nuevos enlaces. En muchas reacciones, la energía necesaria para romper los enlaces de los reactivos no coincide con la energía necesaria para formar los nuevos enlaces de los productos. En esos casos, hay un intercambio de energía entre los reactivos y el medio que los rodea, que suele manifestarse como calor.

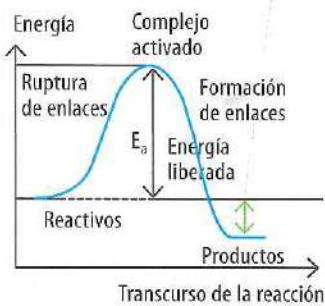
Según si el sistema que reacciona absorbe o libera energía del medio circundante, las reacciones se clasifican en **endotérmicas** y **exotérmicas**.

Cuando una reacción se produce con **absorción de energía**, se dice que es **endotérmica**. En este tipo de reacciones, la energía de los enlaces químicos de los productos es mayor que la energía de los enlaces químicos de los reactivos. Las reacciones endotérmicas absorben energía del medio que las rodea en forma de calor.

Un ejemplo de reacción endotérmica es la producción de óxido nitroso (NO_2) a partir de nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2). Esta reacción requiere 39 kcal para poder producirse.



Por lo general, las reacciones endotérmicas tienen una elevada energía de activación, por lo que son reacciones más lentas.



Las reacciones exotérmicas suelen tener una energía de activación más baja en comparación con la de las reacciones endotérmicas, y por eso se desarrollan con más rapidez.

Cuando una reacción se produce con **liberación de energía** hacia el medio, se dice que es **exotérmica**. En estas reacciones, la energía de los enlaces químicos de los productos es menor que la energía de los enlaces químicos de los reactivos. Si bien la energía liberada al medio en las reacciones exotérmicas suele manifestarse como calor, esta también puede verse en forma de luz.

Un ejemplo de reacciones exotérmicas son las reacciones de **combustión** que vimos anteriormente. Por ejemplo, la reacción entre el metano (CH_4) y el oxígeno (O_2) del aire produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) liberando 213 kcal.



ENERGÍA DE ACTIVACIÓN

Durante una reacción química, los enlaces de los reactivos se rompen y se forman los nuevos enlaces de los productos. La estructura intermedia entre reactivos y productos que se crea al llegar al nivel máximo de energía alcanzado en el transcurso de la reacción se denomina **complejo activado** o **estado de transición**, y representa el punto a partir del cual se inicia la formación de los productos. La energía necesaria para la formación de este complejo activado se llama **energía de activación**, y corresponde a la mínima energía que se requiere para que una reacción química dada se produzca.

En algunas reacciones, la energía de activación es prácticamente inexistente. Estas reacciones ocurren espontáneamente, ya que la barrera energética que debe vencerse para iniciarlas es despreciable.

VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las distintas reacciones químicas evolucionan con velocidades muy diferentes. Se define como **velocidad de reacción** a la variación que experimenta la concentración de uno de los reactivos o productos en función del tiempo. El área de la química que estudia la velocidad y los mecanismos de una reacción recibe el nombre de **cinética química**.

Además de la naturaleza de los reactivos, en las reacciones químicas, existen varios **factores** que influyen en la velocidad a la que estas ocurren. Veamos en qué consisten.

Concentración de los reactivos

La concentración de una sustancia es la cantidad de ella que hay en cierto volumen. Para que dos sustancias reaccionen sus partículas deben chocar entre sí. Cuantas más partículas hay en un sistema (mayor concentración), mayor es el número de choques entre ellas, lo cual aumenta la velocidad de la reacción. Así, para que el fuego para un asado se encienda más rápido, lo soplamos o apantallamos con un cartón. Esto aumenta la cantidad de partículas de oxígeno del aire que se ponen en contacto con el carbón.



Superficie de contacto

Para que una reacción química tenga lugar los reactivos deben chocar entre sí. Cuanto mayor es la superficie de contacto entre ellos, mayor es la cantidad de choques entre las partículas y se acelera la reacción. Así, las papas en trozos se fríen más rápido que si se cocinaran enteras.



Temperatura

En una reacción química, el aumento de la temperatura incrementa el movimiento de las partículas, y por ende, aumentan los choques entre estas. Por ese motivo, la mayoría de las reacciones se aceleran con el aumento de la temperatura. Por ejemplo, es importante que los alimentos como las carnes y los pescados no pierdan la cadena de frío, para evitar las reacciones de descomposición. Sin embargo, existen algunos casos en los cuales la disminución de la temperatura favorece la evolución de la reacción.



Catalizadores

Son sustancias que afectan la velocidad de las reacciones químicas, al disminuir la energía de activación de las reacciones. Se usan en bajas concentraciones y no experimentan modificaciones, ya que no forma parte de la reacción y se recuperan al final de ella. Además, su intervención no aumenta la cantidad de producto, solo incrementan la velocidad de la reacción.

CATALIZADORES BIOLÓGICOS: LAS ENZIMAS

Las **enzimas** son sustancias orgánicas utilizadas por los seres vivos en sus procesos metabólicos, que tienen la función de acelerar las reacciones en las que participan. Por ello se las conoce también como **catalizadores biológicos**. Las enzimas son de acción específica, lo que significa que cada una de ellas actúa exclusivamente en una determinada reacción y sobre un determinado substrato (sustancia sobre la cual reaccionan).

1. Respondan a las siguientes preguntas:

- ¿Cómo se pueden manifestar las reacciones químicas? Busquen un ejemplo de cada una de las manifestaciones posibles.
- ¿Qué son los coeficientes estequiométricos? ¿Qué relación existe entre estos coeficientes y las ecuaciones químicas?
- ¿Qué reactivos son necesarios para que se produzca una combustión? ¿Debe darse alguna condición inicial para que ocurra este tipo de reacción?
- ¿Qué entienden por "neutralización"? ¿Qué tipo de sustancias participan de este tipo de reacciones?
- ¿Qué diferencia las reacciones endotérmicas de las exotérmicas?

2. Expliquen con sus propias palabras de qué manera pueden influir la temperatura y la concentración de los reactivos sobre la velocidad de una reacción.

3. Balanceen las siguientes ecuaciones por el método de tanteo.

- $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{HF}$
- $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Mg} + \text{O}_2 \dots \text{MgO}$
- $\text{Mg} + \text{N}_2 \dots \text{Mg}_3\text{N}_2$
- $\text{MnO}_2 + \text{Al} \dots \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Mn}$

4. Observen las siguientes imágenes y luego respondan a las preguntas en sus carpetas.



- ¿En cuál de las dos imágenes la combustión es completa y en cuál es incompleta? Justifiquen su respuesta.
- ¿Cuál de las dos llamas genera más calor? Justifiquen su respuesta.
- Identifiquen las sustancias presentes en cada caso, y expliquen cómo participan de la reacción de combustión.

5. Identifiquen los pares ácido-base conjugados en las siguientes reacciones.

- $\text{NH}_4^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) \rightleftharpoons \text{NH}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{HBr}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{ac}) + \text{Br}^-(\text{ac})$
- $\text{CO}_3^{2-}(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^-(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac})$

6. Se tienen tres soluciones acuosas, con los siguientes valores de pH:

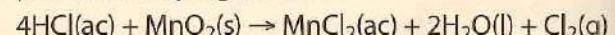
Solución 1, pH = 10

Solución 2, pH = 6

Solución 3, pH = 8

- Determinen cuál o cuáles de estas soluciones son ácidas, y cuál o cuáles son básicas.
- ¿Podría una solución no ser ni ácida ni básica? Justifiquen su respuesta.

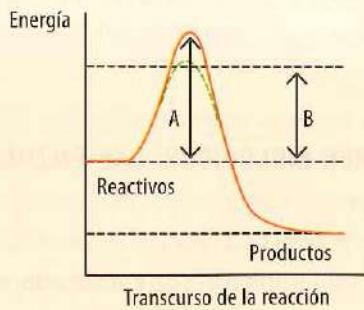
7. Observen la siguiente reacción redox, y luego respondan a las preguntas.



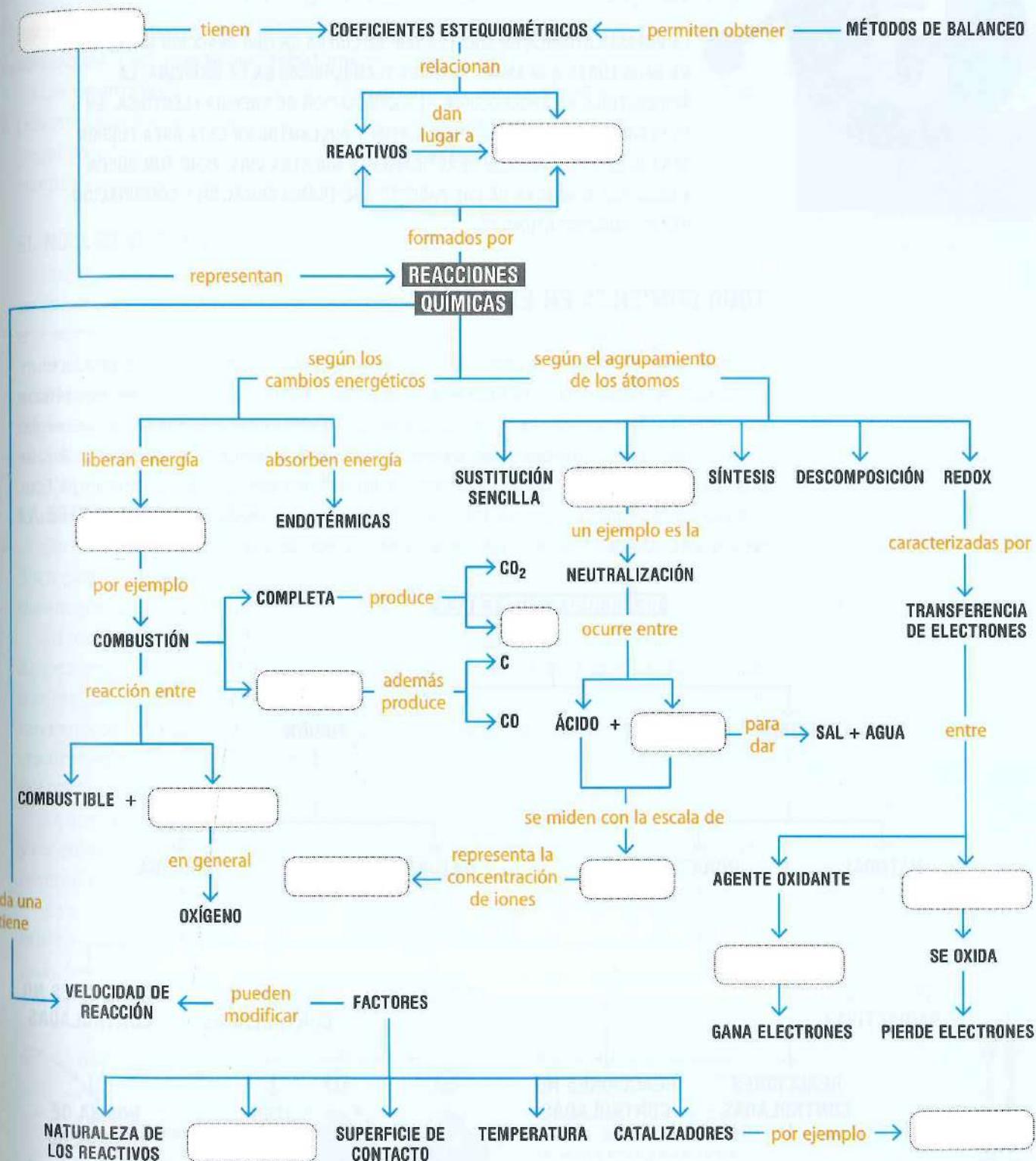
- ¿Qué ocurre con el manganeso (Mn) durante la reacción?
- ¿Qué sucede con el número de oxidación del cloro (Cl)? ¿Y con el del oxígeno (O)?
- Escriban la hemirreacción de reducción.

8. Observen el siguiente gráfico de energía vs. transcurso de la reacción, y respondan.

- ¿Qué tipo de reacción representa este gráfico? Justifiquen su respuesta.
- ¿Qué significan las distancias marcadas como "A" y "B" en el gráfico?
- ¿Cuál es el sentido de que la altura de B sea menor que la de A?



1. Completan los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

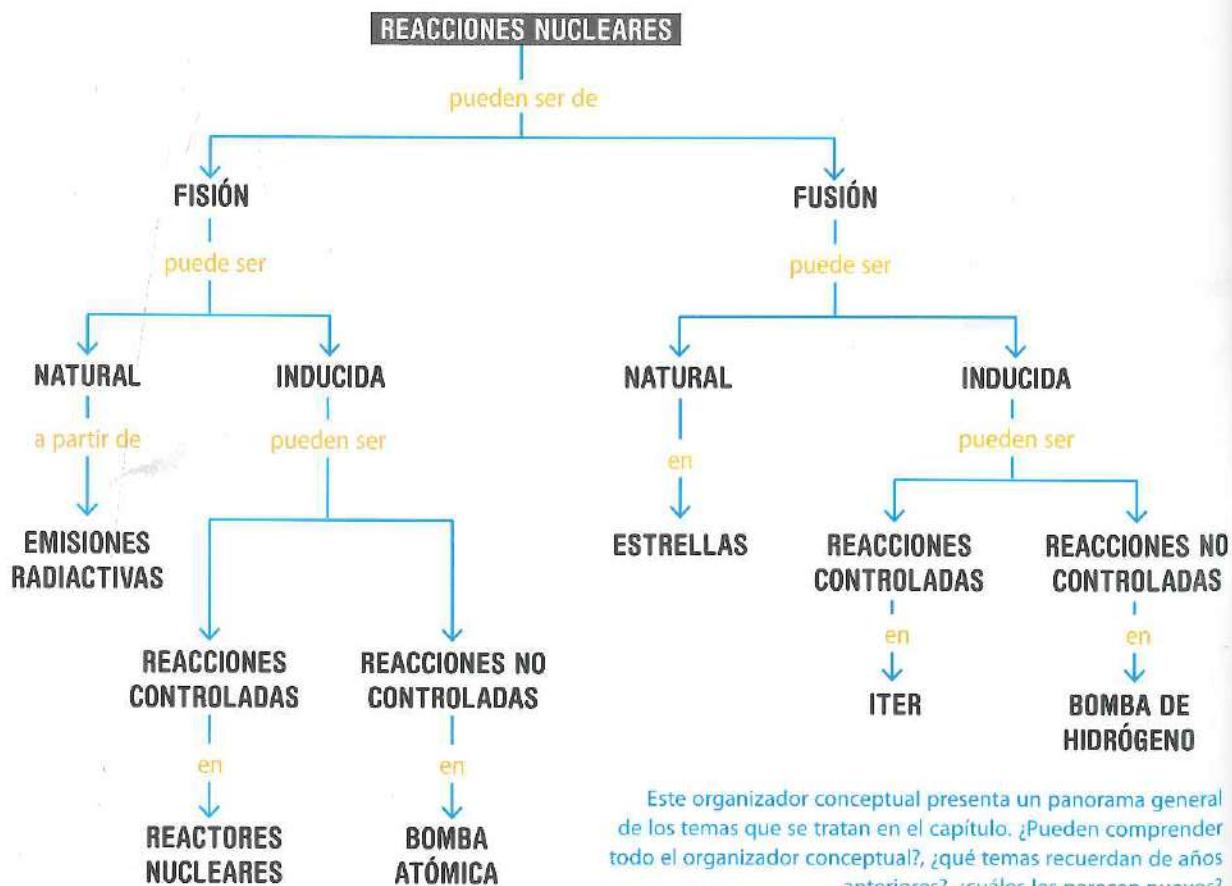
REACCIONES NUCLEARES

LA ENERGÍA ATÓMICA ES AQUELLA QUE SE LIBERA EN UNA REACCIÓN NUCLEAR. HA DADO LUGAR A GRANDES AVANCES TECNOLÓGICOS EN LA MEDICINA, LA AGRICULTURA, LA ARQUEOLOGÍA Y LA GENERACIÓN DE ENERGÍA ELÉCTRICA. EN EL ÚLTIMO SIGLO, LOS DESCUBRIMIENTOS Y ADELANTOS EN ESTA ÁREA FUERON TANTOS QUE MODIFICARON DRÁSTICAMENTE NUESTRA VIDA. PERO AÚN QUEDA MUCHO POR APRENDER DE LOS PROCESOS DE TRANSFORMACIÓN Y COMBINACIÓN DE LOS NÚCLEOS ATÓMICOS.

TODO COMIENZA EN EL NÚCLEO

En el capítulo anterior se estudiaron las reacciones químicas. En ellas se produce un reordenamiento atómico, más precisamente entre los electrones de los niveles energéticos más externos. Al mismo tiempo, se liberan o se absorben pequeñas cantidades de energía.

A diferencia de lo que ocurre en las reacciones químicas, en las reacciones nucleares se produce un cambio en el núcleo atómico y se liberan grandes cantidades de energía. Este cambio puede darse a través de fisiones nucleares, en las que un núcleo se fragmenta, o de fusiones nucleares, en las cuales dos o más núcleos se unen.



Este organizador conceptual presenta un panorama general de los temas que se tratan en el capítulo. ¿Pueden comprender todo el organizador conceptual?, ¿qué temas recuerdan de años anteriores?, ¿cuáles les parecen nuevos?

EL ÁTOMO

Una mesa, un árbol, un mar y todos los cuerpos están compuestos por partículas diminutas llamadas **átomos**. A su vez, los átomos están formados por partículas más pequeñas aún, denominadas **partículas subatómicas**: los neutrones, los protones y los electrones.

Los **neutrones** no poseen carga eléctrica, mientras que los **electrones** y los **protones** poseen igual cantidad de carga, pero de distinto signo; los electrones tienen carga negativa y los protones, positiva. Los átomos siempre tienen la misma cantidad de electrones que de protones, así sus cargas se anulan y resultan eléctricamente neutros.

EL NÚCLEO ATÓMICO

Los protones y los neutrones se encuentran concentrados en el interior del átomo, en la zona llamada **núcleo**. Por esto se los conoce como **nucleones**. Los electrones, en cambio, giran alrededor del núcleo atómico a gran velocidad.

El número de protones en un átomo de un determinado elemento se denomina **número atómico** y se indica con la letra **Z**, el **número de neutrones** que hay en el núcleo se designa con la letra **N**, y el número total de nucleones se simboliza con la letra **A**, y se denomina **número de masa** o **número másico** del elemento.

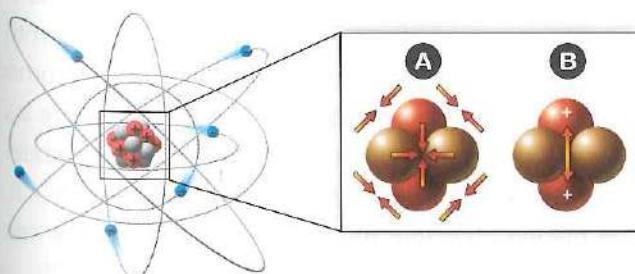
LA ESTABILIDAD NUCLEAR

Sin embargo, existe una pregunta fundamental que debemos tratar de responder. Si los protones dentro del núcleo tienen carga positiva, ¿por qué no se repelen entre sí, desintegrando, de esa manera, el átomo?

La mayoría de los núcleos de los átomos son estables debido a que los neutrones y los protones permanecen unidos por una fuerza denominada **interacción nuclear fuerte**, que impide que los protones se repelan entre sí. Los protones y neutrones se encuentran tan cerca entre sí que la interacción nuclear fuerte anula la repulsión eléctrica. Es este equilibrio entre la fuerza eléctrica y la fuerza nuclear fuerte el que mantiene la estabilidad del núcleo atómico.

La fuerza nuclear también actúa entre pares de neutrones y entre protones y neutrones, y no depende de la carga, es decir, las fuerzas nucleares protón-protón, protón-neutrón y neutrón-neutrón son iguales, sin depender de la fuerza eléctrica entre los protones.

La estabilidad del núcleo también se debe a la proporción de neutrones y protones que tenga el núcleo atómico. Los núcleos ligeros son estables cuando el número de protones es igual al de neutrones, es decir, cuando $N = Z$. Los núcleos más pesados son estables cuando $N > Z$, es decir, cuando hay más neutrones que protones.



Modelo de la estructura atómica y de las fuerzas que intervienen en el núcleo.

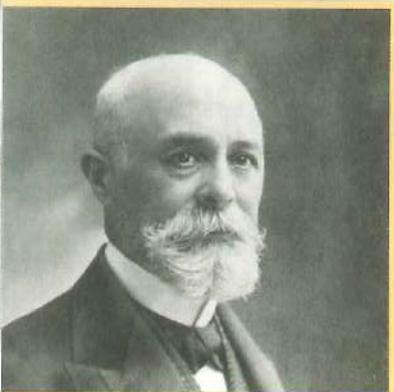
- A. Los nucleones, tanto protones como neutrones, se atraen entre sí por la interacción nuclear fuerte.
B. Los protones se repelen entre sí por la fuerza eléctrica. Pero están tan juntos que prevalece la interacción nuclear fuerte.



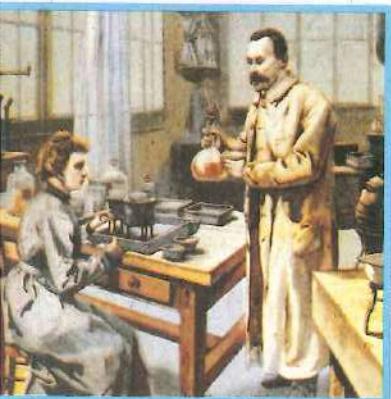
Todo está formado por pequeñas partículas llamadas *átomos*.

Para más información sobre este tema
ingresen a: e-sm.com.ar/fuerzanuclear

INESTABILIDAD EN LOS NÚCLEOS ATÓMICOS



En 1896, el físico francés Henri Becquerel descubrió que algunos elementos químicos, como el uranio, emitían radiaciones. Luego se comprobó que provenían del núcleo atómico.

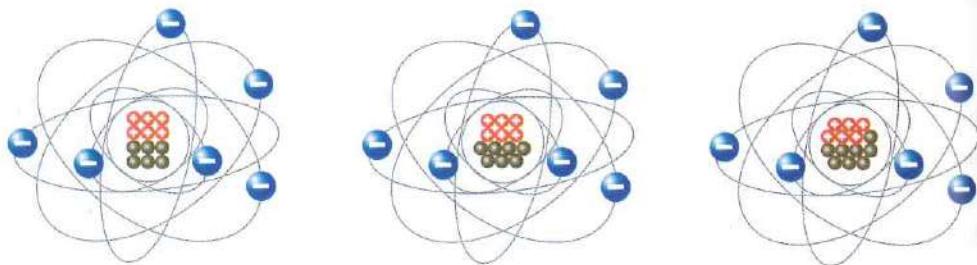


Los esposos Marie y Pierre Curie estudiaron el torio, el polonio y el radio, y dedujeron que la emisión de radiaciones era una cualidad de algunos núcleos atómicos, y la llamaron *radioactividad*.

Conforme aumenta el número de protones de un átomo es más difícil que el núcleo se mantenga unido y son necesarios más neutrones para mantener la estabilidad. Esto permite que existan átomos con la misma cantidad de protones pero con distinta cantidad de neutrones. Así, el uranio posee 92 protones, pero la cantidad de neutrones varía entre 140, del uranio ^{232}U , y 147, del uranio ^{239}U . Estos átomos se llaman *isótopos*.

LOS ISÓTOPOS

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento que tienen la misma cantidad de protones (Z) pero distinta cantidad de neutrones (N) y, por lo tanto, su masa (A) es diferente. Todos los elementos poseen uno o varios isótopos que, en conjunto, constituyen una familia. Los isótopos pueden ser estables o inestables. Los **isótopos estables** siempre constituyen el mismo elemento, mientras que los **isótopos inestables** son radiactivos y tienden a decaer, es decir, a convertirse en otros elementos que emiten partículas de diferente energía. Por ejemplo, el carbono posee 15 isótopos conocidos, todos tienen 6 protones, pero la cantidad de neutrones es diferente. Los tres isótopos más comunes son: el carbono-12, que posee 6 neutrones, es un isótopo estable y constituye el 99% del carbono total que existe en la Tierra; el carbono-13, que posee 7 neutrones, también es estable y constituye el 1% restante del carbono en la Tierra; y el carbono-14, que posee 8 neutrones y es inestable. En el siguiente esquema pueden ver los modelos atómicos de los tres isótopos más comunes del carbono.



Carbono-12: 6 electrones, 6 protones, 6 neutrones. Estable.

Isótopos más comunes del carbono.

Carbono-13: 6 electrones, 6 protones, 7 neutrones. Estable.

Carbono-14: 6 electrones, 6 protones, 8 neutrones. Inestable, radiactivo.

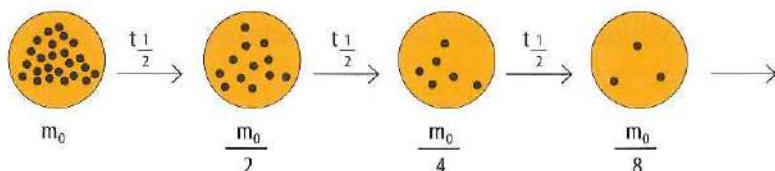
A los isótopos inestables, por ser radiactivos, se los conoce como **radioisótopos**, y al fenómeno de emisión radiactiva se lo llama **decaimiento**. Los radioisótopos decaen mediante cadenas de desintegración, pasando de un radioisótopo a otro, al que se lo llama *hijo* y que también decae en otro radioisótopo, y así sucesivamente hasta que decae en un isótopo estable. A estos decaimientos se los conoce como **serie radiactiva** o **familia**. En la naturaleza hay diferentes series radiactivas, entre las cuales las más importantes son: la del uranio-238, que termina en plomo-206; la del uranio-235, que termina en plomo-207; y la del torio-232, que termina en plomo-208. El tiempo de decaimiento de un núcleo inestable depende de cuán probable sea para ese núcleo liberar la energía y decaer en un elemento estable.

EL CONCEPTO DE VIDA MEDIA O SEMIVIDA

Si se toma una muestra, es decir, una cantidad determinada de átomos, de un elemento inestable, el decaimiento radiactivo presenta las siguientes características:

- Es un fenómeno en el que se puede predecir la cantidad de partículas que se emitirán en un tiempo determinado.
- No se puede saber cuáles serán los núcleos que realizarán las emisiones.
- El número de núcleos radiactivos de una muestra disminuye con el tiempo.
- La rapidez con la que decae una determinada muestra disminuye con el tiempo.

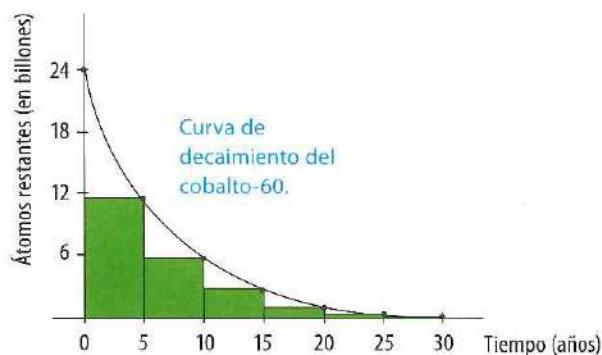
Una medida útil para determinar la manera en que decae cierto radioisótopo es la denominada **vida media o semivida** ($t_{1/2}$) de una sustancia. Esta corresponde al intervalo de tiempo en el que la cantidad inicial de núcleos activos se reduce a la mitad.



Esquema de la reducción de la masa de un radioisótopo. Cuando la actividad radiactiva de un radioisótopo se reduce a la mitad, también se reduce el número de átomos y la masa de ese radioisótopo, y aumenta la cantidad de masa del isótopo estable.

Cada radioisótopo tiene una vida media característica, y esta puede ser desde una fracción de segundo hasta miles de años. Gráficamente, podemos representar el proceso de decaimiento radiactivo mediante una **curva de decaimiento**.

Tomemos como ejemplo el cobalto-60, cuya vida media es de, aproximadamente, 5 años. Si tuviésemos 24 billones de átomos de cobalto-60, al cabo de 5 años se habrán desintegrado 12 billones y quedarán otros 12 billones. Después de otros 5 años, quedarán 6 billones. Es decir que después de dos vidas media, la cantidad original se habrá reducido a una cuarta parte. Si representamos la cantidad de átomos restantes de cobalto-60 en función del tiempo transcurrido, obtendremos la curva de decaimiento para el cobalto-60.



Podemos calcular la fracción restante del radioisótopo original al cabo de un número dado de vidas media, mediante la ecuación:

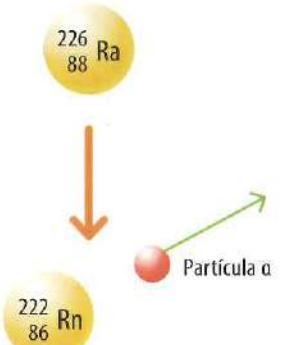
$$f = \frac{1}{2^n}$$

Donde f es la fracción restante y n es el número de vidas media transcurridas.

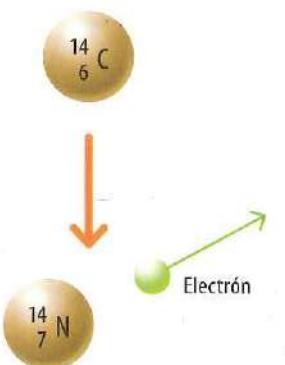
Radioisótopo	Vida media o semivida
Uranio-238	5.000.000 de años
Plutonio-239	24.000 años
Carbono-14	5.730 años
Cobalto-60	5 años
Gadolino-153	242 días
Radón-222	4 días
Sodio-24	15 horas
Mercurio-206	8 minutos
Polonio-213	$4 \cdot 10^{-5}$ segundos

Tabla de la vida media o semivida de algunos radioisótopos.

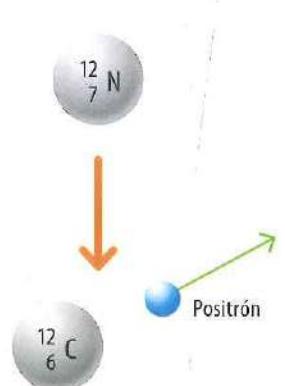
TIPOS DE DECAIMIENTO RADIACTIVO



Decaimiento del radio-226 a radón-222.



Decaimiento del carbono-14 a nitrógeno-14.

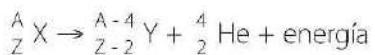


Decaimiento del nitrógeno-12 a carbono-12.

Los tres tipos de radiación que emiten los núcleos cuando decaen son la radiación alfa, la radiación beta y la radiación gamma.

La **radiación alfa** está formada por núcleos de helio-4 denominados **partículas alfa** (α) y se observa con frecuencia en los elementos pesados. El proceso de desintegración alfa es acompañado por una gran liberación de energía distribuida entre la energía cinética del nuevo núcleo y la partícula α . Estas partículas se desplazan a una velocidad relativamente baja, por lo cual su poder de penetración es bajo, y no pueden atravesar la piel de un ser humano. Sin embargo, tienen un alto **poder ionizante**, ya que pueden arrancar electrones periféricos de ciertos átomos al chocar contra ellos.

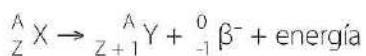
Al igual que las reacciones químicas, las reacciones nucleares pueden representarse mediante una ecuación denominada **ecuación nuclear**. La ecuación general para este decaimiento es:



donde X es el elemento previo a la reacción nuclear e Y es el elemento posterior. La masa atómica (A) del átomo resultante disminuye en cuatro unidades y el número atómico (Z) disminuye en dos unidades. Por ejemplo, para el radio-226, el decaimiento se produce a radón-222, con liberación de una partícula alfa y energía, como se observa en la imagen de la izquierda, arriba.

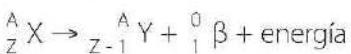
La **radiación beta**, por su parte, está formada por electrones de gran velocidad, liberados en el decaimiento de núcleos que tienen gran cantidad de neutrones. Hay dos tipos de emisiones beta: la **emisión beta negativa** se produce cuando un núcleo emite un electrón, mientras que la **emisión beta positiva** resulta al emitir un positrón.

En la emisión β^- , un neutrón se transforma en un protón, y en el proceso se emite un electrón y energía. La ecuación general que describe este decaimiento es:



donde X es el elemento previo a la reacción nuclear e Y es el elemento posterior. En este caso, el número atómico (Z) aumenta en una unidad y la masa atómica (A) se mantiene constante. Por ejemplo, la emisión β^- del carbono-14 provoca que decaiga a nitrógeno-14 y emita un electrón, como se observa en la imagen del centro.

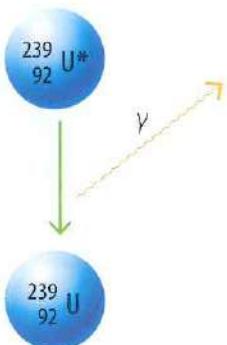
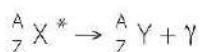
En una emisión β^+ , un protón se transforma en un neutrón, y en el proceso se emite un positrón y energía. La ecuación general que describe este decaimiento es:



donde X es el elemento previo a la reacción nuclear e Y es el elemento posterior. En este caso, el número atómico (Z) disminuye en una unidad, mientras que el número masíco (A) se mantiene constante. Por ejemplo, la emisión β^+ del nitrógeno-12 provoca que decaiga a carbono-12 y emita un positrón, como se observa en la imagen de abajo.

El poder de penetración de la radiación beta es mayor que el de la radiación alfa: puede atravesar algunos materiales pero es bloqueada por una placa de aluminio. Por otro lado, su poder ionizante no es tan elevado.

La **radiación gamma** tiene mucho mayor poder energético que las radiaciones alfa y beta. Se origina en el decaimiento de un núcleo sin que cambie su estructura interna, y pierde energía de excitación con la emisión de **fotones de alta energía**. En general, este tipo de decaimiento ocurre después de un decaimiento alfa o beta, porque es muy probable que el núcleo "hijo" de las transformaciones anteriores haya quedado inestable o en estado de excitación y libere el exceso de energía mediante una **onda electromagnética de alta energía**, es decir, radiación gamma (γ), para así recuperar el estado de equilibrio. La ecuación general que describe este decaimiento es:

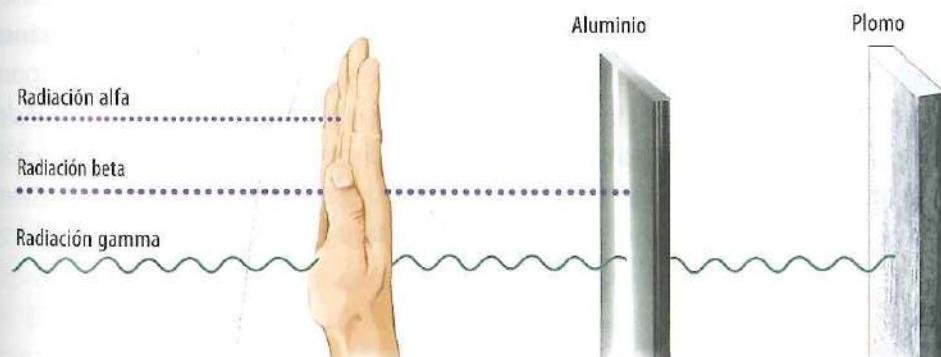


Decaimiento gamma del uranio-239.

donde X es el elemento previo a la reacción nuclear e Y es el elemento posterior. En este caso, se mantienen constantes tanto el número atómico (Z) como el número másico (A). Por ejemplo, la emisión gamma del uranio-239 excitado provoca que este decaiga en uranio-239, emitiendo una onda electromagnética de alta energía, como se observa en la imagen de arriba.

El poder de penetración de la radiación gamma es muy alto. Solo es detenida por una lámina gruesa de plomo o una pared de hormigón de, por lo menos, tres metros de espesor. Su poder ionizante es menor que el de la radiación alfa y el de la radiación beta.

PENETRACIÓN EN LA MATERIA DE LOS DISTINTOS TIPOS DE RADIACIONES



HERRAMIENTAS

Organizadores digitales de información

Las actividades en las que se elaboran mapas y redes conceptuales o cuadros sinópticos favorecen la integración de conceptos, refuerzan la comprensión y facilitan la corrección de conceptos e ideas erróneas.

Estos organizadores gráficos, si son pequeños, pueden hacerse con un procesador de texto como *Microsoft Word* u *OpenOffice Writer*. Pero si su extensión aumenta pueden aparecer problemas de realización y ajustes y debe usarse un pro-

grama específico para la realización de este tipo de gráficos. Muchos de estos programas pueden usarse *online* o instalarse en una computadora.

Cmap Tools es un programa gratuito con muchos recursos gráficos, ideal para la confección de mapas conceptuales, disponible en idioma español. Permite la construcción de mapas conceptuales que se pueden guardar en diferentes formatos para ser fácilmente publicados. Pueden descargar *Cmap Tools* desde e-sm.com.ar/Cmap_Tools y consultar un tutorial *online* en e-sm.com.ar/tuto_Cmap_Tools.

LA FISIÓN NUCLEAR

Radioisótopo	Vida media (en años)	Tasa de fisión espontánea (%)
^{235}U	$7,04 \cdot 10^8$	$2,0 \cdot 10^{-7}$
^{238}U	$4,47 \cdot 10^9$	$5,4 \cdot 10^{-5}$
^{239}Pu	$2,41 \cdot 10^4$	$4,4 \cdot 10^{-10}$
^{240}Pu	$6,58 \cdot 10^3$	$5,0 \cdot 10^{-6}$
^{252}Cf	2,64	3,1

Tabla de la tasa de fisión espontánea de algunos radioisótopos.

Como vimos en páginas anteriores, cuando el núcleo atómico de un elemento se vuelve inestable, se produce una emisión radiactiva o decaimiento. Este fenómeno es la transformación de un elemento en otro más estable, de menor masa atómica, mediante la emisión de partículas y radiaciones electromagnéticas, lo que libera energía. A este proceso se lo conoce como **transmutación natural**. Dentro de este tipo de transmutaciones se encuentran las fisiones nucleares espontáneas y las inducidas.

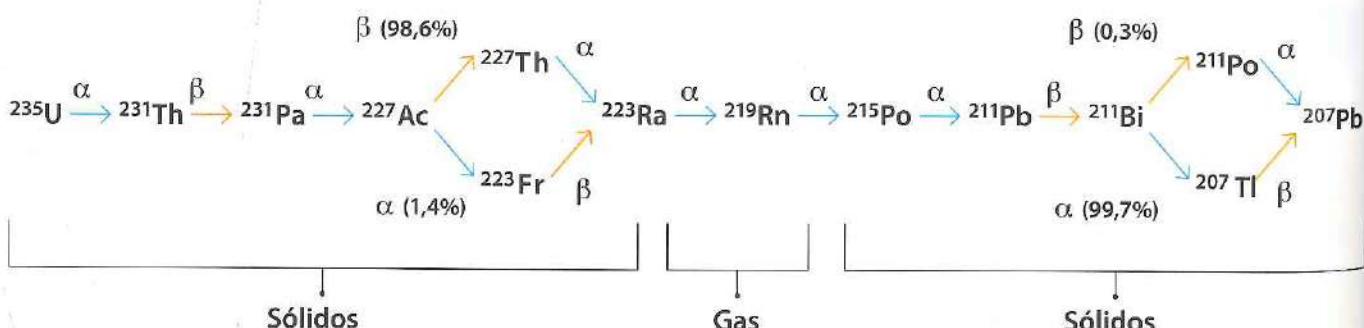
LA FISIÓN NUCLEAR ESPONTÁNEA

Las fisiones nucleares espontáneas son aquellas que ocurren en la naturaleza, sin ningún tipo de intervención humana. Cuando un núcleo es radiactivo, emite radiaciones electromagnéticas y partículas hasta que alcanza la estabilidad, tal como hemos visto en los decaimientos atómicos, que pueden considerarse casos particulares de fisión nuclear. Esto sucede con muchos núcleos que, tras la fisión, se transforman en núcleos de otros elementos o en núcleos del mismo elemento pero con distinta cantidad de neutrones.

Si bien podría pensarse que los núcleos pesados, aquellos con número de masa cercano a 200, se fisionarían espontáneamente con mucha más frecuencia que los núcleos más pequeños ya que están menos unidos, esto no es usual debido a un efecto denominado **barrera de fisión**, que evita que el proceso se desencadene naturalmente.

Sin embargo, ocasionalmente, pueden darse fisiones espontáneas. Para saber cuáles son las probabilidades de que esto suceda, se debe conocer la **tasa de fisión espontánea** del elemento en cuestión, que es la probabilidad de que un átomo se fisione espontáneamente en un segundo. Por ejemplo, las tasas de fisión del plutonio-239 y del californio-252, que son elementos artificiales, son mucho más altas que la del uranio-235. Para los isótopos del plutonio, el uranio y el torio, que se emplean en las instalaciones nucleares, el período para una fisión espontánea es mayor a 1.010 años, por lo que su tasa de fisión espontánea es muy baja.

ESQUEMA DE DESINTEGRACIÓN DEL URANIO-235



El uranio-235 tiene la capacidad de provocar una reacción de fisión en cadena que se expande rápidamente. Tiene una vida media de 700 millones de años.

LA FISIÓN NUCLEAR INDUCIDA

Las reacciones nucleares pueden inducirse "bombardeando" núcleos atómicos estables con partículas alfa, neutrones u otras partículas subatómicas.

En 1919, el científico neocelandés Ernest Rutherford realizó la primera **reacción nuclear inducida** bombardeando una muestra de nitrógeno con partículas alfa. Observó que se producía oxígeno y un protón. La ecuación que describe esta reacción nuclear es:



A esta experiencia se la conoce como la primera **transmutación artificial** de la historia, ya que Rutherford logró transformar un elemento en otro.

Durante las décadas de 1920 y de 1930 se hicieron muchas transmutaciones artificiales; algunas condujeron al descubrimiento de nuevas partículas, como el neutrón, que fue descubierto por el físico inglés James Chadwick en 1932, y el positrón, que fue hallado por los físicos franceses Frédéric e Irene Joliot-Curie en 1934.

LAS REACCIONES EN CADENA

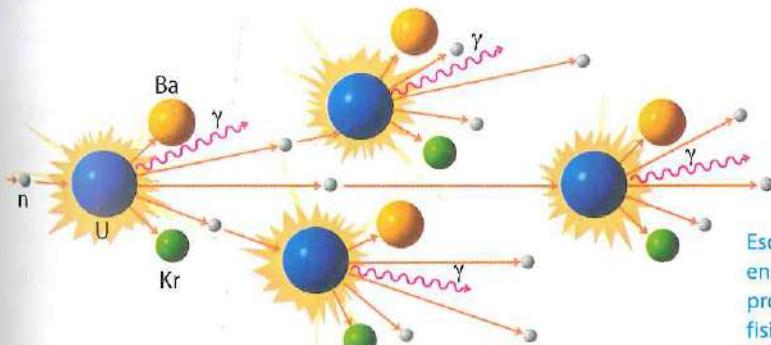
En 1934, los científicos italianos Enrico Fermi y Emilio Segré trataron de obtener elementos con un número atómico superior al del uranio, es decir con $Z > 92$. Para ello bombardearon átomos de uranio con neutrones y obtuvieron cuatro radioisótopos. Pensaron que uno de ellos era el elemento 93, pero no supieron explicar los restantes.

En 1938, los químicos alemanes Otto Hahn y Fritz Strassman encontraron isótopos de bario cuando repitieron los experimentos de Fermi y Segré, descubriendo que el núcleo de uranio se había fragmentado luego de ser bombardeado con neutrones.

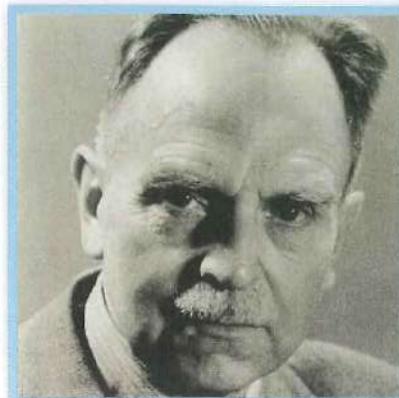
La **fisión nuclear inducida** consiste, entonces, en provocar la división de un núcleo pesado en dos o más núcleos pequeños, lo que genera, a su vez, neutrones libres.

Cuando un neutrón, u otra partícula, impacta contra el núcleo es absorbido por este, que se divide en dos o más partes, y genera energía y radiación. Los neutrones liberados golpean otros núcleos, y provocan una **reacción en cadena**, es decir, una secuencia de reacciones sostenida en el tiempo. Así se producen una enorme cantidad de fisiones y, por lo tanto, una gran cantidad de energía. Esa **energía nuclear** es emitida en forma de rayos gamma y energía cinética de las partículas producidas.

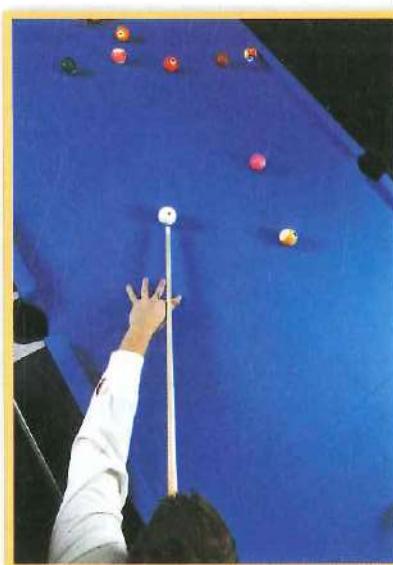
El número total de partículas de los núcleos resultantes de la fisión debe ser el mismo que el del núcleo inicial. Un ejemplo de fisión inducida es la que se produce con núcleos de uranio en los reactores nucleares, que se muestra en el esquema de abajo.



Esquema de una reacción en cadena. Los neutrones producto de la primera fisión generan nuevas fisiones, y se establece una reacción en cadena.



Otto Hahn (1879-1968).



¿Ven alguna similitud entre la imagen y un fenómeno explicado en esta página?

ACTIVIDADES

1. ¿Por qué para realizar fisiones inducidas se utilizan elementos cuyos núcleos son pesados y no otros de núcleos livianos?

MASA CRÍTICA

La **masa crítica** es la cantidad mínima de material fisionable necesario para que se mantenga una reacción nuclear en cadena. Aunque en cada **fisión nuclear** se producen entre dos y tres neutrones, no todos los neutrones pueden continuar con la reacción de fisión, y algunos se pierden. Si los neutrones liberados se pierden a un ritmo más rápido que los que se forman, la reacción en cadena no será autosostenible y se detendrá.

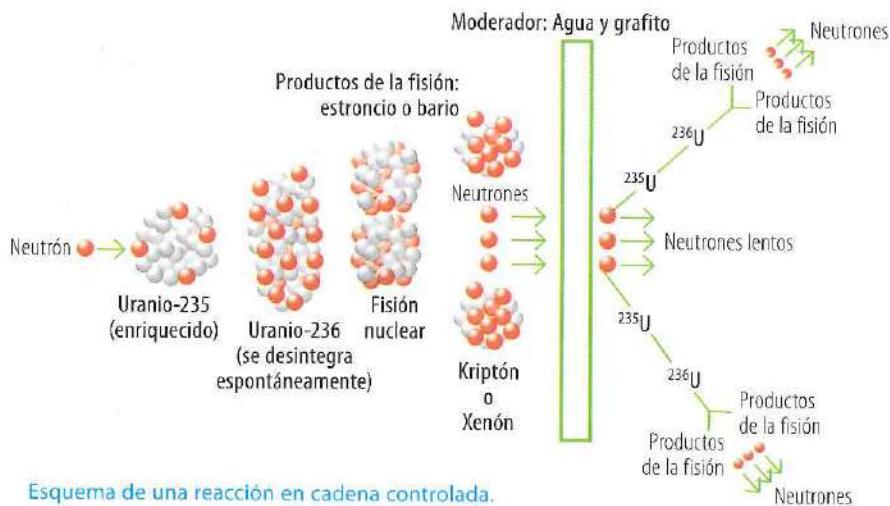
La cantidad de masa crítica de un material fisionable depende de varios factores: propiedades físicas, propiedades nucleares, geometría y pureza. Por ejemplo, una esfera tiene la superficie mínima posible para una masa dada, y por lo tanto, reduce al mínimo la fuga de neutrones. Y si, además, el material fisionable está bordeado por un reflector de neutrones, se pierden muchos menos neutrones y se reduce la masa crítica.

LA FISIÓN NUCLEAR CONTROLADA

Vimos que en una fisión nuclear los neutrones que se desprenden impactan contra otros núcleos y producen su fragmentación. Como la división de cada núcleo puede liberar de dos a tres neutrones, se llegó a la conclusión de que, bajo ciertas condiciones, se podría crear una **reacción en cadena controlada**, en la que los neutrones liberados volverían a producir la fisión de otros núcleos, y así sucesivamente, liberando una gran cantidad de energía. Por esto, en las fisiones artificiales se trata de mantener un control sobre la reacción en cadena para asegurarse de que esta no "muera" ni se descontrolle.

EL PRIMER REACTOR NUCLEAR

La primera reacción nuclear controlada se logró en 1942, en Estados Unidos, cuando el físico italiano Enrico Fermi y su equipo crearon el primer reactor nuclear artificial, conocido como *pila de Chicago*. Estaba constituido por bolas de uranio separadas por bloques de grafito, con varas recubiertas de cadmio que absorbían los neutrones. El propósito era bombardear uranio-235 con neutrones lentos y producir una reacción en cadena controlada. La ventaja de utilizar neutrones como proyectiles es que no interactúan eléctricamente con la materia, por lo que pueden atravesarla y colisionar con algún núcleo y generar de esta manera la fisión. Este invento fue la base sobre la que luego se construyeron las centrales nucleares para la generación de energía eléctrica.



Esquema de una reacción en cadena controlada.

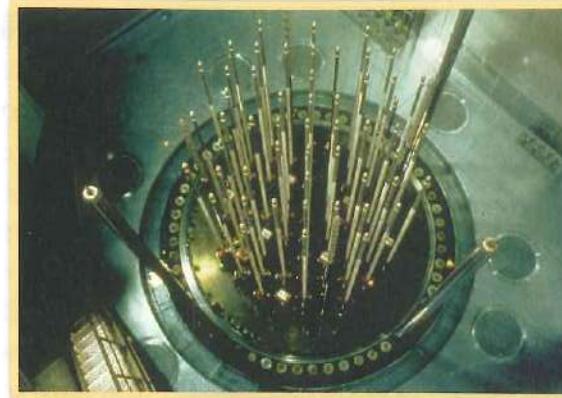
ACTIVIDADES

1. ¿Qué caracteriza a una reacción nuclear controlada y qué la diferencia de una descontrolada?

FACTORES QUE INFLUYEN EN UNA REACCIÓN EN CADENA CONTROLADA

Para que una reacción en cadena pueda ser producida y controlada existe una serie de condiciones necesarias:

- No todos los neutrones libres producen fisión. De preferencia, lo hacen los llamados **neutrones lentos**. Cuando se divide un núcleo de uranio, los neutrones que se liberan son neutrones rápidos que no generan fisión, por lo cual es necesario bajarles la velocidad utilizando algún elemento **moderador** que disminuya su energía cinética. Los mejores moderadores conocidos son el grafito y el agua pesada (D_2O). Estos logran que los neutrones que salen de los núcleos lo hagan a una velocidad tal que aumente la posibilidad de que fisionen a otros núcleos.
- Para controlar la fisión se busca que cada dos o tres neutrones liberados solo uno impacte en otro núcleo y lo fisione. Para esto se usan barras de control de materiales absorbentes, como cadmio o boro, que capturan neutrones.
- Es necesario calcular la masa crítica, es decir, la masa mínima para producir una reacción en cadena. Esta varía según la geometría del elemento combustible y su proporción de material fisionable.
- Para obtener el uranio-235 es necesario enriquecer el uranio-238, que se encuentra en abundancia en ciertos yacimientos mineros. Este proceso es altamente complejo.
- En una muestra real de uranio-235, no todos los neutrones que se liberan, producto de las fisiones de los núcleos, producirán nuevas fisiones. Algunos saldrán del reactor, por lo que es necesario buscar un volumen y un tipo de geometría óptimo para reducir aquellas pérdidas.
- Muchos neutrones, al ser absorbidos por el uranio-235, quedan en estado de excitación, razón por la que emiten radiación gamma. Para evitar fugas de radiación peligrosas para la salud, es necesario construir una aislación de concreto.



Barras de control dispuestas en un reactor nuclear. ¿Por qué es necesario usar materiales que absorban los neutrones derivados de la reacción?

ENRIQUECIMIENTO DE URANIO Y PRODUCCIÓN DE AGUA PESADA EN LA ARGENTINA

El uranio está constituido por dos isótopos: el uranio-238 y el uranio-235. En la naturaleza, el contenido de uranio-235 es del 0,711%, mientras que el resto lo constituye el uranio-238. Para ser utilizado en reactores de potencia, se lleva a una concentración isotópica del uranio-235 de entre 0,85% y 5%.

El Complejo Tecnológico Pilcanyi es una instalación de la Comisión Nacional de Energía Atómica (CNEA), ubicada en la provincia de Río Negro, donde se probó que Argentina podía producir uranio enriquecido para los reactores nucleares usando el método de difusión gaseosa; eso permitió que el país integrase un selecto grupo de países con tecnología nuclear propia.

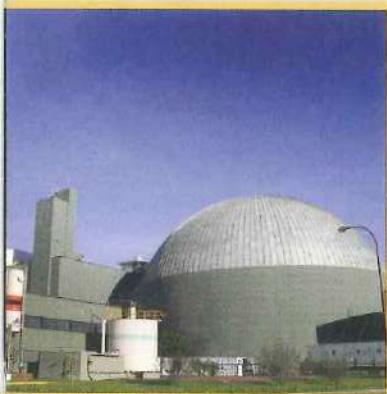
En Arroyito, Neuquén, la Planta Industrial de Agua Pesada (PIAP) produce agua pesada virgen grado reactor (la de mayor calidad), para abastecer las centrales nucleares del país, que la usan como moderador. También se exporta al mercado internacional.



La PIAP es propiedad del gobierno neuquino y de la CNEA.

REACTORES NUCLEARES

Se llama **reactor nuclear** a una instalación donde se producen reacciones nucleares en cadena de forma controlada. Estas reacciones nucleares producen materiales fisióneables que sirven para propulsar buques y satélites artificiales, y también producen energía eléctrica en las centrales nucleares.



Central nuclear Atucha I,
en Lima, provincia de
Buenos Aires.

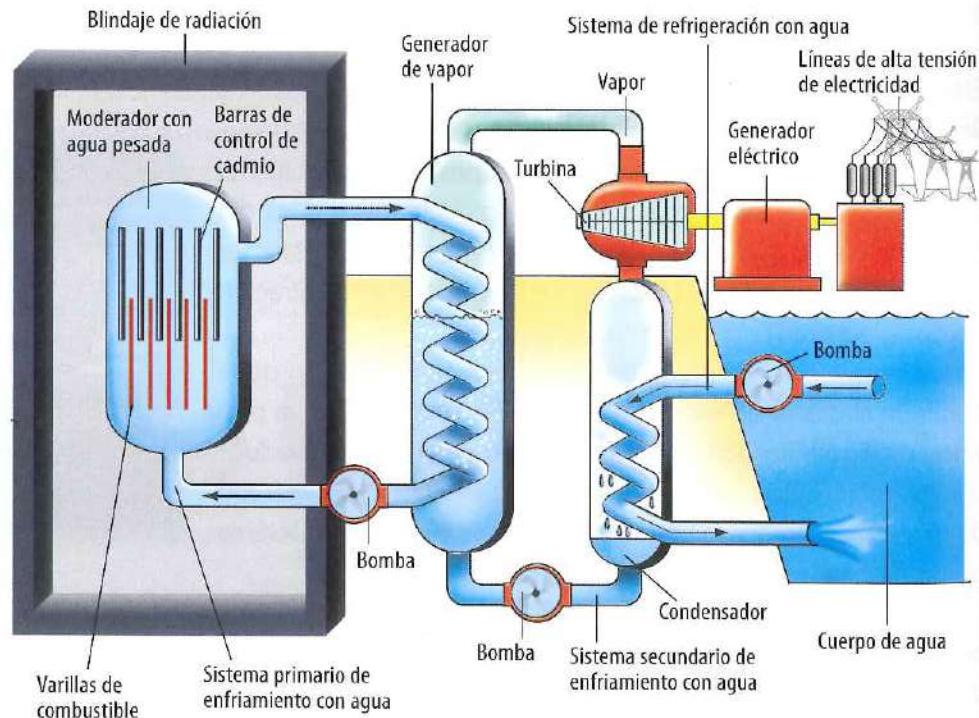
CENTRALES NUCLEARES

Actualmente, las centrales nucleares en las que se produce electricidad a escala comercial son de fisión. Por la gran cantidad de calor que generan, se instalan cerca de cuerpos de agua, como ríos y lagos, para refrigerar el circuito durante la fisión, y, por cuestiones de seguridad, se las ubica en zonas sísmicamente estables.

En la Argentina funcionan tres centrales nucleares: Atucha I, Atucha II, y Embalse.

- **Atucha I** se encuentra en Lima, provincia de Buenos Aires, fue inaugurada en 1974, emplea uranio levemente enriquecido, al 0,85%, y genera 357 megavatios de energía eléctrica. Esta central es refrigerada y moderada con agua pesada y pertenece al tipo de centrales PHWR, que usan reactores de agua pesada presurizada.
- **Atucha II** está ubicada en las cercanías de Atucha I, comenzó a operar en julio del año 2014 y ya se encuentra integrada al sistema nacional. Tiene la capacidad de generar 745 megavatios (MW) de energía eléctrica.
- La central nuclear de **Embalse** se encuentra en Río Tercero, provincia de Córdoba. Fue inaugurada en 1984 y genera 648 megavatios de energía eléctrica. Pertenece al tipo de centrales de tubos de presión, cuyo combustible es el uranio natural y su refrigerante y moderador es el agua pesada.

ESQUEMA DEL FUNCIONAMIENTO DE UN REACTOR NUCLEAR



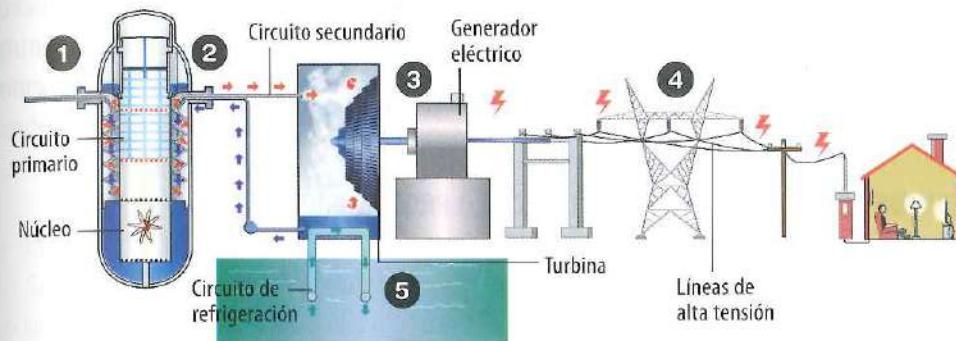
Para saber más sobre las centrales nucleares ingresen a:
<http://www.na-sa.com.ar/centrales>

EL PROYECTO CAREM

Las centrales nucleares de baja y media potencia abastecen de electricidad a zonas alejadas de los centros urbanos y en polos fabriles con alto consumo de energía. También se utilizan para la desalinización y la provisión de vapor para industrias.

Las centrales nucleares CAREM (Central Argentina de Elementos Modulares) son de baja y media potencia, y resultan una alternativa más evolucionada que las centrales que operan en todo el mundo, ya que el desarrollo técnico alcanzado simplifica su construcción, operación y mantenimiento. El primer prototipo se llamará CAREM 25 y será la primera central nuclear de potencia diseñada y construida íntegramente en nuestro país. Estará ubicada en Lima, provincia de Buenos Aires, generará 25 megavatios de electricidad, y se prevé que por lo menos el 70% de sus insumos, componentes y servicios vinculados será provisto por empresas nacionales.

ESQUEMA DE FUNCIONAMIENTO DEL PROTOTIPO CAREM 25



1. En el núcleo se produce la fisión nuclear controlada que calienta el agua del circuito primario.
2. El agua caliente del circuito primario aumenta la temperatura del agua que se encuentra en el circuito secundario generando vapor en este último.
3. El vapor mueve la turbina y esta hace girar el generador eléctrico que transforma la energía cinética en eléctrica.
4. La electricidad generada es transportada a través de las líneas de alta tensión.
5. El agua natural proveniente de un cuerpo de agua, como un río, refrigerará el agua del circuito secundario para que esta pueda volver al estado líquido y luego ser calentada y evaporada nuevamente para mover la turbina.

VENTAJAS Y DESVENTAJAS DE LAS CENTRALES NUCLEARES

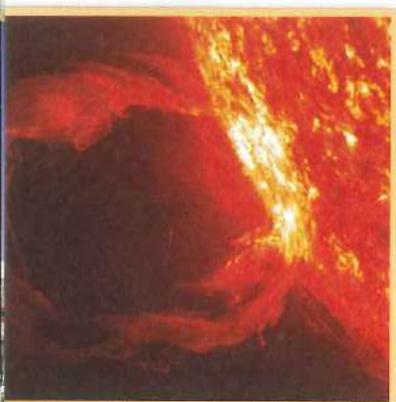
Las centrales nucleares tienen algunas ventajas en comparación con las centrales termoeléctricas convencionales. Pero también presentan algunos aspectos negativos.

- No emiten gases que dañen la atmósfera. Pero generan residuos que pueden durar miles de años y cuyo almacenamiento aún es un problema.
- La cantidad de residuos generados es 1 millón de veces inferior a los de una central termoeléctrica. Pero pueden ser usados para producir armas de destrucción masiva.
- No utilizan combustibles fósiles. Pero la extracción de uranio puede perjudicar el medio ambiente porque libera grandes cantidades de dióxido de carbono.
- Producen mucha electricidad a bajo costo. Sin embargo, los basureros nucleares generan importantes pérdidas económicas.
- Debido a las precauciones de seguridad, los accidentes son poco probables. Pero si uno se produjera, las consecuencias serían catastróficas.
- No generan pérdidas por encendido y apagado, ya que pueden funcionar continuamente durante años. Sin embargo, la inversión inicial es muy elevada.



Central termoeléctrica en Castellón, España (arriba), y central nuclear en Estados Unidos (abajo). Las reacciones nucleares liberan más energía que las químicas, pero sus residuos son más peligrosos.

FUSIÓN NUCLEAR



El hidrógeno es el combustible de las estrellas: la energía que emiten proviene de las reacciones de fusión, que transforman el hidrógeno en helio.

La **fusión nuclear** es la reacción en la que dos núcleos livianos se unen formando uno más pesado; entonces, es opuesta a la fisión. En la fusión nuclear se emiten grandes cantidades de energía, ya que la masa del núcleo pesado final es menor a la suma de los núcleos livianos iniciales: esa diferencia de masa se ha transformado en energía. Tal como sucede con la fisión, la fusión puede ser natural o artificial.

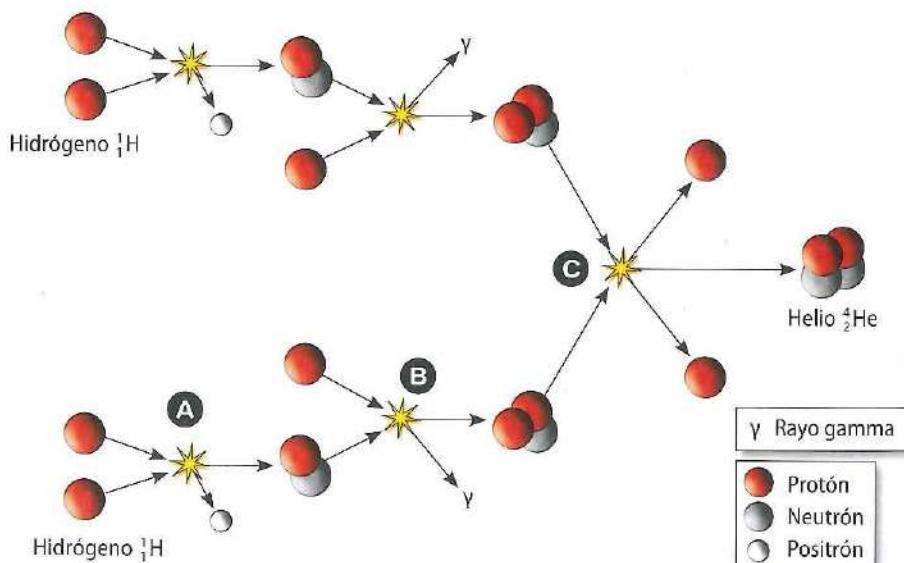
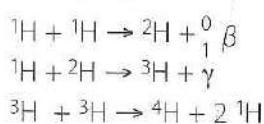
FUSIÓN NUCLEAR NATURAL

Cuando la densidad y la temperatura en el núcleo de una estrella en formación son suficientemente altas, comienza la fusión constante de los elementos. Según la edad de la estrella se dan diferentes ciclos de fusión que generan, desde el hidrógeno, todos los elementos naturales conocidos de la tabla periódica. El Sol se halla en el primer ciclo y está formado por una gran cantidad de elementos, principalmente por hidrógeno. En él ocurren reacciones de fusión que originan elementos, principalmente helio, generado por reacciones de hidrógeno. Estas se dan en condiciones de temperatura y presión extremadamente altas, difíciles de recrear en la Tierra. La reacción principal de fusión en el Sol se conoce como *ciclo protón-protón*, y se explica a continuación:

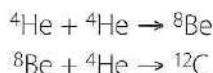
SERIE DE REACCIONES DE FUSIÓN DEL CICLO PROTÓN-PROTÓN

- A. Los protones interactúan para formar un núcleo de deuterio y un positrón.
B. El deuterio se fusiona con otro protón para formar un helio ligero.
C. Dos núcleos de helio ligero reaccionan y forman un helio y dos protones libres.

Fórmulas del ciclo protón-protón



Como resultado de este ciclo se libera una gran cantidad de energía que llega a la Tierra como radiación y posibilita la vida en nuestro planeta. En las estrellas que están a mayor temperatura ocurren fusiones en las que el helio produce carbono:



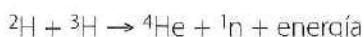
Y en las estrellas que están a mayor temperatura todavía, la fusión produce elementos más pesados, como magnesio y hierro.

FUSIÓN NUCLEAR INDUCIDA

De acuerdo con el tema desarrollado en la página anterior, se torna evidente que la fusión nuclear requiere un proceso complejo y deben darse una serie de condiciones para lograrla de manera artificial.

En primer término, la tarea es más complicada cuanto más pesados sean los núcleos por fusionar. Además, es necesario conseguir que los núcleos se acerquen mucho, venciendo la repulsión electrostática entre ellos, lo cual se consigue elevando la temperatura hasta alcanzar entre 100 y 300 millones de grados centígrados y manteniéndola. De esta forma, los átomos se ionizan, pierden sus electrones, modificando la materia a un estado denominado **plasma**. Luego, hay que disponer de un recipiente que pueda contener al plasma, es decir, que tolere sus altas temperaturas.

Pese a las dificultades prácticas, se han realizado proyectos piloto que fusionan dos isótopos de hidrógeno para formar helio. El deuterio, que es el isótopo estable del hidrógeno, y el tritio, el isótopo inestable del hidrógeno, dan lugar al helio-4, liberando un neutrón y energía en el proceso. Entre las reacciones de fusión de isótopos del hidrógeno, esta es la que libera más energía, por lo que los científicos intentan producirla y mantenerla en el tiempo para así poder generar energía. La ecuación que la describe es:



El número de nucleones se mantiene en 5, y también la carga total, que es 2.

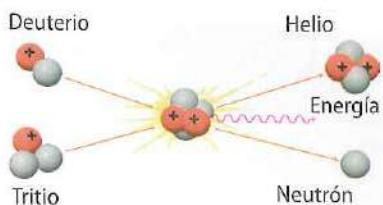
Se ha avanzado mucho en la realización de pruebas de fusión para generar energía. Lo que resta lograr, para que el proyecto tenga sentido, es que la cantidad de energía producida sea mayor que la empleada para lograr la reacción. Cuando esto ocurra se habrá hallado una fuente de energía cuyo combustible, el hidrógeno, es prácticamente inagotable, ya que se puede extraer del agua de mar. Además, la fusión es mucho menos peligrosa que la fisión, ya que requiere mínimas cantidades de combustible, necesita una escasa manipulación de este y genera productos de baja radiactividad.

EL ITER

En Cadarache, Francia, se está construyendo el primer reactor de fusión nuclear de la historia, el ITER, *International Termonuclear Experimental Reactor*, que significa: "Reactor Termonuclear Experimental Internacional". En mayo de 2006, los socios del proyecto firmaron el acuerdo internacional para construirlo. Este reactor experimental se basa en un diseño ruso de confinamiento magnético, en el que el plasma está contenido en una cámara de vacío. El combustible del reactor es una mezcla de deuterio y tritio, que se calienta a una temperatura de 150 millones de grados centígrados.

La dificultad radica en comprimir el hidrógeno de manera uniforme. En las estrellas, la gravedad comprime al hidrógeno en una esfera casi perfecta, de modo que el gas se calienta uniformemente. Esta uniformidad es muy difícil de conseguir, por lo que los científicos aún trabajan para solucionar este y otros problemas asociados a la fusión artificial del hidrógeno.

Se proyecta que el ITER generará el primer plasma en noviembre de 2020 y estará plenamente operativo en marzo de 2027.



Esquema de la producción de helio a partir de la fusión del deuterio y el tritio.



El ITER es un reactor con el que se intenta conseguir la fusión controlada de isótopos de hidrógeno para producir helio y una gran cantidad de energía.

ACTIVIDADES

- Si existen plantas nucleares que generan energía eléctrica a partir de la fisión, ¿por qué aún no existen plantas que generen electricidad a partir de la fusión?

LA ENERGÍA EN LAS REACCIONES NUCLEARES

Proceso	Energía (kJ/g)
Fisión nuclear de ^{235}U	$8 \cdot 10^7$
Fusión nuclear $^2\text{H} + ^3\text{H}$	$3 \cdot 10^8$
Explosión de TNT	2,8

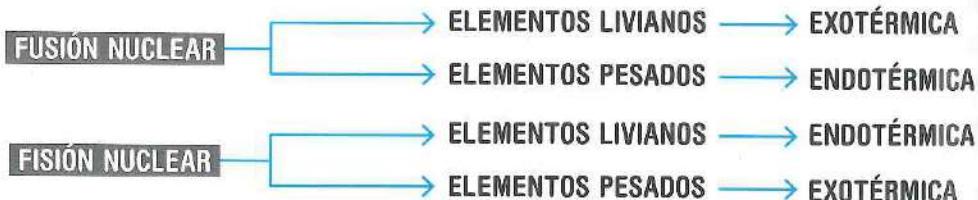
Comparación de la energía liberada en reacciones químicas y nucleares.

La energía necesaria para "descomponer" el núcleo atómico y separar los neutrones de los protones se denomina **energía de enlace nuclear**. Cuando las partículas subatómicas o los núcleos atómicos atraviesan un proceso de transformación o de combinación, estamos frente a una **reacción nuclear**. Algunas reacciones nucleares requieren energía para que se produzcan, mientras que otras desprenden energía. Esa energía liberada, ya sea de forma espontánea o artificial, es lo que llamamos **energía nuclear**. Toda reacción nuclear, y su emisión de partículas, suponen la presencia de energía. En todos los casos, la energía total del sistema se conserva.

En las reacciones nucleares, al igual que en las químicas, la energía puede ser absorbida o liberada. Si se necesita el aporte de energía para producir la reacción, será un proceso **endotérmico**. Si, en cambio, se libera energía, el proceso se denomina **exotérmico**.

En una fusión de núcleos de elementos livianos la reacción genera energía. Por ejemplo, la fusión de hidrógeno para formar helio, tal como se da en el Sol, es exotérmica. En cambio, cuando se fusionan elementos más pesados se produce absorción de energía. En la fisión sucede al revés: si se fisionan elementos pesados, como el uranio y el plutonio, se genera energía, y si se trata de elementos livianos, la fisión es endotérmica.

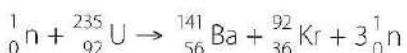
La energía liberada en las reacciones nucleares es millones de veces mayor que la que se genera en las reacciones químicas. Esto se debe a que la energía que mantiene unido al núcleo, la interacción nuclear fuerte, es mucho mayor que la energía que mantiene enlazados a los átomos en una unión química. A su vez, las reacciones de fusión generan mucha más energía que las de fisión, por lo que se sigue invirtiendo mucho en investigaciones que permitan lograr fusiones de manera artificial y a bajo costo.



OTRAS MAGNITUDES QUE SE CONSERVAN

En las reacciones nucleares se conservan otras magnitudes además de la energía. Como ya vimos, una de esas magnitudes es el número mísico: ya sea que se trate de una fisión o de una fusión, la suma del número de protones y de neutrones que intervienen en la reacción nuclear se mantiene. Por otro lado, la carga eléctrica, es decir, la cantidad de partículas cargadas, también se conserva. Esto quiere decir que, en una ecuación nuclear, la suma de los números mísicos (A) y la suma de los números atómicos (Z) deben ser iguales a un lado y a otro de la ecuación.

Por ejemplo, el uranio, al ser bombardeado con un neutrón, se fisiona en bario y kriptón, y genera 3 neutrones. Como observamos en la ecuación, se cumple que: $1 + 235 = 236 = 141 + 92 + 3$ y también: $92 = 56 + 36$.



ACTIVIDADES

1. ¿Qué sucede con la energía nuclear antes y después de una reacción en un proceso endotérmico? ¿Y en uno exotérmico?

EL SER HUMANO Y LA RADIACIÓN NATURAL

Hemos estudiado que algunos átomos tienen núcleos inestables, ya que las fuerzas de repulsión superan a las de atracción, y así los núcleos se desintegran espontáneamente emitiendo radiaciones y energía. Si este decaimiento no requiere un aporte externo de energía, se llama **radiactividad natural**.

La radiactividad natural puede provenir de **materiales radiactivos primigenios**, que son los que están en la Tierra desde su formación, y también de **materiales cosmogénicos**, que son materiales terrestres que se volvieron radiactivos, aunque no lo eran inicialmente, debido a su interacción con los rayos cósmicos.

El 80% de las radiaciones que recibe el ser humano, en promedio, globalmente, proviene de estos materiales radiactivos sumados a los rayos cósmicos, los gases radiactivos provenientes del suelo terrestre, y los alimentos y bebidas que contienen materiales radiactivos naturales. El 20% restante proviene de distintas prácticas médicas que utilizan radiación artificial, las cuales analizaremos en el próximo capítulo.

Por otro lado, se ha comprobado que la mitad de las radiaciones naturales que reciben las personas proviene del ^{222}Rn , el isótopo más estable y abundante del radón.

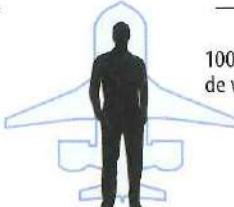
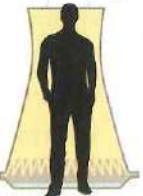
LA RADIACIÓN EN DIFERENTES ÁMBITOS LABORALES

La exposición a la radiación depende también del lugar en el que se habita y del trabajo que se realiza. Por ejemplo, puede incrementarse por el procesamiento de minerales, la producción de fertilizantes fosfatados o el uso de combustibles fósiles.

La radiactividad natural no es nociva si la dispersión de los átomos radiactivos no se modifica artificialmente para su concentración en distintas aplicaciones.

La unidad de medida de la radiación recibida es el milisievert (mSv). Se estima que una persona recibe 0,25 mSv anuales de los rayos cósmicos y 0,45 mSv anuales de la radiación de la corteza terrestre. La exposición mayor a 100 mSv anuales incrementa el riesgo de sufrir cáncer. En promedio, las personas reciben menos de 2,4 mSv anuales.

DOSIS DE RADIACIÓN RECIBIDAS EN DIFERENTES CONTEXTOS

Actividad	Dosis recibida	Actividad	Dosis recibida
 Radiación natural al año	1 a 3 mSv	 100 horas de vuelo	1 mSv
 50 radiografías del tórax	1 mSv	 Dosis anual característica para los trabajadores de energía nuclear	100 mSv durante 5 años con una dosis máxima de 50 mSv en cualquier año.



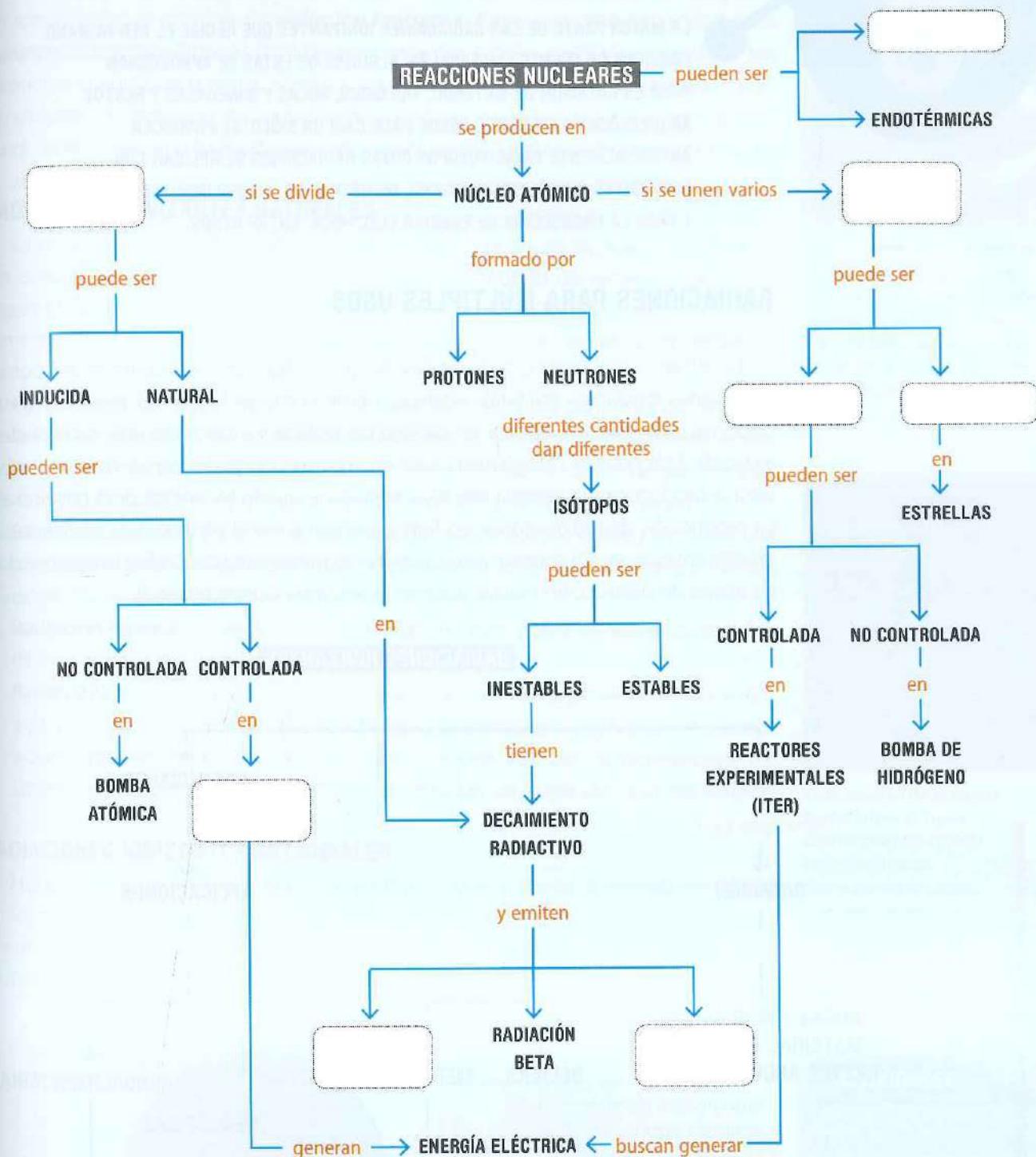
El transbordador Atlantis sobre el planeta Tierra, desplegando el observatorio de rayos gamma Compton. Este observatorio funcionó hasta el año 2000 y posibilitó el descubrimiento de fuentes de rayos gamma en nuestro planeta, relacionadas con nubes de tormenta.

ACTIVIDADES

- Indiquen en cada caso si el tipo de radiación es natural (N) o artificial (A).
 - Radiación emitida por una planta nuclear.
 - Exposición a los rayos ultravioletas e infrarrojos provenientes del Sol.
 - Radiación proveniente de las rocas que contienen uranio.
 - Radioisótopos utilizados para la investigación.

1. Definan los siguientes conceptos en sus carpetas. Luego, hagan una esquema o una ilustración para acompañar cada definición.
- Transmutación artificial.
 - Fisión nuclear.
 - Interacción nuclear fuerte.
 - Positrón.
 - Radioisótopo.
 - Vida media o semivida.
2. Indiquen en cada caso si el tipo de radiación es natural o artificial.
- Radiación emitida por una planta nuclear.
 - Exposición a los rayos ultravioleta e infrarrojos provenientes del Sol.
 - Radiación proveniente de las rocas que contienen uranio.
 - Desechos radiactivos.
 - Realización de una radiografía.
3. ¿Qué fracción de una muestra de sodio-24, cuya vida media es de 15 horas, queda al cabo de dos días?
4. Un átomo de torio-232 decae, de manera que se convierte en un isótopo de radio, el cual posee 88 protones, y emite una partícula alfa y energía. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor esta transformación?
-
- $^{228}_{4}\text{Th} \rightarrow ^{88}_{4}\text{Ra} + \text{energía}$
 - $^{232}_{88}\text{Th} \rightarrow ^{230}_{88}\text{Ra} + ^{4}_{2}\alpha + \text{energía}$
 - $^{232}_{88}\text{Th} \rightarrow ^{228}_{88}\text{Ra} + ^{4}_{2}\alpha$
 - $^{232}_{90}\text{Th} \rightarrow ^{228}_{86}\text{Ra} + ^{4}_{2}\alpha + \text{energía}$
 - $^{232}_{90}\text{Th} \rightarrow ^{228}_{88}\text{Ra} + ^{4}_{2}\alpha + \text{energía}$
5. Expliquen en sus carpetas si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriban correctamente las que consideren falsas.
- En la fusión se absorbe o libera gran cantidad de energía.
 - La fusión nuclear es utilizada actualmente para producir energía eléctrica en muchos países.
 - En las estrellas se producen fusiones naturales.
 - Es imposible realizar una fusión artificial.
 - Para fusionarse, los núcleos deben estar alejados uno del otro.
6. Indiquen en sus carpetas qué tipo de blindaje es necesario para protegerse de:
- Radiaciones gamma.
 - Radiaciones alfa.
7. Completen las siguientes ecuaciones.
- $^{23}_{10}\text{Ne} \rightarrow ^{23}_{11}\text{Na} + \dots$
 - $^{210}_{84}\text{Po} \rightarrow ^{206}_{82}\text{Pb} + \dots$
 - $^{7}_{4}\text{Be} + ^{0}_{-1}\beta \rightarrow \dots$
 - $^{53}_{26}\text{Fe} \rightarrow \dots + ^{0}_{1}\beta$
 - $\dots \rightarrow ^{125}_{52}\text{Te} + \gamma$
8. En un reactor nuclear se produce la fisión del uranio-235. Entre los diferentes procesos posibles consideren que solo ocurre el representado por la siguiente ecuación.
- $$^{235}_{92}\text{U} + ^{1}_{0}\text{n} \rightarrow ^{140}_{55}\text{Cs} + ^{93}_{Z}\text{Rb} + \mathbf{a} ^{1}_{0}\text{n}$$
- Calculen el número atómico Z , del Rb, y el número a de neutrones emitidos en la reacción.
9. Debatan en grupo por qué es importante que nuestro país tenga la tecnología necesaria para enriquecer uranio y producir agua pesada. Escriban un informe con sus conclusiones y hagan láminas para pegar en la cartelera de la escuela.

1. Completan los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



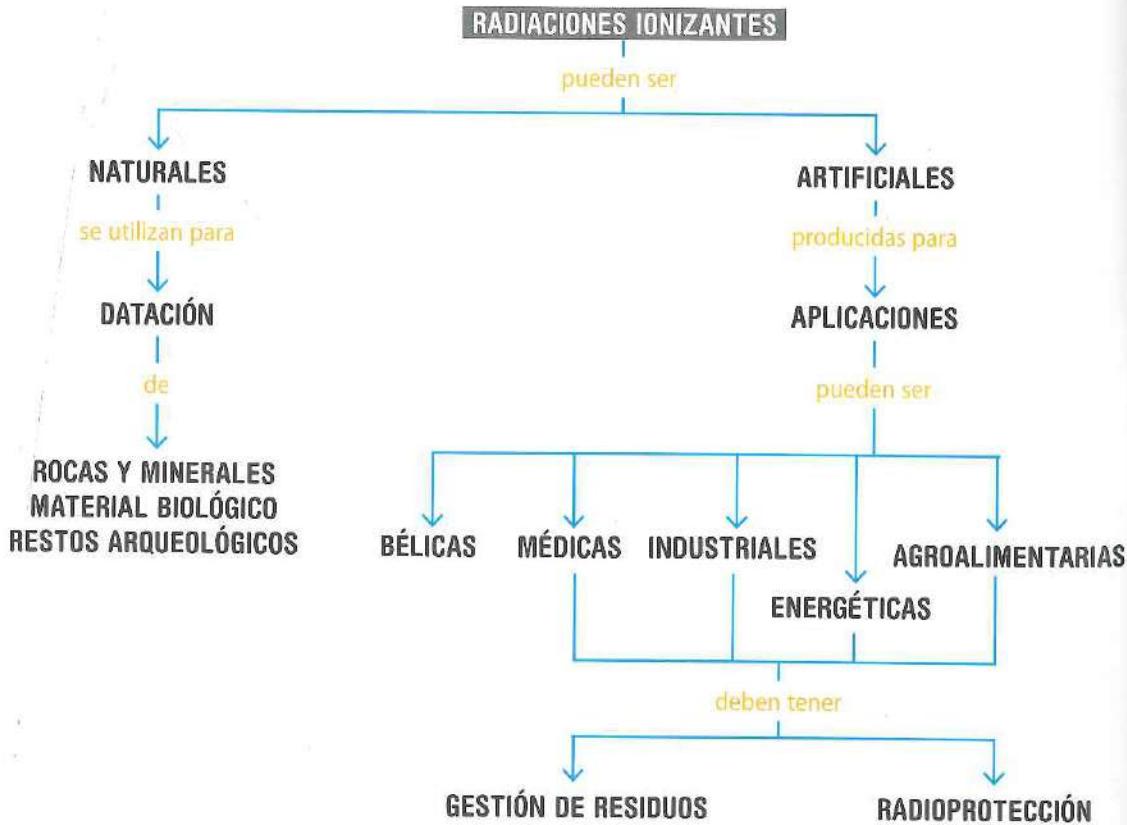
2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

ENERGÍA NUCLEAR Y TECNOLOGÍA

LA MAYOR PARTE DE LAS RADIACIONES IONIZANTES QUE RECIBE EL SER HUMANO PROVIENE DE FUENTES NATURALES. ALGUNAS DE ESTAS SE APROVECHAN PARA LA DATACIÓN DE MATERIAL BIOLÓGICO, ROCAS Y MINERALES Y RESTOS ARQUEOLÓGICOS. TAMBIÉN, DESDE HACE CASI UN SIGLO, SE PRODUCEN ARTIFICIALMENTE RADIOISÓTOPOS CUYAS RADIACIONES SE APlican CON DIFERENTES PROPÓSITOS: MÉDICOS, INDUSTRIALES, AGROALIMENTARIOS, BÉLICOS Y PARA LA PRODUCCIÓN DE ENERGÍA ELÉCTRICA, ENTRE OTROS.

RADIACIONES PARA MÚLTIPLES USOS

En el capítulo anterior estudiaron las reacciones nucleares y los diferentes tipos de radiaciones ionizantes emitidas. Además, vieron cómo se logró, tras muchas investigaciones, una reacción nuclear en cadena controlada y a partir de una fisión nuclear inducida. Este principio luego fue la base de la construcción del primer reactor nuclear para la producción de energía eléctrica. Pero el desarrollo tecnológico no terminó allí. La producción de radioisótopos en forma artificial abrió el camino para su aplicación en diferentes áreas del conocimiento, aunque su primera utilización fue la construcción de armas de destrucción masiva durante la Segunda Guerra Mundial.



LAS RADIACIONES IONIZANTES

La radiación que desprende electrones de átomos o moléculas y los convierte en iones recibe el nombre de **radiación ionizante**. Tiene una gran capacidad para penetrar la materia. Algunas radiaciones ionizantes son las partículas emitidas y los fotones o cuantos de energía. Además, existen las **radiaciones no ionizantes**, como la radiación infrarroja, las microondas, la luz visible, las ondas de radio y televisión y parte de la radiación ultravioleta, que están presentes en aparatos de la vida cotidiana.

RADIACIONES IONIZANTES NATURALES

La mayor parte de las radiaciones que recibimos proviene de fuentes naturales. Sin embargo, cada persona está expuesta a una cantidad de radiación diferente según el lugar donde vive, los materiales de su vivienda, la forma en que cocina sus alimentos, cómo calefacciona su hogar, con qué frecuencia viaja en avión, etcétera. Dentro de las radiaciones naturales se incluyen:

- **Rayos cósmicos.** Representan el 30% de la radiación natural que recibimos. Irradian la Tierra e interactúan con la atmósfera produciendo diferentes materiales radiactivos. Las zonas polares reciben mayor cantidad de radiación. Con la altura también aumenta la radiación: es menor a nivel del mar, y mayor al viajar en avión.
- **Radiación terrestre.** Proviene de las rocas, del aire, de los alimentos y del agua. Los principales materiales radiactivos son: el potasio-40, la serie de desintegración del uranio-238 y la del torio-232.
- **Radiación interna.** El cuerpo de los seres vivos también posee pequeñas cantidades de elementos radiactivos.
- **Radón-222.** Casi la mitad de la radiación natural que recibimos proviene del radón-222 y del radón-220, gases inertes que se adhieren a las partículas de polvo que inhalamos y que se producen por la desintegración del uranio-238 y el torio-232, respectivamente. Dentro de las viviendas las concentraciones de radón son superiores a las del exterior.



John L. Baird fue un ingeniero y físico británico que inventó el primer sistema de televisión pública, así como el primer tubo de televisión a color. Las ondas de radio y de televisión son radiaciones no ionizantes.



Vista satelital de la aurora boreal sobre la Tierra. Esta se produce cuando la radiación solar choca contra el campo electromagnético de nuestro planeta.

RADIACIONES IONIZANTES ARTIFICIALES

Hace alrededor de 80 años que los científicos lograron liberar la energía encerrada en los núcleos atómicos. Como consecuencia se produjeron cientos de radioisótopos, algunos de los cuales tienen diferentes aplicaciones tecnológicas en la medicina, la industria, la agricultura y la investigación.

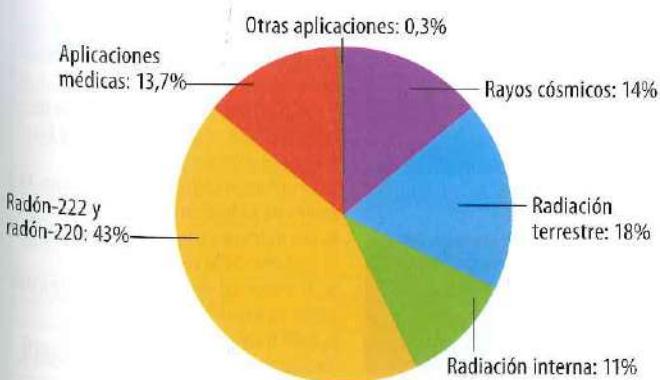
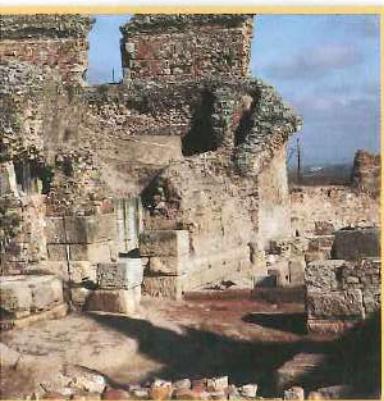


Gráfico que muestra los porcentajes de radiación que recibimos los seres humanos. El 86% corresponde a la radiación ionizante natural y el 14% a la radiación ionizante artificial.

ACTIVIDADES

1. Expliquen con sus palabras qué son las radiaciones ionizantes. ¿Cuáles son sus principales fuentes naturales?



Excavaciones arqueológicas en el Teatro Romano de Mérida, España. Gracias a la técnica del carbono-14 se puede conocer la edad de restos arqueológicos y geológicos de hasta 50.000 años de antigüedad.

USO DE LAS RADIACIONES IONIZANTES NATURALES: LA DATACIÓN RADIOMÉTRICA

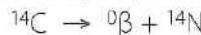
La **datación radiométrica** se usa para estimar la edad de materiales biológicos, geológicos y arqueológicos. Esta técnica mide la radiación ionizante emitida durante la desintegración de un radioisótopo con decaimiento constante. Desde que una cantidad de un elemento radiactivo se incorpora a un material o desde que un ser vivo muere, esta empieza a disminuir a un ritmo fijo, lo cual permite saber la edad del material.

MÉTODO DEL CARBONO-14

El carbono tiene tres isótopos naturales. Dos son estables: el carbono-12, que es el más abundante, y el carbono-13. El carbono-14 es radiactivo y se forma en las capas superiores de la atmósfera cuando los neutrones producidos por la radiación cósmica impactan sobre el nitrógeno del aire según la ecuación:



Este carbono-14, por oxidación, se convierte en dióxido de carbono radiactivo ($^{14}\text{CO}_2$). Una parte de ese gas es utilizada por las plantas en el proceso de fotosíntesis, y así los animales que ingieren vegetales incorporan el carbono-14. Cuando muere un ser vivo, este deja de incorporar el radioisótopo, que empieza a decaer según la ecuación:

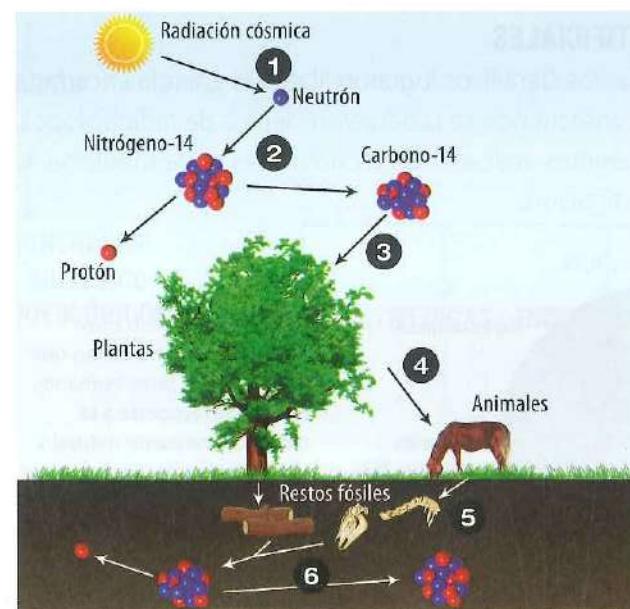


La técnica de **datación con carbono-14** fue desarrollada en 1947 por el químico estadounidense Willard F. Libby. El método más moderno es la **espectrometría de masas con acelerador de partículas**, en la que se ioniza la muestra, se la introduce en un acelerador de partículas y el haz resultante es desviado por campos magnéticos. Cada isótopo del carbono tiene una desviación diferente, debido a su masa, lo que permite medir sus concentraciones con poca muestra y un porcentaje de error bastante bajo.

El carbono-14 tiene una desintegración rápida: su vida media es de 5.730 ± 40 años, lo que limita la datación a 50.000 años, aunque a veces se extienda a 70.000 años.

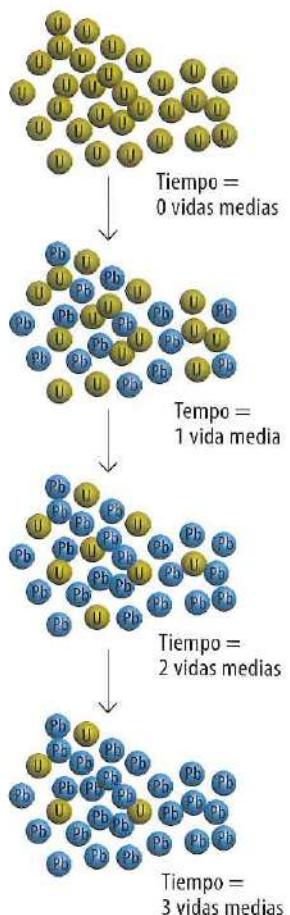
ACTIVIDADES

1. Los huesos humanos encontrados en un yacimiento arqueológico tienen una actividad de carbono-14 equivalente a un cuarto de la actividad de huesos recientes. Según lo estudiado en el capítulo anterior y en esta página, ¿qué antigüedad tienen los huesos hallados?



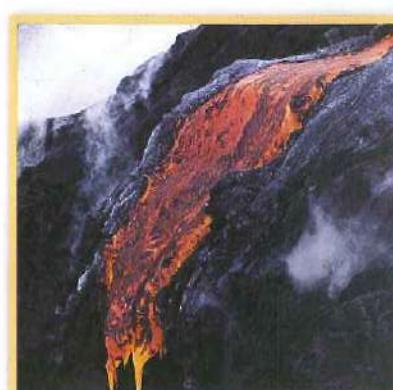
OTROS MÉTODOS DE DATACIÓN

- **Potasio-40/Argón-40.** La desintegración β^+ del potasio-40 a argón-40 es aprovechada para la datación de rocas y cenizas volcánicas. La cantidad de argón que contiene la roca dependerá de la concentración inicial de potasio y del tiempo transcurrido desde la solidificación. Los geólogos tienen la posibilidad de datar un amplio espectro de tipos de rocas, como micas y feldespatos. Al ser el potasio un elemento común presente en muchas de las rocas de la corteza terrestre y dada la constante de desintegración de su isótopo radiactivo, este método permite medir edades desde casi 100.000 años a más de 4.500 millones de años, que es la edad aceptada al presente para la formación de nuestro planeta. Debido a la probable pérdida de argón por difusión gaseosa desde el momento de cristalización de la roca, las edades obtenidas por este método se consideran edades mínimas.
- **Rubidio-87/Estroncio-87.** Usado en la datación de antiguas rocas terrestres ígneas y metamórficas, así como de muestras lunares. Este método se basa en la desintegración beta de rubidio-87 a estroncio-87. Dado que la semivida del rubidio-87 es muy larga, de 47.000 millones de años, la cantidad del isótopo "hijo" formado en rocas de edad reciente es muy pequeña, por lo que su rango de aplicación es más reducido que el del sistema potasio-argón. Se suele usar para verificar fechas calculadas con potasio-argón, debido a que el estroncio derivado no se difunde tras un calentamiento suave, como hace el argón.
- **Uranio-238/Plomo-206.** Este método es uno de los más antiguos de datación radiométrica, con un rango de edad que va de 1 millón de años a más de 4,5 millones de años. Se basa en dos cadenas separadas de desintegración, la serie de uranio a partir de uranio-238 a plomo-206, con una vida media de 4.470 millones años y la serie de actinio a partir de uranio-235 a plomo-207, con una vida media de 704 millones de años. En ambas series se producen decaimientos alfa y beta.
- **Torio-230/Radio-226.** Este método se utiliza para la datación de sedimentos oceánicos demasiado antiguos para emplear la técnica del carbono-14. El torio-230 pertenece a la cadena de desintegración del uranio-238.
- **Tritio/Helio-3.** Este método se usa para verificar el añejamiento de ciertas bebidas alcohólicas, como vinos y aguardientes.



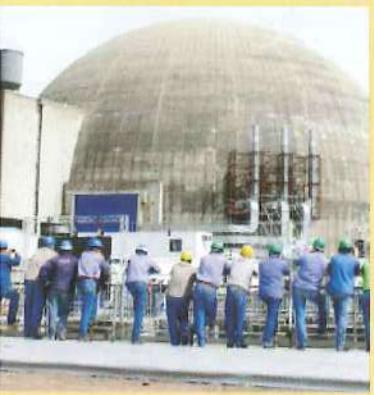
Esquema que representa el decaimiento del uranio-238 a plomo-206, luego de tres vidas medias.

Principales pares de radioisótopos utilizados en las dataciones radiométricas		
Radioisótopo "padre" / radioisótopo "hijo"	Vida media o semivida	Utilidad
Rubidio-87/Estroncio-87	$4,7 \cdot 10^{10}$ años	Cualquier tipo de roca.
Uranio-238/Plomo-206	$4,5 \cdot 10^9$ años	Rocas sedimentarias.
Potasio-40/Argón-40	$1,3 \cdot 10^9$ años	Rocas y cenizas volcánicas.
Torio-230/Radio-226	75.000 años	Sedimentos marinos de menos de 1.000.000 años.
Carbono-14/Nitrógeno-14	5.730 años	Material de origen biológico o restos arqueológicos.
Tritio/Helio-3	12,3 años	Agua o hielo de solo unas décadas, bebidas alcohólicas.



El decaimiento del radioisótopo potasio-40 de rocas y cenizas volcánicas permite conocer su edad.

USO DE LAS RADIACIONES IONIZANTES ARTIFICIALES



La central nuclear Atucha II es la tercera planta de generación nucleoeléctrica del país y funciona desde junio de 2014.

Existen muchos usos beneficiosos de las radiaciones ionizantes, como la producción de energía eléctrica a partir de reacciones de fisión nuclear, que ya fue estudiado, o la producción de radioisótopos para aplicaciones tecnológicas, que se obtienen en:

- **Reactores nucleares.** Son más pequeños que los reactores de potencia utilizados para producir energía eléctrica, pero también se basan en la fisión nuclear. La diferencia es que usa el uranio-238 con un porcentaje de enriquecimiento más alto.
- **Aceleradores de partículas o ciclotrones.** Se utiliza para conseguir la aceleración de partículas subatómicas, como los protones, para que incidan sobre un elemento y generen una reacción nuclear que produce elementos radiactivos nuevos.

Algunos de los radioisótopos que se producen mediante estos dos dispositivos son: cobalto-60, iridio-192, molibdeno-99, flúor-18, tecnecio-99m, fósforo-32, tritio, talio-201, carbono-11, cromo-51, galio-67, yodo-131 y gadolinio-153.

EL COBALTO-60

El cobalto-60 se obtiene al exponer el cobalto-59, que es el cobalto natural, a un haz de neutrones en un reactor nuclear. Los átomos de cobalto-59 que absorben un neutrón se transforman en cobalto-60 que, al desintegrarse, emite energía en forma de una partícula beta y dos rayos gamma. Para evitar riesgos de contaminación, el cobalto-60 se encapsula en envases, llamados **fuentes selladas**, que pueden ser:

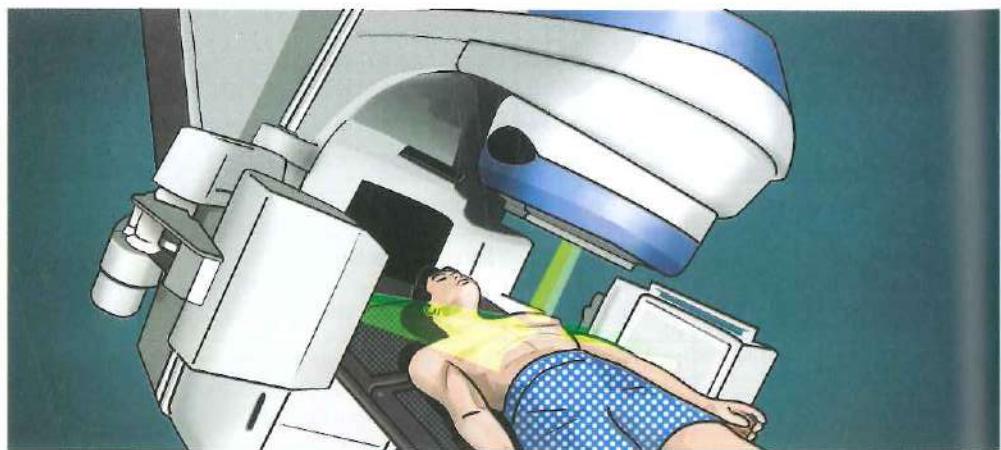
- **Fuentes médicas.** Se utilizan para el tratamiento de tumores mediante cobaltoterapia o radioterapia. Se colocan en las llamadas *bombas de cobalto* que solo permiten la salida de radiación por un pequeño orificio y proporcionan una emisión radiactiva dirigida.
- **Fuentes industriales.** Se usan principalmente para preservar alimentos, esterilizar instrumental quirúrgico y residuos hospitalarios patogénicos, etcétera.

LOS RADIOFÁRMACOS

Los radiofármacos son trazadores o marcadores radiactivos compuestos por un radioisótopo y un fármaco que actúa como vehículo. Se usan con fines diagnósticos y terapéuticos. Son ejemplos la fluorodeoxiglucosa, el fluoruro de sodio y el acetato.



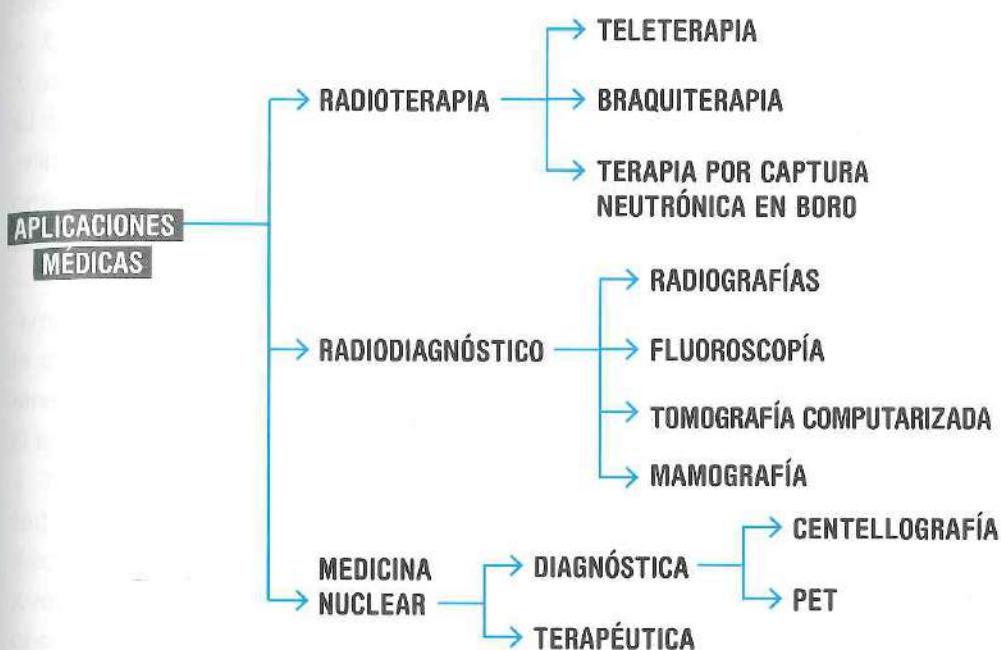
La Comisión Nacional de Energía Atómica puso en marcha el reactor de investigación RA-10, que produce radioisótopos para el diagnóstico de enfermedades.



Cámara gamma, equipo de diagnóstico que capta los rayos gamma emitidos por radiofármacos.

APLICACIONES MÉDICAS

Los radioisótopos y fuentes de radiación se emplean con propósitos de diagnóstico médico, para obtener información anatómica o funcional sobre el estado de la salud de los pacientes, o con fines terapéuticos, para el tratamiento de tumores malignos. Las tres áreas médicas de aplicación son: **radioterapia**, **radiodiagnóstico** y **medicina nuclear**.



RADIOTERAPIA

La **radioterapia** es una de las técnicas más importantes para tratar el cáncer, junto con la cirugía y la quimioterapia. Se basa en la irradiación de la zona del tumor para destruir las células cancerosas y, al mismo tiempo, evitar que se dañen los tejidos sanos circundantes. Para hacerlo, se concentra el haz de radiación en la zona de interés, disminuyendo la irradiación del tejido sano.

La **teleterapia** reúne los tratamientos de radioterapia que utilizan la radiación de un equipo ubicado a cierta distancia de la zona a irradiar. Se realizan comúnmente con rayos X de alta energía, con electrones acelerados en equipos conocidos como **aceleradores lineales**, o con fuentes de radiación gamma, como el cobalto-60.

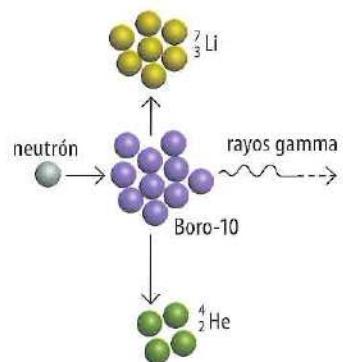
En algunos tipos de cáncer es posible introducir el emisor de radiación, en forma encapsulada, en la zona del tumor, para que libere la radiación en una región cercana a donde se lo coloca. Este método se denomina **braquiterapia**. Actualmente los radioisótopos más usados son: el estroncio-90, el cesio-137, el cobalto-60 y el iridio-192.

La **terapia por captura neutrónica en boro** (BNCT, en inglés) es una técnica en la que se le administra boro-10 al paciente, que se acumula en las células tumorales. A continuación, el paciente recibe radioterapia mediante un flujo de neutrones con energía adecuada. La interacción entre el boro-10 y los neutrones genera partículas pesadas que destruyen las células del tumor, en las que se concentró el boro-10. Las células normales con bajas concentraciones de boro no sufren daños importantes.

Este tratamiento está indicado para tumores en hígado, cabeza y cuello.

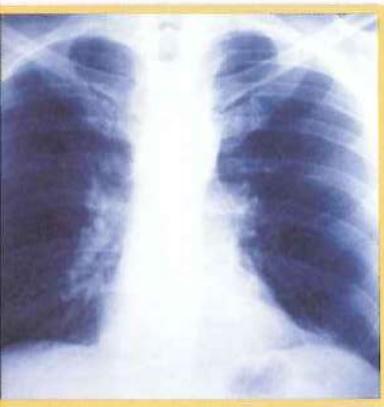


El acelerador lineal de electrones (Linac) utiliza radiaciones ionizantes para el diagnóstico y tratamiento del cáncer.



Efecto sobre la célula cancerosa de la terapia por captura neutrónica con boro-10.

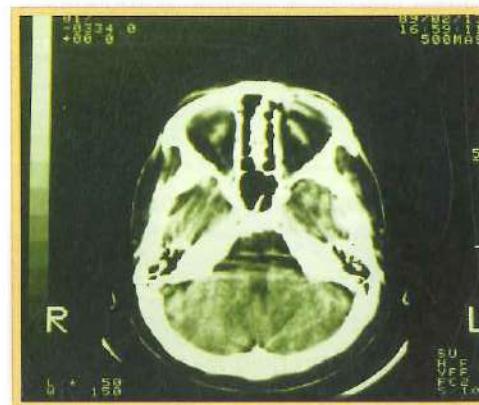
RADIODIAGNÓSTICO



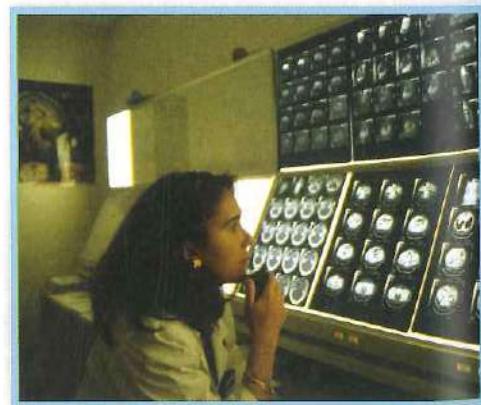
Radiografía de tórax.

Las técnicas de radiodiagnóstico son cada vez más avanzadas y, en la actualidad, permiten no solo visualizar los huesos, los dientes y las cavidades corporales, sino también obtener imágenes de cortes de tejidos en las que se pueden, por ejemplo, evaluar el estado de las paredes arteriales o descubrir un tumor en una fase muy temprana de desarrollo. La ventaja de estas técnicas es la observación no invasiva del interior del organismo, aunque es necesario que el profesional que las utilice evalúe previamente los perjuicios que estas pudieran causar al paciente. Las principales son:

- **Radiografía convencional (rayos X).** El equipo tiene un tubo que emite rayos X y un detector, que puede ser una película radiográfica o un dispositivo digital. La imagen se forma porque cada órgano del cuerpo atenúa el haz de rayos X en diferente proporción, según su densidad. Los rayos que logran atravesar el organismo impactan en el detector formando una imagen. Se usan para ver fracturas en los huesos, anomalías pulmonares, estructura dental, etcétera.
- **Fluoroscopía.** El equipo es similar al de rayos X, pero permite realizar una filmación, que se observa en un monitor. Esta técnica está indicada para estudiar el funcionamiento de algunos órganos y vasos sanguíneos. Se le inyecta al paciente una sustancia química llamada *medio de contraste*, cuya densidad es diferente a la densidad del tejido humano, para poder distinguir el tejido que se va estudiar.
- **Tomografía computarizada (TC).** Permite obtener imágenes del organismo en tres dimensiones. El equipo está constituido por una camilla móvil, un tubo de rayos X y un sistema de detectores ubicados sobre un anillo rotatorio. El tubo emite rayos X en forma continua, mientras el anillo rotatorio gira en torno al paciente obteniendo una gran cantidad de imágenes, que son procesadas por una computadora y permiten reconstruir el interior del cuerpo del paciente. También suele ser necesario suministrar al paciente un medio de contraste, a fin de visualizar mejor los órganos.
- **Mamografía.** Se realiza con un equipo de rayos X, llamado *mamógrafo*, que consta de un tubo de rayos X, un dispositivo para aplanar e inmovilizar la mama y un sistema de detección digital o con película radiográfica. Se utiliza para el diagnóstico temprano del cáncer de mama.



Tomografía computarizada.
Corte transversal del cráneo.



Las tomografías generan una gran cantidad de imágenes que ayudan a realizar un diagnóstico médico de la salud de un paciente.

MEDICINA NUCLEAR

La medicina nuclear usa radiofármacos que se incorporan al cuerpo para realizar un diagnóstico, como hacer el seguimiento de la actividad de un tejido o un órgano, o con fines terapéuticos en ciertas enfermedades. Según el tipo de examen a realizar, el radiofármaco se puede inyectar, ingerir o inhalar. Luego, se distribuye en el organismo según sus características y las emisiones radiactivas pueden ser leídas por un detector que genera información que luego se procesa. Los principales estudios son:

- **Centellograma.** Los radioisótopos utilizados para diagnósticos son emisores de radiación gamma con una vida media muy corta, de horas o pocos días. Los rayos gamma penetran los tejidos, salen del cuerpo y son detectados por un dispositivo ubicado sobre el paciente. Una computadora recibe la señal, procesa los datos y forma una imagen. Los radioisótopos más usados son el yodo-131, para la tiroides; el cromo-51, para el bazo; el tecnecio-99m, para el corazón, el hígado y el cerebro; y el gadolinio-153, para densitometrías óseas.



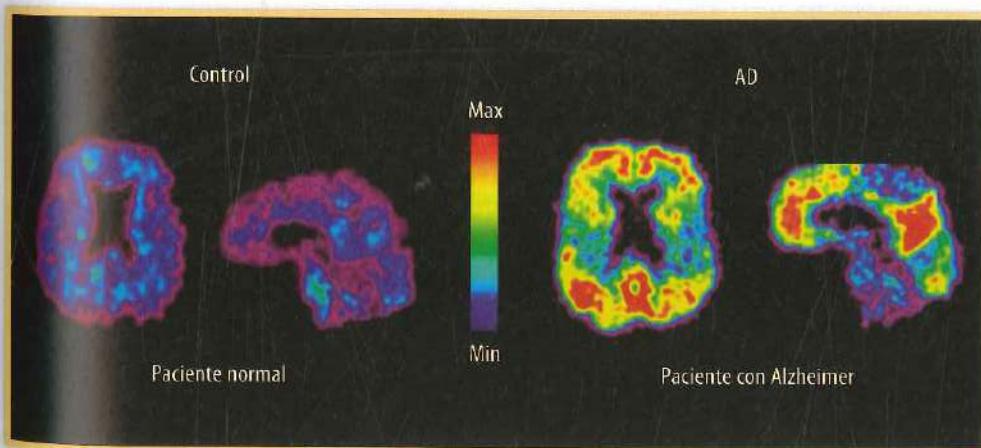
Equipo robótico de manipulación en laboratorios de medicina nuclear.

Si se trata de un uso terapéutico, se le suministra al paciente un radiofármaco que contiene generalmente un emisor alfa o beta junto con un emisor gamma. El emisor alfa o beta destruye las células enfermas localmente, mientras que el emisor gamma sirve para monitorear el tratamiento mediante un centellograma.

- **Tomografía por emisión de positrones (PET, su sigla en inglés).** Se inyecta en el paciente un radiofármaco con un radioisótopo emisor de positrones, lo que permite obtener una imagen. A diferencia de otras técnicas, se observan áreas con mayor intensidad de color que corresponden a la captación del radiofármaco, indicando zonas que metabolizaron en mayor proporción cierta sustancia.

Se aplica en: neurología, para detectar y estudiar la epilepsia y la enfermedad de Alzheimer; en cardiología, para la enfermedad coronaria; y en oncología, para el diagnóstico y el tratamiento del cáncer.

Los radioisótopos más usados son: el flúor-18, en la molécula de fluorodeoxiglucosa; el carbono-11, en acetato; y el nitrógeno-13, en amoníaco. Estos tienen una vida media muy corta y se deben producir cerca del tomógrafo, por lo que se necesita un ciclotrón generador de radioisótopos y un laboratorio de radioquímica.

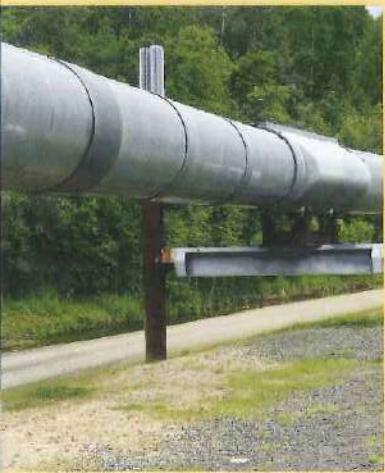


Tomografía por emisión de positrones de un paciente normal (izquierda) y de un paciente con Alzheimer (derecha).

ACTIVIDADES

1. El oxígeno-15 es un radioisótopo emisor de positrones que se utiliza en exploraciones de PET. ¿Qué elemento se forma cuando se desintegra este radioisótopo?

APLICACIONES INDUSTRIALES



Las radiaciones ionizantes artificiales se utilizan para examinar las uniones soldadas de los oleoductos mediante radiografías.

Las aplicaciones industriales de los radioisótopos se basan en los mismos principios que las médicas: la radiación ionizante emitida se detecta con un dispositivo que permite seguir los radioisótopos. Las principales aplicaciones industriales son: los ensayos no destructivos, los medidores, los trazadores, la esterilización, la polymerización, la hidrología, la prospección de suelos y el control de equipaje.

ENSAYOS NO DESTRUCTIVOS

Los materiales, cuando son irradiados, absorben parte de la energía de manera proporcional a su espesor y a su densidad. De acuerdo con la radiación utilizada, este principio se aprovecha para realizar radiografías (rayos X), gammagrafías (rayos gamma) o neutrografías (neutrones), que permiten ver el interior de muchos objetos o materiales. Los materiales densos y espesos aparecen blancos en la placa de una radiografía de rayos X, mientras que los poco densos o muy delgados se ven gris oscuro o negros. Estas técnicas son útiles, entre otras aplicaciones, para revisar las soldaduras de las tuberías (gasoductos y oleoductos) o para el control de calidad de piezas metálicas fundidas o piezas cerámicas.

MEDIDORES

El empleo de medidores sigue el mismo principio que en los ensayos no destructivos: la radiación que llega al detector luego de atravesar el material es proporcional a su espesor y a su densidad. Esta propiedad permite conocer algunas de las características del material, como la densidad, el espesor y la humedad.

Los medidores también se utilizan para medir el nivel del líquido en diferentes recipientes, como tanques y botellas. Cuando el líquido llega a la altura donde está colocada la fuente emisora, se detecta una fuerte disminución de la cantidad de radiación en el extremo opuesto del recipiente y frena el suministro.

TRAZADORES

Los trazadores son radioisótopos que se incorporan a determinados materiales para seguir su curso o conocer su comportamiento detectando las radiaciones emitidas. Fundamentalmente se usan los radioisótopos que emiten radiación gamma.

Se utilizan para medir caudales y velocidades de fluidos en tuberías, detectar filtraciones, fugas u obstrucciones en tuberías subterráneas y estudiar el desgaste de piezas. Los principales son el yodo-131, el oro-198, el bromo-82, el tritio y el cromo-51.

ESTERILIZACIÓN

La esterilización se basa en la acción bactericida de la radiación ionizante, es decir, en su capacidad para matar a los microorganismos patógenos. En general se utilizan los rayos gamma y los aceleradores de partículas. Se esterilizan productos farmacéuticos y cosméticos como colirios, vitaminas, maquillajes, toallitas sanitarias y cremas, e insumos médicos y de laboratorio o quirúrgicos, como jeringas, agujas, pinzas y pipetas, entre muchos otros.



POLIMERIZACIÓN

Muchas reacciones químicas de polimerización, en las que varias unidades o monómeros se unen para formar un polímero, pueden ser inducidas por calor, por agentes químicos o por radiación ultravioleta o ionizante. Los materiales que se obtienen poseen mayor resistencia al calor y a la oxidación, tienen mejores propiedades de corte y mayor estabilidad mecánica. Por ejemplo, cuando se produce polietileno a partir de la polimerización del etileno, se obtiene un producto de mayor resistencia mecánica a altas temperaturas si el proceso se realiza en presencia de radiación.

HIDROLOGÍA

Los estudios hidrológicos comprenden, entre otros, la medición de la cantidad de agua caída en forma de lluvia y nieve, las características de los depósitos subterráneos de agua, la determinación del flujo de ríos y arroyos, la medición de pérdidas de agua de presas, canales o lagos, y la comprensión de la dinámica de lagos y reservas.

El movimiento de las corrientes de agua subterráneas se puede rastrear agregándole un radioisótopo. Uno de los más usados para esto es el tritio (hidrógeno-3).

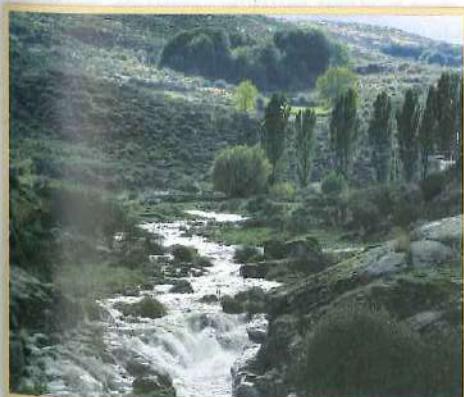
PROSPECCIÓN DE SUELOS

La prospección es la exploración del subsuelo basada en el examen de las características del terreno. Su objetivo es descubrir yacimientos minerales, petrolíferos y aguas subterráneas, o simplemente conocer mejor el terreno.

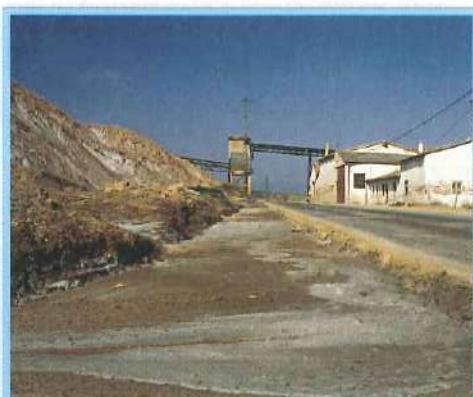
Utilizando sondas neutrón-gamma, la prospección de suelos permite conocer la porosidad de las rocas. Por métodos de dispersión de rayos gamma se puede conocer la densidad de los materiales del suelo o la cantidad de hidrógeno en las rocas.

CONTROL DE EQUIPAJE

Es común ver en los aeropuertos que tanto el equipaje que se despacha a la bodega del avión como el equipaje de mano pasen a través de un equipo emisor de rayos X, el cual permite visualizar rápidamente el contenido sin necesidad de abrirlo, para así controlar más fácilmente lo que transportan los pasajeros.



La hidrología es una rama de las Ciencias naturales que estudia el agua, sus propiedades y su distribución en el planeta.



Área de prospección de minerales en una mina a cielo abierto. Estas son explotaciones mineras que se desarrollan en la superficie del terreno.



Globo de exploración científica de gran altura, hecho de polietileno superfino y resistente. Estos globos están llenos de helio inerte y pueden mantenerse en el aire hasta 24 horas y a 50 km sobre el nivel del mar.

APLICACIONES AGROALIMENTARIAS



Frutillas irradiadas con rayos gamma (izquierda) y sin irradiar (derecha) luego de diez días de almacenamiento.



La técnica del insecto estéril fue efectiva en la lucha contra la mosca tse-tsé africana, que transmite el parásito que causa la enfermedad del sueño.

Las principales aplicaciones de los radioisótopos en la agroalimentación son el uso de trazadores para estudiar el aprovechamiento de los nutrientes en los cultivos, la inducción de mutaciones en semillas para el mejoramiento de los cultivos, la irradiación de alimentos para su conservación y la eliminación de plagas mediante la técnica del insecto estéril.

- **Aprovechamiento de los nutrientes.** Se utilizan trazadores para estudiar el aprovechamiento de los nutrientes en las plantas. Se aplica un fertilizante marcado, generalmente fósforo-32, en los cultivos, en tiempos y lugares diferentes y, posteriormente, se detecta la radiación emitida siguiendo su camino metabólico en el vegetal y determinando qué cantidad de fertilizante llega a la planta y cuánto se desperdicia en el terreno. Así se puede conocer en qué condiciones se deben aplicar los fertilizantes para no malgastarlos e incrementar la productividad.
- **Mejoras en los cultivos.** Se irradian semillas con radiaciones ionizantes para producir mutaciones (alteraciones en el ADN), que beneficien la agricultura. Por ejemplo, lograr mayor resistencia a una enfermedad, mejorar la adaptación a las condiciones ambientales u obtener mayor rendimiento de las cosechas. Con esta técnica se logró algodón con mayor rendimiento, arroz con más proteínas y sorgo resistente a plagas.
- **Conservación de alimentos.** Es un método de esterilización que permite conservar los alimentos sin alteraciones importantes, exponiéndolos a la acción de la radiación ionizante. Suelen usarse rayos gamma procedentes del cobalto-60 o del cesio-137, rayos X o electrones acelerados. Como los rayos gamma no generan radiactividad, los alimentos tratados con ellos pueden comerse sin riesgo. Esta técnica evita el crecimiento de moho, impide que crezcan brotes y retrasa la maduración de algunas frutas y hortalizas, prolongando su período de conservación; también destruye parásitos, elimina insectos y reduce la cantidad de microorganismos patógenos.
- **Erradicación de plagas.** Para evitar los residuos tóxicos que dejan los plaguicidas usados en los cultivos se desarrolló la **técnica del insecto estéril (TIE)**: criar insectos y luego irradiar a los machos con radiación gamma para esterilizarlos. Al liberarlos, se aparean sin producir crías, ya que la hembra suele aparearse una sola vez, lo que disminuye la población de insectos. Esta técnica también permite combatir enfermedades al reducir las poblaciones de insectos transmisores de enfermedades.

VALORES

LA NECESIDAD DE MANTENER UN DEBATE

Todos los importantes avances tecnológicos entrañan avances y beneficios para la humanidad; pero también riesgos y peligros tanto ambientales como sociales y de la salud humana. Estos avances pueden hacer de la sociedad algo más justo, pero también algo más injusto, ya que por lo general no todas las personas tienen acceso a mejorar sus vidas a través de los avances tecnológicos ni obtienen beneficios

económicos de ellos, los cuales suelen limitarse a una pequeña cantidad de personas. Detrás de la tecnología se cuentan numerosos intereses de todo tipo: económicos, políticos, etcétera. Los invitamos a investigar en Internet acerca de los avances tecnológicos relacionados con el uso de la energía nuclear, para saber más acerca de sus ventajas y sus desventajas y poder debatir entre ustedes.



Trabajo práctico 5,
páginas 186 y 197.

APLICACIONES BÉLICAS: LA BOMBA ATÓMICA

Unos años antes de que Enrico Fermi lograra una fisión nuclear controlada y sentara las bases del primer reactor nuclear para generar electricidad, el científico húngaro Leo Szilard, emigrado a los Estados Unidos como refugiado judío, comprendió que se podían obtener cantidades enormes de energía a partir de la fisión del uranio y que se utilizaría para producir una bomba de gran fuerza explosiva. Preocupado porque Alemania pudiera crearla, Szilard convenció a varios científicos de firmar una carta a Roosevelt, presidente de los Estados Unidos en ese momento, en la que le informaron de los descubrimientos. En 1939, Roosevelt inició una investigación secreta enfocada en cuatro objetivos:

- **Sostener una reacción de fisión nuclear en cadena.** Fue logrado por el equipo de Fermi a fines de 1942.
- **Enriquecer uranio-235 fisionable.** El uranio natural contiene solo 0,7% de uranio-235, mientras que los niveles de enriquecimiento necesarios para una bomba son muy altos.
- **Producir plutonio-239, también fisionable.** Se obtuvo bombardeando con neutrones al uranio-238. Un producto fue el plutonio-239, que es un material fisionable.
- **Construir una bomba basada en la fisión nuclear.** La construcción de la primera arma de destrucción masiva, la llamada **bomba atómica**, se llevó adelante bajo la dirección del físico estadounidense Julius R. Oppenheimer.

En julio de 1945 se ensayó la bomba atómica en un desierto de Estados Unidos. Al mes siguiente, este país lanzó, sobre poblaciones civiles japonesas, dos bombas atómicas diferentes: la bomba de uranio, en Hiroshima, y la bomba de plutonio, en Nagasaki.

El efecto de estas bombas es desastroso: la mayoría de las muertes son inmediatas y en una zona muy extensa. Además, se libera una gran cantidad de radiación ionizante que produce la muerte a largo plazo o deja graves secuelas en las personas expuestas.

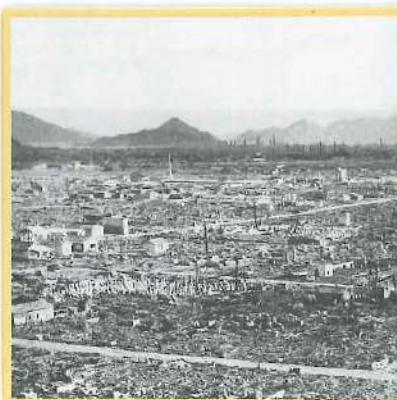
Por otro lado, también se desarrollaron la bomba de hidrógeno y la de neutrones. La **bomba de hidrógeno** o termonuclear utiliza la energía de la fusión de isótopos de hidrógeno (deuterio y tritio). Para desencadenar este proceso usan una pequeña bomba nuclear como detonante que utiliza uranio o plutonio como combustible. La **bomba de neutrones** libera la mayor parte de la energía por procesos de fusión y principalmente en forma de enormes cantidades de radiación, más que como onda expansiva.



Esquema de la bomba de uranio arrojada por Estados Unidos sobre Hiroshima.



Hongo producido por la explosión de una bomba atómica. La mayor parte de la energía liberada genera la onda expansiva y solo el 5% es radiación. De esta, el 80% son rayos gamma.



Vista de la ciudad de Hiroshima arrasada tras la caída de la bomba atómica.

ACTIVIDADES

1. Expliquen con sus palabras cómo funciona una bomba atómica.
2. Discutan entre ustedes acerca de la responsabilidad que tuvieron y tienen los científicos en el desarrollo de armas de destrucción masiva.

LOS RESIDUOS RADIACTIVOS



Tambores con residuos radiactivos de baja y media actividad.



Piscina de residuos nucleares de alto riesgo.

El uso de material radiactivo genera **residuos radiactivos**. Se clasifican en:

- **Residuos generados durante el ciclo del combustible nuclear.** Los residuos de baja y media actividad se generan en la minería del uranio, en la fabricación del combustible y en la operación y mantenimiento de los reactores y de otras instalaciones nucleares. La mayor parte de los residuos de alta actividad se producen dentro del combustible en los reactores nucleares, como consecuencia de los procesos de fisión nuclear. Abarcan aproximadamente el 90% del total.
- **Residuos generados en otras actividades.** Son pequeñas cantidades y provienen de la producción de radioisótopos y de sus aplicaciones. En general, son de baja actividad, su vida media es corta y son el 10% del total de los residuos generados.

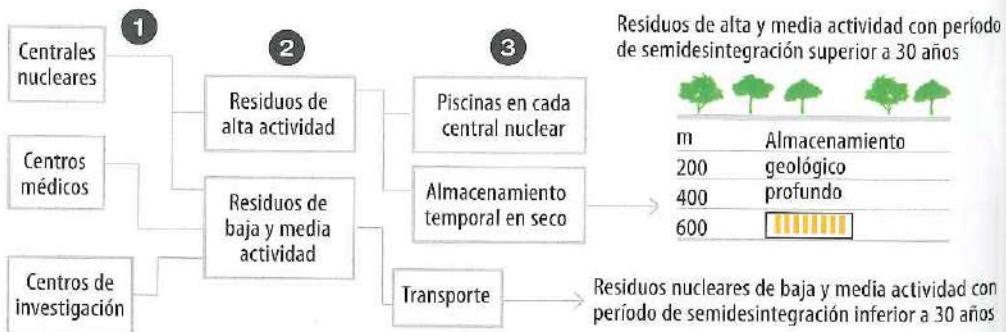
GESTIÓN DE LOS RESIDUOS RADIACTIVOS

La gestión de los residuos radiactivos consiste en su manipulación, tratamiento, acondicionamiento, transporte, almacenamiento y disposición final. Estas tareas difieren si se trata de residuos de baja y media actividad o residuos de alta actividad.

- Los **residuos de baja y media actividad** se solidifican dentro de tambores de acero utilizando cemento, alquitrán o resinas y se disponen cerca de la superficie.
- Los **residuos de alta actividad** se trasladan a piletas blindadas para su enfriamiento dentro de las mismas instalaciones. Después de un tiempo, estos residuos se almacenan en forma temporal en seco en contenedores de plomo, hormigón o acero hasta su disposición final. La alternativa son los repositorios profundos, a 500 metros de profundidad, en zonas geológicamente estables y lejos de lechos acuosos.

Algunos residuos pueden ser transmutados en otros elementos químicos no radiactivos. Por ejemplo, el tecnecio-99 tiene larga vida media, pero se lo puede transformar, por bombardeo de neutrones, en tecnecio-100, que decae en pocos minutos al elemento estable rutenio. Esta técnica solo se puede aplicar en algunos residuos radiactivos y es objeto de intensa investigación para lograr utilizarla en otros elementos y a gran escala.

GESTIÓN DE LOS RESIDUOS RADIACTIVOS



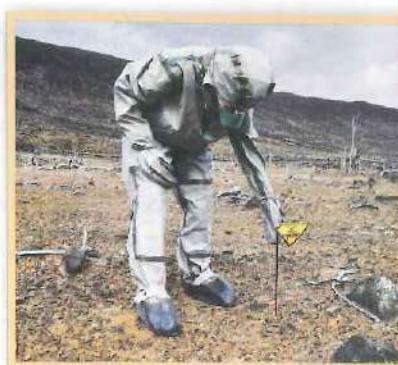
1. Los residuos radiactivos se originan en las centrales nucleares, los centros médicos y los centros de investigación.
2. Los residuos siguen distintos caminos según su actividad.
3. La disposición final de los residuos varía según si su vida media es inferior o superior a los 30 años.

RADIOPROTECCIÓN

La finalidad de la **radioprotección** es resguardar a los individuos de los riesgos de las radiaciones ionizantes. Las dosis de radiación recibida dependen de tres factores:

- **La distancia entre la fuente y el individuo.** Al alejarse de la fuente, la radiación disminuye en la misma proporción en que aumenta el cuadrado de la distancia.
- **El tiempo de permanencia.** A menor tiempo de exposición, menor dosis recibida.
- **El blindaje.** Se utiliza hormigón, plomo, acero o cristales enriquecidos con plomo.

Más del 90% de la irradiación artificial proviene de su uso en medicina. Para evitar sus efectos nocivos existen delantales plomados, guantes, anteojos, cuellos, etcétera.



Técnico vestido con traje de protección, colocando banderas de riesgo por radiación nuclear.

DELIMITACIÓN DE LAS ZONAS

Es importante identificar las zonas donde se usan radiaciones ionizantes, instalar dispositivos de aviso cuando una fuente de radiación está encendida y dispositivos de seguridad por si ocurriese un accidente. Las zonas se clasifican según el riesgo existente:

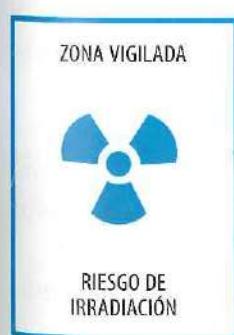
- **Zona de libre acceso.** Es muy improbable recibir dosis superiores al 10% de los límites anuales. No se necesita tomar medidas de protección radiológica.
- **Zona vigilada.** Existe la probabilidad de recibir dosis superiores al 10% de los límites anuales y es improbable recibir dosis superiores al 30%.
- **Zona controlada.** Existe la probabilidad de recibir dosis superiores al 30% de los límites anuales.
- **Zona de permanencia limitada.** Existe el riesgo de recibir una dosis superior a los límites anuales al permanecer durante la jornada laboral completa a lo largo del año.
- **Zona de acceso prohibido.** Existe el riesgo de recibir, en una exposición única, dosis superiores a los límites anuales.

CONTROLES DOSIMÉTRICOS

La **dosimetría** consiste en medir la dosis de radiación que recibe cada individuo del personal que trabaja con radiaciones ionizantes. Se utiliza un dosímetro, que mide la dosis de radiación en un período determinado. Este personal se clasifica en dos grupos: los que trabajan donde se producen las emisiones, que deben usar dosímetros personales, y los que trabajan en otros sectores, que no los deben usar siempre.

Parte del cuerpo	Personal (mSv/año)	Público (mSv/año)
Cuerpo entero	20	1
Cristalino del ojo	150	20
Superficie de la piel	500	50
Extremidades	500	50

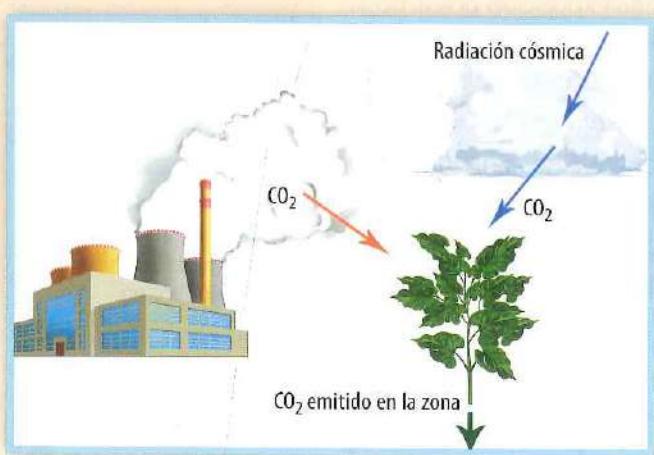
Límites de dosis recibida para el personal que trabaja con radiaciones y para el público en general.



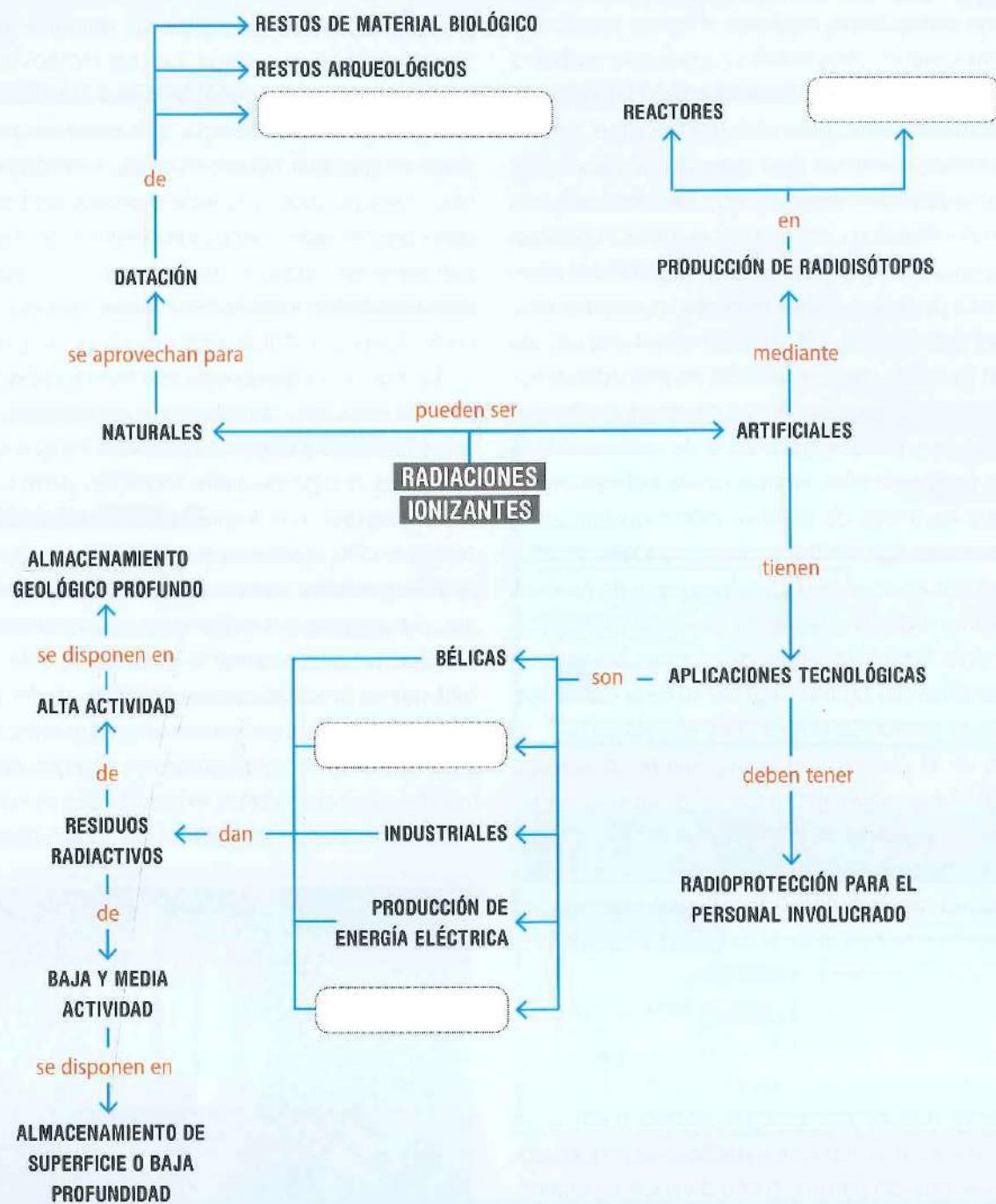
El material radiactivo debe estar claramente señalizado. Cada zona y los carteles que la identifican ayudan a poner en evidencia los protocolos que se deben aplicar en cada caso y que permiten al público y al personal estar adecuadamente protegidos frente a dosis de radiación innecesarias.

ACTIVIDADES

1. ¿Contra qué tipo de radiación es necesario emplear un blindaje de plomo?

1. Indiquen cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta. Luego, escríbanla correctamente.
- Las partículas beta son más penetrantes que las partículas alfa.
 - La radiación alfa está formada por un flujo de alta energía de núcleos de helio.
 - Los rayos gamma son una forma de radiación electromagnética que no tiene masa ni carga, y es menos penetrante que las partículas alfa y beta.
 - La radiación alfa posee una baja penetración en la materia.
2. Expliquen con sus palabras en qué consiste:
- Un radiofármaco.
 - Un trazador.
 - La técnica del insecto estéril.
 - Un residuo radiactivo.
 - Un control dosimétrico.
3. Discutan cómo harían para determinar la proporción de CO_2 del aire atmosférico y la proveniente de la emisión industrial en una zona determinada.
- 
4. Debatan entre todos el impacto del desarrollo tecnológico de la energía nuclear en:
- La medicina.
 - La guerra y la paz.
 - La agricultura.
- Si es necesario busquen más información en sitios de Internet, en libros, revistas o encyclopedias.
5. Resuelvan los siguientes problemas.
- Para realizar un estudio funcional del hígado se utilizaron 150 mg de tecnecio-99m. Calculen qué fracción de la muestra queda después de un día. La vida media del tecnecio-99m es de 6 horas.
 - Después de veinte años se abrió una fuente sellada de cobalto-60 que contenía 500 mg de este radioisótopo. Si el cobalto-60 tiene una vida media de 5 años, ¿qué cantidad contenía originalmente la fuente sellada?
 - Averigüen la antigüedad de una botella de licor que posee la mitad de la actividad de tritio con respecto a una botella recién envasada. La vida media del tritio es de 12,3 años.
6. Respondan a las preguntas.
- ¿Qué combustibles utilizan las bombas atómicas?
 - ¿Qué tipo de reacción nuclear se produce en la bomba atómica?
 - ¿Cuál es la fuente de energía que provoca la reacción termonuclear en la bomba de hidrógeno?
 - ¿Qué tipo de reacción se produce en la bomba de hidrógeno?
 - ¿Qué tipo de reacción nuclear provoca la liberación de energía en la bomba de neutrones?
7. Resuelvan las siguientes consignas sobre dosimetría.
- Expliquen de qué factores depende la dosis de radiación recibida por un individuo que usa materiales que emiten radiaciones ionizantes.
 - Nombren tres elementos de protección personal.
 - Clasifiquen y definan brevemente, según los criterios de radioprotección, las zonas en las que se utilizan las radiaciones ionizantes.
8. Respondan las preguntas sobre residuos radiactivos.
- ¿Cómo se clasifican los residuos radiactivos según su origen?
 - ¿Cómo se gestionan los residuos de baja y media actividad?
 - ¿De qué manera se gestionan los residuos de alta actividad?

1. Completan los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

LA INDUSTRIA QUÍMICA: DE LAS ANILINAS A LOS NUEVOS MATERIALES

Desde épocas prehistóricas, las personas usaron los metales que encontraban en estado puro (cobre, plata, oro). Luego consiguieron, mediante el horno, transformar algunos minerales en otros metales y sus aleaciones (hierro, acero, bronce). Muchas de estas transformaciones involucraron solo cambios físicos, pero otras implicaban el cambio de una sustancia en otra, es decir que eran cambios químicos, como al calcinar malaquita (carbonato de cobre) para obtener cobre metálico. Otras técnicas químicas implicaban separaciones y purificaciones de sustancias, como al obtener alcohol a partir de bebidas fermentadas, como el vino.

Para el siglo XVIII, la industria química a gran escala ya estaba instalada, pero se basaba en procedimientos que, aunque mejorados, provenían de anteriores épocas (fermentaciones, pinturas, obtención de aceites, curtido de cuero, tinción de telas, fabricación de pólvora, etc.).

Durante los inicios de la Revolución Industrial, en el último tercio del siglo XVIII, los cambios sociales y culturales ocurridos en las sociedades europeas y de América del Norte impulsaron fuertemente la ciencia y la técnica. Ya en el siglo XIX, el desarrollo de técnicas basadas en teorías científicas dio lugar al surgimiento de la tecnología. Esta unión se percibe en dos campos tecnológicos:

- El uso de la electricidad como fuente de energía industrial fue posibilitado por el desarrollo de las teorías físicas acerca de la noción de campo (gravitatorio, eléctrico, magnético) y los fenómenos asociados (efectos electromagnéticos). Su aplicación tecnológica se plasmó en la invención de dinamos y motores eléctricos que revolucionaron los procesos industriales, las comunicaciones, la iluminación urbana, etcétera.
- Las teorías de la química moderna del siglo XIX accedieron a los laboratorios académicos e industriales: mediante nuevos procesos de síntesis química se logró sintetizar compuestos artificiales, no existentes en el mundo natural, como diversos colorantes sintéticos, anilinas o medicamentos como la aspirina (ácido acetilsalicílico). La industria química sumada al uso extendido de la electricidad permitieron la aparición de una nueva fase de la Revolución Industrial.

En el siglo XX, los cambios acontecidos en la sociedad globalizada nos han llevado a la llamada Revolución

tecnocientífica, caracterizada en el campo de la química y la física por el desarrollo de nuevos materiales. Una importante área de investigación tecnocientífica es la nanotecnología, que actúa a escala molecular y atómica. Como ejemplo podemos mencionar la cadena de valor de la nanotecnología, que parte de nanomateriales sin procesar (nanopartículas, nanotúbulos, materiales nanoporosos), pasando a productos intermedios con características "nano" (recubrimientos, telas, chips, componentes ópticos), para arribar a productos con nanotecnología incorporada (autos, prendas, aviones, computadoras, medicamentos, agroquímicos, etcétera).

Las nuevas formas científicas y tecnológicas de operar sobre la naturaleza abren siempre expectativas enfrentadas: entusiasmo y temor. Las promesas de que los nuevos materiales con propiedades increíbles permitirán desarrollar energías más limpias y sustentables; proteger el ambiente de la contaminación; revolucionar el tratamiento de enfermedades; nuevos desarrollos en las comunicaciones, el transporte y la industria, ya están planteadas.

¿Qué rol debe asumir la ciudadanía ante los cambios que se avecinan a causa del impacto de las nuevas tecnologías? ¿Seremos espectadores/usuarios pasivos o asumiremos un rol protagónico en el ejercicio de nuestros derechos ciudadanos, exigiendo que se nos permita intervenir en decisiones que nos involucran íntimamente?



La nanotecnología abre caminos sorprendentes de cara al futuro, todos los cuales implican beneficios y a la vez riesgos en los más diversos aspectos. El debate público acerca de la tecnología es condición indispensable para las democracias del siglo XXI.



PUBLICAR EN LÍNEA

En este apartado los invitamos a trabajar en grupos para crear colaborativamente una publicación en Internet acerca de un tema, a su elección, de aquellos que se abordan en los capítulos que conforman el *Bloque II. Las transformaciones de la materia*.

1. SELECCIONAR Y REDACTAR

Les proponemos volver a revisar el bloque y elegir tres de los temas que lo integran para ampliar información y desarrollar más extensamente.

Luego, reunidos en grupos de no más de cinco integrantes, discutan acerca del mejor modo de presentar esos contenidos a una persona que no sabe nada sobre el tema.

Para eso tengan en cuenta:

- Qué conceptos es necesario definir.
- Cómo organizarlos y redactarlos.
- Qué imágenes o videos pueden acompañarlos.

2. PUBLICAR EN INTERNET

Los invitamos, ahora, a crear un blog.

Los blogs, weblogs o bitácoras en Internet son sitios que reúnen cronológicamente los aportes de su o sus autores. La mayoría de ellos se centran en un tema específico a partir del cual se ofrece a los participantes dejar comentarios, lo que, en ocasiones, da lugar a interesantes discusiones a partir del escrito original del autor o los autores.

Existen variadas herramientas gratuitas para crear blogs. Las más difundidas son Blogger y WordPress (sobre las que encontrarán tutoriales en la ficha que aparece al final de esta página).

Cada uno de los grupos deberá:

1. Elegir una herramienta de creación de blogs, crear un blog y ponerle un título.
2. Basadas en los tres temas elegidos, redactar tres entradas que combinen texto e imágenes considerando un lector que no sabe nada acerca de esos temas.

3. COMPARTIR Y COMENTAR

Una vez que todos los grupos hayan finalizado la tarea comparten la URL de su blog con el resto de los equipos y hagan al menos un comentario pertinente en cada uno de ellos.

- ¿Qué ventajas les parece que tiene el uso de blogs para generar y compartir información?
- ¿Para qué otras cosas podría utilizarse una herramienta como esta?



Pantalla de inicio de Blogger.



Pantalla de inicio de WordPress.

Ficha técnica			
Herramienta	Sitio	Tutorial	Utilidad
Blogger	e-sm.com.ar/blogger	e-sm.com.ar/tuto_blogger	Creación de blogs
Wordpress	e-sm.com.ar/wordpress	e-sm.com.ar/tuto_wordpress	

CAPÍTULO 7
Energía interna y temperatura • Calor y temperatura • El calor específico • La dilatación térmica de los materiales • Los cambios de estado y el calor latente • La medición de la temperatura • Escalas de temperatura • Mecanismos de intercambio de calor: convección, conducción y radiación • Conservación y degradación de la energía • Centrales energéticas.



BLOQUE III

LOS INTERCAMBIOS DE ENERGÍA

El movimiento ondulatorio y la clasificación de las ondas • El espectro electromagnético • Emisión, absorción y reflexión de radiación • La relación temperatura-radiación emitida • La energía del Sol y su influencia sobre la Tierra • La radiación solar: usos y aplicaciones • El efecto invernadero.

CAPÍTULO 8

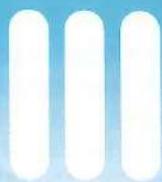
INTERCAMBIO DE ENERGÍA POR RADIACIÓN





INICIAR SESIÓN

BLOQUE



TODOS LOS CUERPOS POSEEN ENERGÍA TÉRMICA, RELACIONADA CON EL MOVIMIENTO DE LAS PARTÍCULAS QUE FORMAN LA MATERIA. PUEDE DECIRSE QUE EL CALOR, LA TRANSFERENCIA DE ENERGÍA TÉRMICA, ES LA FORMA MÁS COMÚN DE INTERCAMBIO ENERGÉTICO. EL SOL JUEGA UN ROL FUNDAMENTAL COMO FUENTE DE CALOR Y SU RADIACIÓN HACE POSIBLE LA VIDA EN LA TIERRA, PERO ESTE EQUILIBRIO ES INESTABLE Y PUEDE ALTERARSE FÁCILMENTE.



ACTIVIDADES

1. Conversen con sus compañeros acerca de las diferencias y relaciones que encuentran entre el calor y la temperatura. ¿Creen que ambos términos son sinónimos? ¿Por qué?
2. ¿Cómo creen que el calor se transmite de un cuerpo a otro? Describan los ejemplos con situaciones cotidianas.
3. ¿Cómo suponen que se relaciona la energía térmica con el funcionamiento de las centrales energéticas? Intenten explicar esto con sus palabras.
4. ¿Qué entienden por radiación y cómo asocian el término con la energía solar?
5. Observen las imágenes que ilustran esta apertura. Intenten relacionarlas con la noción de efecto invernadero.

EL CONSUMO ENERGÉTICO Y LAS FUENTES RENOVABLES

LA HISTORIA DE LA FÍSICA MUESTRA AL MENOS TRES CONCEPCIONES ACERCA DE LA NATURALEZA DEL CALOR QUE SE SUCEDIERON Y DEBATIERON A TRAVÉS DEL TIEMPO. SE CONCIBIÓ EL CALOR COMO UNA SUSTANCIA ESPECIAL, COMO UNA CUALIDAD IRREDUCTIBLE Y COMO UN ACCIDENTE DE LA MATERIA. TODAS FUERON PROPUESTAS POR LOS ANTIGUOS GRIEGOS: EMPÉDOCLES (492-432 A. C.) RELACIONABA EL CALOR CON LA PRESENCIA DE UNA SUSTANCIA ELEMENTAL, EL FUEGO; ARISTÓTELES (384-322 A. C.) LO CONCEBÍA COMO UNA DE LAS CUATRO CUALIDADES ACTIVAS E IRREDUCTIBLES (CALOR, FRÍO, SEQUEDAD Y HUMEDAD), CUYAS COMBINACIONES DETERMINABAN LOS CUATRO ELEMENTOS QUE FORMABAN LOS CUERPOS DEL MUNDO SUBLUNAR (AIRE, AGUA, TIERRA Y FUEGO); Y LOS ATOMISTAS GRIEGOS LO PENSABAN COMO UNA CONSECUENCIA DEL MOVIMIENTO DE LOS ÁTOMOS QUE FORMABAN LA MATERIA.

La propuesta aristotélica fue la que predominó durante la Edad Media y el Renacimiento, e incluso durante la Revolución científica del siglo XVII. Pero importantes filósofos naturales como Isaac Newton (1642-1727), Christiaan Huygens (1629-1727) y Robert Hooke (1635-1702) rechazaron la noción de calor como sustancia; sostenían que se trataba de un "tipo de movimiento".

A pesar de ello, la idea de calor como sustancia fue aceptada y desarrollada por los químicos del siglo XVIII ya que esa interpretación era compatible con teorías como la del flogisto (que explicaba los fenómenos de combustión) y las concepciones de la época acerca de la naturaleza de la luz y la electricidad, concebidos como fluidos imponderables (no medibles). Estas ideas permitieron desarrollar los primeros experimentos y descubrimientos sobre el calor en los tiempos modernos hacia mediados del siglo XVIII. Así, el físico y químico británico Joseph Black (1728-1799), utilizando el nuevo termómetro de mercurio, pudo definir la caloría como "cantidad de calor necesario para elevar 1 °C la temperatura de 1 gramo de agua". Esta definición se refiere al calentamiento por una fuente de calor, por ejemplo, la energía liberada por la combustión de un material.

Pero experimentalmente se pudo demostrar que la combustión de materiales no era la única manera de generar calor, es decir energía térmica, sino que también mediante fenómenos mecánicos como la frotación o los choques entre materiales se conseguía aumentar la temperatura, o sea, que mediante trabajo físico podía generarse calor.

En 1845, el físico inglés James Prescott Joule (1818-1889) demostró la equivalencia entre calor y trabajo mediante una serie de experimentos con calorímetros que pusieron en evidencia que cuando una cierta cantí-

dad de energía mecánica se consumía en un sistema, esa energía desaparecida era exactamente igual a la energía térmica producida. O sea que, al igual que el principio de la conservación de la masa enunciada por Antoine Laurent Lavoisier (1749-1794), se pudo postular que la energía también se conservaba.

Sin embargo, aunque la equivalencia entre la energía mecánica y la energía térmica es completa, hay una diferencia esencial entre las transformaciones en los dos sentidos del proceso: si bien es fácil lograr la completa transformación de toda la energía mecánica en energía térmica, en cambio, una máquina térmica solo puede aprovechar una fracción de la energía térmica disponible en forma de energía mecánica. Por ello se puede afirmar que la energía se degrada. La energía se degrada al adoptar una forma que resulta menos útil para hacer trabajo. En todos los procesos naturales en que hay una transferencia de calor, la energía disponible para hacer el trabajo disminuye.



James Prescott Joule.

Simultáneamente a la conversión de calor en trabajo, existen procesos considerados irreversibles, es decir que no es posible que ocurran en la naturaleza, por ejemplo, el paso de calor de manera espontánea de un cuerpo frío a otro caliente. Siempre, la transferencia de calor ocurre desde un sistema más caliente hacia otro más frío y nunca al revés.

Consideremos un ciclo natural, como el ciclo hidrológico, es decir, el movimiento del agua a través de los ecosistemas de la Tierra, a fin de visualizar cómo ocurren los intercambios de energía en la naturaleza que posibilitan la vida en el planeta al poner en marcha los distintos ciclos biogeoquímicos (ciclos del carbono, nitrógeno, fósforo, etcétera). La fuente energética que posibilita el funcionamiento de la máquina térmica terrestre reside en la radiación solar que constantemente llega a la superficie terrestre. La luz visible y otras radiaciones invisibles atraviesan la atmósfera y llegan a la superficie de los océanos y continentes, interactúan con los materiales y provocan el calentamiento del suelo y las capas líquidas superficiales. El agua líquida se evapora y conjuntamente con el aire caliente asciende por corrientes de convección hasta cierta altura, donde la atmósfera está más fría; allí el vapor de agua se enfriá y se condensa en forma de pequeñas gotas líquidas o cristales de hielo, formando así las nubes. Cuando las gotas conforman una masa importante, caen por atracción gravitatoria en forma de precipitaciones (lluvias, nieve, granizo). Cuando cae sobre los continentes, el agua circula por gravedad hasta alcanzar el nivel del mar siguiendo los cursos de agua, arrastrando materiales que, por erosión y disolución, toma de los minerales a su paso. Los seres vivos aprovechan el agua y los nutrientes que arrastra, mientras están transitando. Finalmente, el agua llega al mar y allí lentamente los sedimentos minerales se van hundiendo en los fondos marinos. Con el transcurso

del tiempo (millones de años), todo relieve positivo (elevado sobre el nivel del mar) terminaría sepultado en los lechos marinos de no existir otro proceso que involucra también intercambios y transferencias de energía térmica desde el interior de nuestro planeta. Debido a la presencia de materiales radiactivos en las capas profundas del planeta (núcleo y manto) que continuamente liberan energía térmica y producen corrientes de convección de materiales calientes (rocas fusionadas) hacia la superficie, sucede el resquebrajamiento de la corteza terrestre en diversas placas tectónicas que lentamente se mueven unas en relación con las otras, apartándose en algunos sitios o chocando en otros, dando lugar a la elevación de terrenos (montañas, volcanes, mesetas y cordilleras), para ser nuevamente erosionadas hasta que sus sedimentos terminan nuevamente en los fondos marinos.



El planeta recibe energía del Sol y emite energía desde su interior, debido al decaimiento de elementos radiactivos.

PARA CHARLAR Y DEBATIR

La evolución de nuestro planeta desde su origen hace unos 4.500 millones de años ha conducido a la organización de ciclos geoquímicos naturales. Estos ciclos permitieron hace unos 3.800 millones de años la aparición de la vida en la Tierra, integrándola a ellos, a partir del incesante intercambio energético proveniente del Sol y del interior del planeta, dando los actuales ciclos biogeoquímicos.

¿Es posible que la actividad humana sobre el ambiente esté perjudicando los ciclos naturales y lleve a poner en riesgo la biodiversidad, incluida la humanidad misma? ¿Es posible que se esté interfiriendo en los procesos naturales que son fuentes de recursos renovables? Discutan acerca de ello considerando problemas como el cambio climático, la desertificación, la deforestación, la megaminería, etcétera.

INTERCAMBIOS DE ENERGÍA TÉRMICA

EL CALOR, COMO FENÓMENO FÍSICO, FUE ESTUDIADO POR DISTINTOS CIENTÍFICOS QUE INTENTARON EXPLICARLO MEDIANTE EXPERIMENTOS QUE PONÍAN A PRUEBA SUS EFECTOS SOBRE LOS MATERIALES, LA VARIACIÓN DE LA TEMPERATURA Y LOS CAMBIOS DE ESTADO DE LA MATERIA. DURANTE MUCHO TIEMPO LOS CIENTÍFICOS CONSIDERARON EL CALOR COMO UN FLUIDO FORMADO POR PARCÍCULAS QUE PASABAN DE UN CUERPO A OTRO. A COMIENZOS DEL SIGLO XIX CONCLUYERON QUE EL CALOR ES UNA FORMA DE ENERGÍA QUE LOS CUERPOS INTERCAMBIAN ENTRE SÍ Y DEMOSTRARON QUE ESTE PUEDE MOVER CUERPOS Y REALIZAR TRABAJO.

EL CALOR: ENERGÍA EN TRÁNSITO

Todos los cuerpos poseen energía interna y la pueden intercambiar mediante diferentes mecanismos. A esa energía "en tránsito" de un cuerpo con mayor energía interna a otro con menor energía interna la conocemos con el nombre de **calor**. Existen tres formas de intercambio de calor: la conducción, la convección y la radiación.

A su vez, el intercambio de calor está asociado a variaciones de temperatura, aunque estos son conceptos diferentes, ya que una misma cantidad de calor puede producir diferentes variaciones de temperatura, según de qué cuerpo se trate.



Este organizador conceptual presenta un panorama general de los temas que se tratan en el capítulo. ¿Pueden comprender todo el organizador conceptual? ¿Qué temas recuerdan de años anteriores? ¿Cuáles les parecen nuevos?

TEMPERATURA Y ENERGÍA INTERNA

En el lenguaje coloquial a veces usamos expresiones tales como "hace frío" o "qué calor tengo!". Estas afirmaciones hacen referencia a las sensaciones que recibimos mediante el sentido del tacto. Sin embargo, en el contexto de la ciencia, la determinación del sentido de estas expresiones es más compleja. Por ejemplo, se podría considerar que un día es caluroso cuando su temperatura ambiente supera los 32 °C, pero, por otro lado, una taza de café a esa temperatura se consideraría fría, ya que su temperatura ideal es de unos 95 °C. Por lo tanto, los conceptos de calor y de frío son relativos al contexto en el que se los usa, es decir, a la percepción con la que se comparan las temperaturas.

TEMPERATURA

Al observar a simple vista a un cuerpo en reposo, como un vaso con agua, no se distingue ningún tipo de movimiento. Sin embargo, las partículas microscópicas que componen ese objeto están en permanente agitación, moviéndose en todas las direcciones, es decir que estas partículas tienen una determinada **energía cinética**.

El físico austriaco Ludwig Boltzmann (1844-1906) estudió la relación que existe entre el movimiento de las partículas de un cuerpo y su temperatura. Así logró establecer que la **temperatura** de un cuerpo es el promedio de la energía cinética de las partículas que lo componen. De esta manera, cuanto mayor sea la velocidad promedio del movimiento de las partículas, mayor será la temperatura del cuerpo compuesto por ellas. Es decir que una mayor temperatura de un cuerpo indica una mayor rapidez de sus partículas.

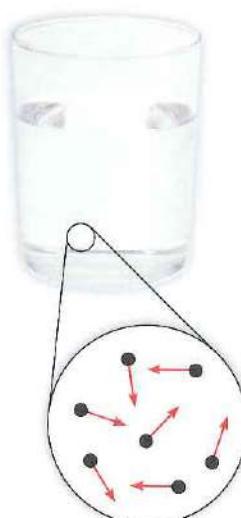
ENERGÍA INTERNA

La energía que todo cuerpo tiene en su interior corresponde, por un lado, a la **energía cinética** con que se mueven sus partículas, y, por el otro, a la **energía potencial** almacenada por las fuerzas de atracción entre ellas. Todo sistema de partículas, entonces, posee una energía total que corresponde a la suma de la energía cinética y la energía potencial de cada una de las partículas. Esto se conoce como **energía interna**. Una temperatura mayor indicará una mayor energía interna.

La energía interna de un cuerpo depende de los siguientes factores:

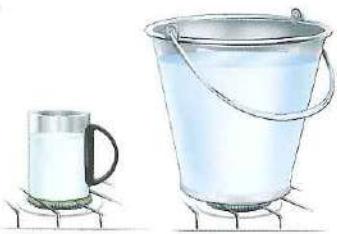
- **Cantidad de materia o masa.** Cuantas más partículas tenga un cuerpo, mayor será su energía cinética y su energía potencial.
- **Tipo de sustancia.** Las energías potenciales de los átomos, moléculas o iones de una sustancia determinada dependen de las posiciones relativas de estos.
- **Temperatura.** Su variación indica una modificación en la velocidad de sus partículas y, por consiguiente, en la energía cinética de ellas.

Por ejemplo, la temperatura del mar normalmente es de alrededor de 20 °C, mientras que la de una olla con agua hirviendo es de 100 °C. Aunque la temperatura del agua en la olla es mayor que la temperatura del agua del mar, esta última posee mayor energía interna que el agua de la olla, porque tiene muchas más partículas que la componen.



Representación de tipo microscópico de las partículas que forman el agua, en la que se muestra su movimiento en todas direcciones. ¿Qué partículas se mueven más rápido, las del hielo o las del agua líquida?

TEMPERATURA Y CALOR



Jarro pequeño y balde, ambos con agua a la misma temperatura y sobre hornallas iguales durante la misma cantidad de tiempo. El agua de ambos absorbe la misma cantidad de energía térmica.

Si bien la energía interna se encuentra en los cuerpos bajo la forma de energía cinética y energía potencial, su intercambio se hace evidente al producir variaciones de temperatura. Se denomina **energía térmica** a aquella que intercambian los cuerpos en procesos en los que hay diferencias de temperatura. La energía térmica es lo que usualmente conocemos como *calor*. El **calor** es, entonces, una forma de energía que pasa de un cuerpo a otro.

El intercambio de calor está asociado a las variaciones de temperatura, pero es importante señalar que temperatura y calor no son lo mismo. Una misma cantidad de calor puede producir diferentes cambios de temperatura según el sistema del que se trate. Por ejemplo, si se calientan un pequeño jarro y un balde, ambos llenos de agua a la misma temperatura inicial, sobre hornallas idénticas y durante el mismo tiempo, los dos recipientes reciben la misma cantidad de calor de las hornallas, ya que son idénticas, pero la temperatura final del jarro será mayor que la del balde, porque en el primero el calor absorbido se reparte en poca agua, mientras que en el segundo, el calor se distribuye en mucha más agua. De esta forma, las partículas de agua del jarro se agitarán mucho más que las partículas del agua del balde, y así su temperatura será mayor, aun cuando ambos recipientes reciban la misma cantidad de calor.



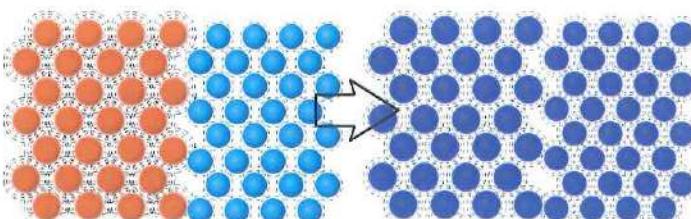
Tiempo después, el agua del jarro tiene mayor temperatura que la del balde, porque la energía recibida se repartió en menos cantidad de agua.

EQUILIBRIO TÉRMICO

Si se ponen en contacto dos cuerpos a diferente temperatura, al cabo de un tiempo, el más caliente se enfriá y el más frío se calienta hasta que ambos tienen la misma temperatura, es decir, cuando están en **equilibrio térmico**. Este proceso corresponde a una transferencia de energía, denominada *calor*, desde el cuerpo de mayor temperatura, en el que las partículas que lo componen tienen mayor energía cinética, hacia el de menor temperatura, en el que las partículas que lo componen tienen menor energía cinética.



Si observamos este intercambio de energía térmica en el microscopio, veremos que las partículas rápidas del cuerpo caliente se frenan, mientras que las partículas lentas del cuerpo frío aumentan su energía cinética. Esto sucede hasta que ambos cuerpos alcanzan el mismo nivel de agitación interna, que es cuando se iguala la energía cinética de las partículas de ambos cuerpos y se detiene la transferencia de energía entre ellos.



Partículas del cuerpo con mayor temperatura (mayor agitación térmica).



Partículas del cuerpo con menor temperatura (menor agitación térmica).



Equilibrio térmico: al cabo de un tiempo, la agitación térmica de todas las partículas es la misma.



La loma de la cantimplora se moja para mantener fresca el agua de su interior. ¿Cómo se produce el equilibrio térmico?

UN POCO DE HISTORIA DEL CALOR

Ya dijimos que el calor es un proceso de transferencia de energía de un cuerpo a otro cuando ambos poseen distinta temperatura. El calor no es un fluido, como son el agua y el aire, no tiene masa ni ocupa lugar en el espacio. Sin embargo, no siempre se supo esto.

LAVOISIER Y LA TEORÍA DEL CALÓRICO

En el siglo XVIII se consolidó la teoría que explicaba el calor como el efecto de un supuesto fluido llamado **calórico**. Esta teoría, impulsada por el científico francés Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794), consideraba que el calórico estaba formado por partículas que pasaban de un cuerpo a otro por contacto, y que una mayor cantidad de calórico implicaba una mayor temperatura del cuerpo. Según esta teoría, las partículas de calórico se repelían entre sí, a la vez que eran atraídas por las partículas de la materia ordinaria. Además, se partía del supuesto de que la cantidad de calórico permanecía constante en todos los procesos térmicos.

Si bien esta teoría solamente tuvo validez hasta principios del siglo XIX, sentó las bases para el desarrollo de la termodinámica y, mientras estuvo vigente, permitió explicar una serie de fenómenos. La teoría del calórico explicaba el equilibrio térmico que alcanzan dos cuerpos que están a diferente temperatura al entrar en contacto afirmando que las partículas de calórico eran absorbidas por el cuerpo de menor temperatura hasta que las temperaturas de ambos cuerpos se igualaban. Los cambios de estado de la materia eran provocados por la combinación de las partículas de calórico con las de ese material; así se podía fundir un sólido e, incluso, evaporarlo. Y la dilatación de un cuerpo al ser calentado se entendía como la repulsión entre las partículas de calórico al aumentar la cantidad de este fluido.

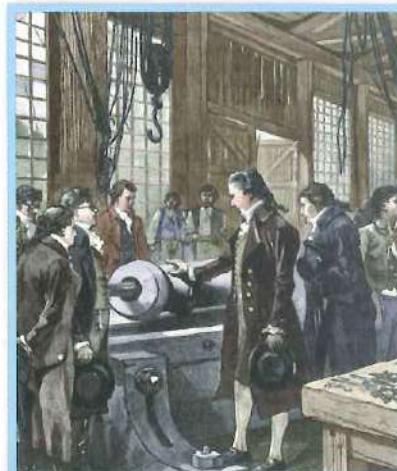
RUMFORD Y LAS PARTÍCULAS EN MOVIMIENTO

Hacia fines del siglo XVIII, el físico estadounidense Benjamin Thompson (1753-1814), conde de Rumford, demostró que el calor no podía ser considerado una sustancia material. Rumford llegó a esa conclusión al observar el proceso del taladrado en una fábrica de cañones y la generación continua de calor durante ese proceso. Luego de preguntarse por qué el calórico salía del cañón, les indicó a los obreros que utilizaran un taladro con una mecha desafilada. Si bien ese taladro no perforaba el material, Rumford observó que producía gran cantidad de calor e interpretó que el calórico no se desprendía del metal, ya que inicialmente estaba frío, y que este se generaba de manera constante. También observó cómo se calentaba el agua utilizada para refrigerar el cañón y el taladro. De esta manera pudo concluir que si todo ese calórico se restituyera al metal, el cañón se fundiría, contradiciendo así el principio de conservación del calórico. Luego consideró que el calor no podía ser una sustancia y que debía estar vinculado al movimiento que generaba el taladro en las partículas que conformaban el cañón.

Con el tiempo, la comunidad científica se alejó de la noción de calor como fluido e introdujo la caloría como una unidad de energía.



Antoine de Lavoisier junto a su esposa, Marie Paulze, quien también se dedicaba a la ciencia.



Benjamin Thompson en la fábrica de cañones que motivó sus ideas acerca del calor.

ACTIVIDADES

1. ¿Qué fundamentos hicieron caer la teoría del calórico?

JOULE Y EL EQUIVALENTE MECÁNICO DEL CALOR

En el siglo XIX, el físico inglés James Prescott Joule (1818-1889) tuvo la sospecha de que el calor era una forma de energía y planteó la hipótesis de que debía existir una equivalencia entre el calor y la **energía mecánica**. Para ello, Joule debía probar, en primer lugar, que la energía mecánica podía transformarse en calor y viceversa, y luego tendría que encontrar la equivalencia matemática entre la caloría y las unidades de energía mecánica.

Más tarde, en honor a este físico, se llamaría **joule (J)** a la unidad de medida que se emplea tanto para el calor como para la energía y el trabajo, y que hoy es parte del Sistema Internacional de Unidades. La **caloría (cal)** fue definida en 1824 por el físico y químico francés Nicolás Clément (1779-1841) basándose en las propiedades físicas del agua: es la cantidad de energía necesaria para aumentar en 1 °C la temperatura de 1 gramo de agua pura, de 14,5 °C a 15,5 °C, en condiciones normales de presión atmosférica, es decir, a 1 atmósfera.

Para saber si su hipótesis era válida, Joule ideó un experimento, publicado en 1845. Esto resultaba todo un reto en ese tiempo, pues debía lograr:

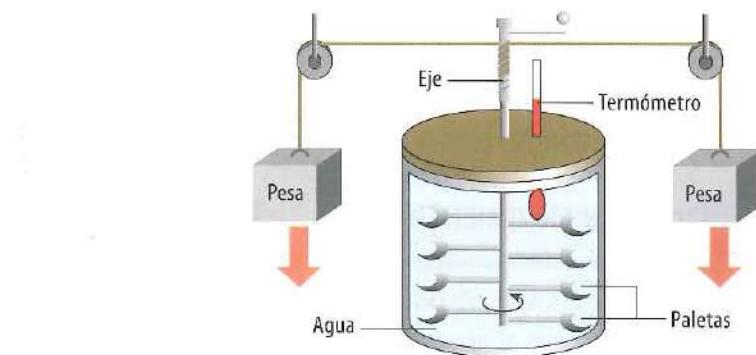
- Transformar la energía mecánica en energía calórica (o al revés).
- Medir con precisión las cantidades de calor y de energía mecánica del experimento.

Para el primer resultado debía transformar la energía mecánica en calor. Un ejemplo muy simple es frotarse las manos. Sin embargo, el segundo resultado era más difícil de lograr, para lo que diseñó un dispositivo compuesto por paletas impulsadas por un mecanismo de pesas y poleas que giraban dentro de un recipiente con agua, aislado.

ACTIVIDADES

1. Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas (V) o falsas (F). Justifiquen sus respuestas.

- a) Un cubito de hielo no posee energía térmica.
- b) Joule demostró que el calor no era un fluido.



Dispositivo de Joule

Si las pesas caen libremente, la energía se emplea en mover las paletas, generando un movimiento del agua que aumenta la temperatura, registrada por un termómetro. Joule consideró que la energía se conservaba y la energía cinética de la agitación del agua se transformaba en calor, y aumentaba la temperatura del agua del recipiente.

Para realizar el experimento, Joule debía registrar los siguientes datos: la masa de la pesa que colgaba, la distancia que recorría la pesa al caer, la temperatura inicial del agua, la temperatura final del agua y la masa de agua contenida en el recipiente. Con estos datos podría calcular los valores inicial y final de la energía mecánica del cuerpo y, a partir de su diferencia, podría conjeturar cuánta energía mecánica se habría convertido en calor. Además, con los datos de temperatura y masa del agua, se podría calcular la cantidad de calorías que se habrían utilizado para aumentar su temperatura.

Si bien no se conocen los resultados del experimento de Joule, se pueden emular fácilmente. Consideremos que los resultados son: la energía mecánica inicial del cuerpo es 500 J, la energía mecánica final del cuerpo es 82 J, la masa de agua contenida en el recipiente es de 20 g, la temperatura inicial del recipiente es de 20 °C y la temperatura final del recipiente es de 25 °C. Primero hay que calcular cuántas calorías se necesitaron para provocar la variación de temperatura del agua de esta manera:

$$\Delta T = 25^{\circ}\text{C} - 20^{\circ}\text{C} = 5^{\circ}\text{C}$$

Si se necesita 1 caloría para aumentar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua, entonces con 5 calorías se podría aumentar en 5 °C la temperatura de 1 g de agua, y entonces para aumentar en 5 °C la temperatura de 20 g de agua, se necesitan 100 cal:

$$5 \frac{\text{cal}}{\text{g}} \cdot 20 \text{ g} = 100 \text{ cal}$$

Por lo tanto, se utilizaron 100 cal para aumentar la temperatura del agua. Además, se sabe que la variación de energía mecánica del cuerpo fue de:

$$500 \text{ J} - 82 \text{ J} = 418 \text{ J}$$

Y, de acuerdo con la hipótesis de Joule, la variación de energía mecánica del cuerpo debe ser igual a la cantidad de calor utilizada en aumentar la temperatura del agua. Por lo tanto:

$$100 \text{ cal} = 418 \text{ J}$$

Es decir que:

$$1 \text{ cal} = 4,18 \text{ J}$$

En consecuencia se obtiene que 4,18 joules equivalen a 1 caloría, y con esto se ha encontrado el **equivalente mecánico del calor**.

De esta manera, Joule asoció el calor con la energía, y no con la materia, como lo hacía la teoría del calórico.

El descubrimiento de Joule fue la base sobre la que luego se elaboró la **teoría de la conservación de la energía**, uno de los grandes principios de la física que sostiene que la energía no se pierde sino que se transforma. Y esta teoría, a su vez, dio lugar al **primer principio de la termodinámica**.

HERRAMIENTAS

Ciencia e historia

La ciencia es uno de los emprendimientos más trascendentales de la historia de la humanidad: nos permite conocer el mundo natural y se relaciona con cualquier aspecto de la sociedad y de la vida humana. Tiene vínculos con el progreso social, la cura de enfermedades y la mejora en las condiciones de vida, pero también con la guerra, la violación de los datos personales y la contaminación. Por eso puede contribuir a un mundo más justo, pero también a uno más injusto.

Los métodos y conocimientos científicos cambiaron a lo largo de la historia, y lo siguen haciendo. Estudiar esos procesos históricos es una de las mejores maneras de aprender temas de ciencia. Sin embargo, es necesario contextualizar este proceso, es decir que hay que considerar los conocimientos y las creencias de cada época. No es correcto analizar y valorar los métodos y los conocimientos científicos de otras épocas desde las creencias y conocimientos actuales, porque cada construcción científica está basada en el contexto histórico del momento en que se desarrolló.

Información nutricional		
	Cada 30 grs. cont.	Con 120 ml. de leche desct.
Energía (cal)	76	116
Proteínas (g)	4	8
Carbohidratos totales (g)	15	21
Fibra dietaria total (g)	3	3
Grasa total (g)	0,8	0,8
Sodio (mg)	200	260
Potasio (mg)	250	450
Calcio (mg)	120 *	300 **

Con leche entera agrega además 40 Calorías, 4 g de grasa y 20 mg de colesterol.

* Cada porción cubre un 10% del requerimiento diario de calcio. ** con leche desct. cubre el 25%, de acuerdo con las recomendaciones diarias de nutrientes esenciales del National Research Council, USA 1989 (Consejo Nacional de Investigaciones de los Estados Unidos).

Modo de conservación: guardar el paquete en un lugar fresco y seco. Después de abierto, el producto debe ser consumido en 30 días.

Ingredientes: Salvado de trigo, azúcar, miel, fosfato tricalico, extracto de malta, bicarbonato de sodio, vainilla y sal.

La caloría aun se usa para expresar el poder energético de los alimentos. Hasta hace unos años, estos valores se expresaban en calorías (cal) en las tablas de alimentos, cuando, en realidad, se referían a kilocalorías (kcal). Actualmente, también se usa el kilojoule (kJ).

LOS EFECTOS DEL CALOR SOBRE LOS CUERPOS

Material	Calor específico (cal/g·°C)
Vapor de agua	0,49
Agua líquida	1
Hielo	0,54
Aceite comestible	0,45
Alcohol (etanol)	0,67
Cobre	0,09
Bronce	0,092
Aluminio	0,22
Hierro	0,11

Valores del calor específico de algunos materiales.

Los efectos más importantes del calor sobre los cuerpos son tres: la variación de temperatura, la dilatación térmica y los cambios de estado de agregación.

CALOR ESPECÍFICO Y VARIACIÓN DE TEMPERATURA

Al entregarle calor a un cuerpo, su temperatura aumenta según el material que lo constituye. El **calor específico (c)** de una sustancia es la cantidad de calor necesaria para variar la temperatura de 1 g de esa sustancia en 1 °C. A mayor calor específico, se necesita más energía térmica para subir su temperatura.

La expresión matemática que relaciona el calor y la variación de temperatura se conoce como **ecuación fundamental de la calorimetría**:

$$Q = m \cdot c \cdot (T_f - T_0)$$

En esta ecuación, Q es la energía térmica o calor entregado (si $Q > 0$) o sustraído (si $Q < 0$) al sistema, m es la masa del cuerpo, c es el calor específico de la sustancia que conforma al cuerpo, T_f es la temperatura final, es decir, luego de la entrega o la sustracción de calor, y T_0 es la temperatura inicial, es decir, la anterior a producirse el evento.

CAPACIDAD CALÓRICA

La **capacidad calórica (C)** es una propiedad de los cuerpos que depende tanto del material que los compone como de su cantidad. Se define como la cantidad de calor que debe recibir un cuerpo para aumentar su temperatura en 1 °C. Por ejemplo, la capacidad calórica de 10 g de agua no es la misma que la de 400 g de agua porque, si bien en los dos casos se trata de la misma sustancia, sus cantidades son diferentes.

Si la temperatura de un cuerpo, al recibir una cantidad de calor Q , varía en una cantidad ΔT , que es $T_f - T_0$, entonces su capacidad calórica C se calcula:

$$C = \frac{Q}{\Delta T} \text{ entonces } Q = C \cdot \Delta T$$

En estas expresiones, Q se expresa en joules o calorías y T en kelvin o grados Celsius.

Es decir que, si un cuerpo de capacidad calórica C aumenta su temperatura en ΔT , entonces, ha recibido una cantidad de calor Q .

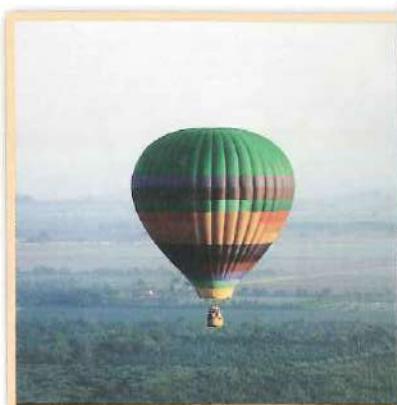


Cuando reciben calor, los recipientes elevan su temperatura a distintos tiempos, porque los materiales que los componen tienen calores específicos diferentes.

DILATACIÓN TÉRMICA DE LOS MATERIALES

Durante el verano, muchas veces podemos observar como los cables se estiran o las puertas metálicas cierran con dificultad.

Si la temperatura de un cuerpo aumenta, también lo hacen la velocidad promedio con las que se mueven las partículas que lo componen. Por lo tanto, los choques entre ellas se vuelven más violentos y se alejan unas de otras ocupando más espacio. El distanciamiento de las partículas provoca el aumento de las dimensiones del cuerpo, lo que se llama **dilatación térmica**. De forma análoga, si disminuye la temperatura de un cuerpo, las partículas se acercan y ocupan menos espacio, lo que produce la **contracción térmica**.



DILATACIÓN TÉRMICA DE LOS MATERIALES SÓLIDOS

Cuando un cuerpo es muy delgado, como un alambre, la dilatación se aprecia como una variación en su longitud. El cambio que se produce en el ancho y el alto del cuerpo es muy pequeño, por eso decimos que es "despreciable", comparado con el cambio en el largo, y entonces se lo considera nulo. En estos casos se habla de **dilatación lineal**.

El **coeficiente de dilatación lineal** representa la variación de longitud que experimenta 1 m del material sólido al variar la temperatura en 1 °C, y es diferente en cada material.

Cuando aumenta la temperatura de una lámina delgada, solo se considera una **dilatación superficial**, ya que esta es mucho mayor que la del espesor, que se puede despreciar. El **coeficiente de dilatación superficial** representa la variación de la superficie que experimenta 1 m² del material sólido al variar la temperatura en 1 °C.

La **dilatación volumétrica** es el cambio en el volumen de un sólido al variar su temperatura. Es un cambio en sus tres dimensiones. El **coeficiente de dilatación volumétrica** representa la variación de volumen que experimenta 1 m³ del material sólido al variar la temperatura en 1 °C.

El gas encerrado en un globo aerostático se dilata, ya que su temperatura es mayor que la del aire exterior. Así disminuye su densidad y el globo asciende para navegar por la atmósfera.

LA ANOMALÍA DEL AGUA

El agua es una sustancia que tiene un comportamiento particular al congelarse: cuando su temperatura disminuye entre los 4 °C y los 0 °C, se dilata en vez de contraerse, por lo que aumenta su volumen. Esta anomalía provoca que el hielo flote en el agua líquida, ya que el agua sólida está más dilatada y, entonces, es menos densa que el agua líquida.



Entre dos rieles consecutivos de ferrocarril se deja una separación para evitar que la dilatación del metal provoque la deformación de las vías.

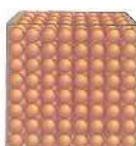


El agua del mar, al congelarse, se dilata, así el hielo flota en su superficie. Debajo del hielo hay agua líquida, lo que permite la vida marina.

CAMBIOS DE ESTADO DE AGREGACIÓN



Si le entregamos calor o lo exponemos a temperatura ambiente, el hielo se funde.



En estado sólido, las partículas se encuentran ordenadas, muy próximas unas a otras y fuertemente unidas por fuerzas de atracción.



Las partículas de un cuerpo en estado líquido se encuentran más separadas que en estado sólido y las fuerzas que las unen son más débiles.



En estado gaseoso, las partículas se encuentran muy separadas entre sí y las fuerzas con las que interactúan son muy pequeñas.



La ropa lavada tendida al sol se seca por evaporación del agua.



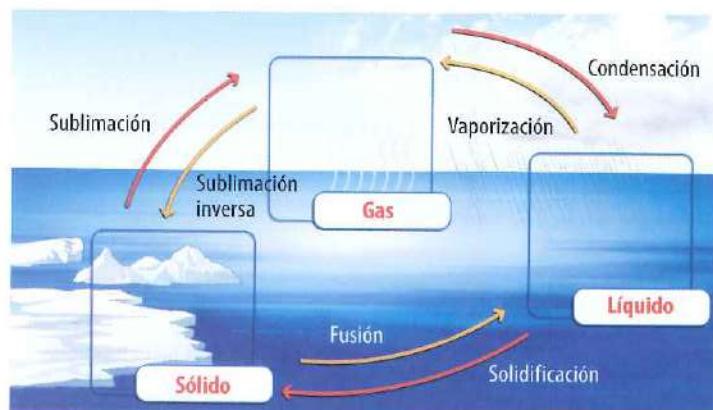
El hielo seco a temperatura ambiente pasa del estado sólido al estado gaseoso.

Los cuerpos cambian de estado de agregación si la energía cinética de sus partículas aumenta o disminuye, ya sea por la variación de la temperatura, la presión o ambas. Ocurre en ambas direcciones, es decir que los cambios de estado son **reversibles**. Si la energía cinética aumenta, los cambios de estado se denominan **progresivos**. Estos son:

- **Fusión.** Es el cambio de sólido a líquido, como cuando se derrite la manteca.
- **Vaporización.** Es el pasaje del estado líquido al gaseoso. Puede darse por **ebullición** o por **evaporación**. En la ebullición, las partículas se desprenden por el aumento de la temperatura, como sucede al hervir agua. En la evaporación, las partículas son "arrastradas" de la superficie y pasan al aire, como sucede al tender la ropa.
- **Sublimación.** Así se denomina al cambio del estado sólido al gaseoso, sin pasar por el estado líquido, como ocurre al exponer hielo seco a temperatura ambiente.

Si la energía cinética disminuye, los cambios de estado se denominan **regresivos**. Estos cambios de estado son:

- **Solidificación.** Es el proceso inverso a la fusión, es decir de líquido a sólido, como cuando la lava, producto de las erupciones volcánicas, se solidifica al enfriarse.
- **Condensación.** Es el pasaje del estado gaseoso al líquido, como cuando el vapor de agua se condensa en el espejo del baño después de darnos una ducha caliente.
- **Sublimación inversa.** Es el paso de gaseoso a sólido, sin pasar por el estado líquido, como cuando el vapor de yodo entra en contacto con una superficie fría.

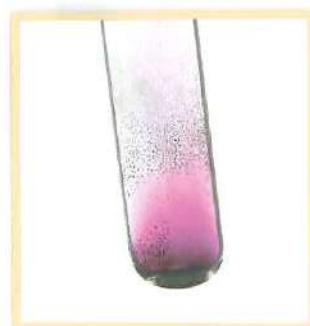


Esquema de los cambios de estado de agregación de la materia.

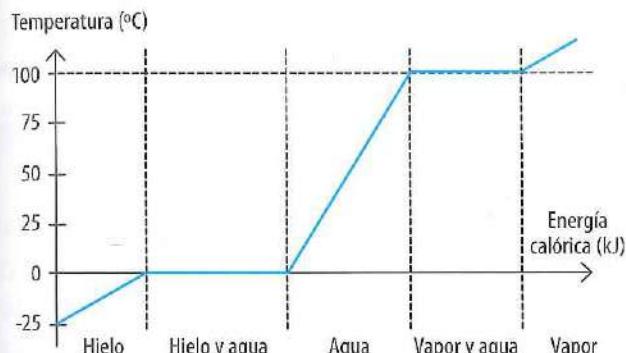
CALOR LATENTE

Al entregarle calor a un trozo de hielo, sus partículas comenzarán a vibrar cada vez más a medida que la temperatura aumenta. Llegará un momento en que la distancia entre las partículas será tan grande que se reducirán las fuerzas de atracción que las mantenían unidas y comenzarán a moverse, deslizándose unas sobre otras. Así, el hielo se fundirá, convirtiéndose en agua líquida. Durante este proceso, la temperatura se mantiene constante y no aumenta hasta que todo el hielo haya pasado al estado líquido. La temperatura a la cual se produce el cambio de estado de sólido a líquido se denomina **punto de fusión**. Para el caso del agua, su valor es de 0 °C.

Si continuamos calentando el agua líquida hasta que hierva, sus partículas se distanciarán cada vez más y comenzarán a moverse al azar. En ese momento, el agua entra en ebullición. Mientras dure este proceso, la temperatura se mantendrá constante. La temperatura a la cual se produce el cambio del estado líquido al estado gaseoso se denomina **punto de ebullición**. Para el agua este valor es de 100 °C.



La sublimación inversa del yodo se produce cuando el vapor de yodo entra en contacto con una superficie fría.



La entrega de energía al sistema es constante. Primero, aumenta la temperatura del hielo hasta los 0 °C; y se mantiene hasta que se fusiona todo el hielo. Luego, aumenta hasta los 100 °C y, al comenzar la evaporación, se mantiene hasta que toda el agua pasó al estado gaseoso. Luego, la temperatura se eleva más aún.

Los cambios de estado dependen del concepto de **calor latente** (L), que es la cantidad de calor necesaria para cambiar el estado de agregación de 1 g de sustancia, es decir:

$$L = \frac{Q}{m}$$

En esta expresión, Q es el calor entregado y m es la masa de la sustancia.

Si se trata del paso de sólido a líquido se llama **calor de fusión** (L_f), y si es de líquido a gaseoso, **calor de vaporización** (L_v).



Cuando se enfria, la lava volcánica se solidifica.



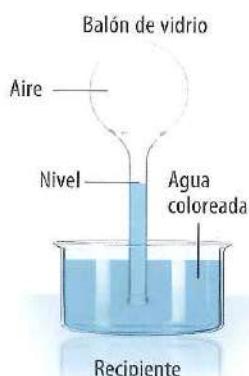
Las superficies frías se empañan cuando el vapor de agua se condensa sobre ellas.

ACTIVIDADES

1. ¿Qué fenómeno explica el secado de la ropa después de haber sido lavada?



Termómetro clínico digital.



Termoscopio de Galileo.



Termómetro bimetalíco.

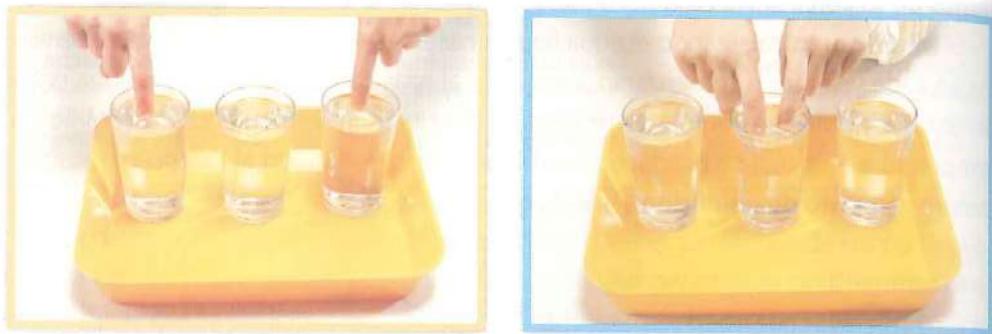
ACTIVIDADES

1. ¿Qué propiedad de la materia se usa para construir los termómetros?

LA MEDICIÓN DE LA TEMPERATURA

Los sentidos no son fiables para medir temperaturas, pues "recuerdan" la temperatura anterior y "falsean" la percepción de la nueva temperatura. Por ejemplo, al sumergir el dedo índice de una mano en agua caliente y el de la otra en agua fría, y después colocar ambos en agua tibia, el agua se siente más fría en el primer dedo.

Debido a esto, a lo largo de la historia el ser humano ha ideado instrumentos para medir la temperatura con exactitud, entre ellos el termoscopio y el termómetro.



Experimento para comprobar la poca fiabilidad de los sentidos al medir la temperatura de una sustancia.

EL TERMOSCOPIO

En 1603, el físico italiano Galileo Galilei (1564-1642) creó el primer **termoscopio**, un antecesor del termómetro compuesto por un tubo de vidrio que en un extremo tenía una esfera cerrada. El otro extremo se sumergía en agua coloreada y, cuando la temperatura ambiente subía, el aire del tubo se dilataba y empujaba el agua hacia abajo, y si la temperatura bajaba, el aire se contraía y el agua ascendía. Grabando una escala se podían medir las variaciones termométricas. Pero el termoscopio tenía dos problemas: la presión ambiental alteraba las mediciones, ya que influía en el ascenso o descenso del fluido en el tubo, y la escala dependía del diámetro del tubo, por lo cual no se podía replicar el instrumento.

EL TERMÓMETRO

El termómetro es un instrumento que mide la temperatura de equilibrio térmico de los cuerpos. Se basa en la **dilatación térmica** y la **contracción térmica** de los materiales. Existen muchos termómetros diferentes con distintas aplicaciones. Algunos de ellos son:

- **Termómetro de líquido.** Puede ser de mercurio o de alcohol coloreado. Algunos son: el termómetro clínico, el termómetro de laboratorio y el termómetro ambiental.
- **Termómetro bimetalíco.** Usa la diferencia de dilatación de dos láminas de distintos metales, unidas rígidamente y enrolladas. Al variar la temperatura, uno de los metales se curva más que el otro, haciendo mover una aguja que marca la temperatura en una escala graduada. Algunas cocinas poseen estos termómetros en la puerta del horno.
- **Termómetro electrónico o digital.** Tiene un circuito electrónico que cambia su resistencia eléctrica al variar la temperatura, lo que produce un cambio en la corriente, que se registra y mide indicando la temperatura. Se usa en el hogar, la medicina y la industria.

LOS TERMÓMETROS DE LÍQUIDO

El uso de líquidos que se expanden o contraen de diferente manera permitió fabricar termómetros que no dependen de la presión atmosférica. El defecto que tienen es que cada sustancia posee un rango de trabajo distinto, entonces son necesarios diferentes tipos de materiales para medir diferentes rangos de temperatura. Por ejemplo, para medir bajas temperaturas en los frigoríficos se utilizan termómetros de alcohol, que no pueden utilizarse en temperaturas más elevadas porque se dañan y pueden estallar.

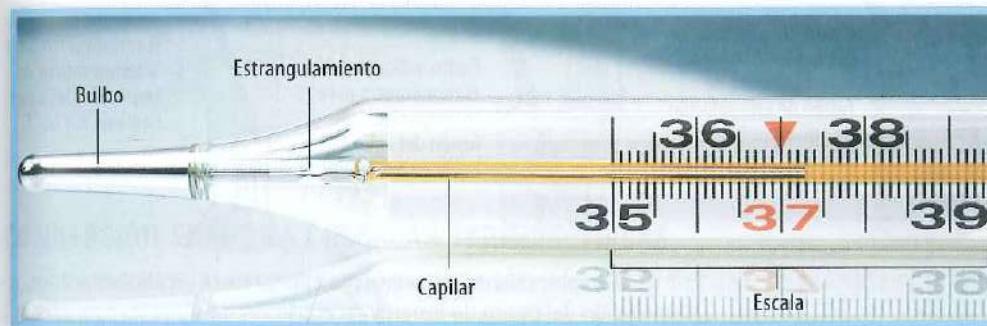
En este tipo de termómetros, el líquido, ya sea con mercurio o alcohol coloreado, está en un depósito, denominado *bulbo*, que se encuentra conectado a un tubo capilar sellado y graduado. Cuando el bulbo se pone en contacto con un cuerpo caliente, aumenta la temperatura del líquido, se dilata y asciende por el capilar hasta que se detiene en un punto, el cual indica la temperatura medida.

Cuando una persona que tiene fiebre se toma la temperatura con un termómetro de mercurio, la energía térmica fluye desde el cuerpo de mayor temperatura, que es la persona afiebrada, hacia el cuerpo de menor temperatura: el líquido dentro del bulbo. En este proceso de transmisión de energía, las partículas que componen el mercurio comienzan a moverse a mayor velocidad provocando que el mercurio se dilate y ascienda por el capilar.



Termómetro clínico.

[¿Por qué no es recomendable el uso de termómetros de mercurio para tomar la temperatura corporal?](#)



[Los termómetros líquidos no dependen de la presión atmosférica. ¿Por qué sucede esto?](#)



Termómetro de laboratorio.

Los termómetros de líquido más usados son:

- **Termómetro clínico.** Sirve para medir la temperatura corporal. Está diseñado para mantener un valor fijo de temperatura en cada medición. Esto se logra mediante una pequeña estrangulación por encima del bulbo que impide que la columna de mercurio baje una vez que subió. Por eso, antes de hacer una nueva medición, es necesario sacudirlo para que la columna de mercurio baje. La escala graduada comienza en 35 °C y llega hasta 42 °C. Actualmente, estos termómetros están siendo reemplazados por los digitales para evitar los efectos nocivos del mercurio.
- **Termómetro de laboratorio.** Se usa para medir la temperatura en el trabajo de laboratorio. Tienen alcohol o mercurio. En general, la escala de estos termómetros comienza en -10 °C y llega a 200 °C. La columna de líquido se desplaza libremente ya que no posee estrangulamiento, a diferencia del termómetro clínico. Por esto, si la temperatura disminuye, el líquido se contraerá, lo que disminuirá la altura de la columna.
- **Termómetro ambiental.** Mide la temperatura del ambiente y suele contener alcohol con un colorante rojo. Tampoco posee un estrangulamiento y su escala comienza en -30 °C o -40 °C y llega hasta 50 °C.

ESCALAS DE TEMPERATURA



Daniel G. Fahrenheit.

Hemos visto que los termómetros tienen una escala graduada con un punto inferior y uno superior. Estas escalas son **relativas**, ya que ambos puntos son arbitrarios y solo están relacionados con características de los materiales que se usaron en su confección. En general, estos puntos corresponden a la temperatura en la que se produce un cambio de estado, ya que, mientras esto sucede, la temperatura permanece constante.

ESCALA DE FAHRENHEIT

En 1724, el físico polaco Daniel Gabriel Fahrenheit (1686-1736) diseñó una escala de temperatura estableciendo dos puntos fijos. Para el punto inferior, asignó el valor de 0 °F a la temperatura de fusión de una solución de una sal de amonio en agua. Para el punto superior tomó la temperatura promedio del cuerpo humano, y le dio el valor de 100 °F. Al dividir en 100 partes iguales la diferencia de temperatura entre esos dos puntos, se obtiene el **grado Fahrenheit (°F)**, que es la unidad de esta escala. Midiendo se obtiene que la fusión del agua ocurre a los 32 °F y su ebullición, a los 212 °F.



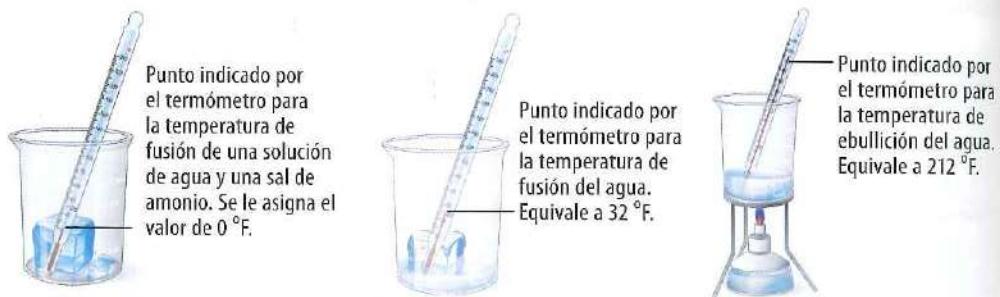
Anders Celsius.

ESCALA DE CELSIUS

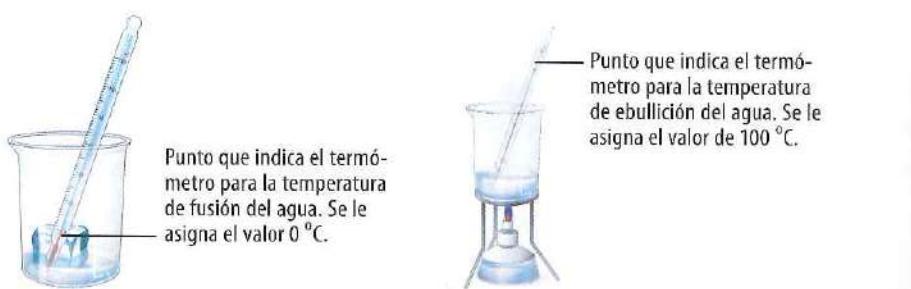
La **escala de Celsius o escala centígrada** fue diseñada por el científico sueco Anders Celsius (1701-1744) en 1742, quien decidió crear una escala que permitiera comparar la temperatura de los cuerpos con aquellas relacionadas con las propiedades físicas del agua. Para ello asignó el valor de 0 °C al punto de fusión del agua, y el valor de 100 °C a su punto de ebullición. Con estos dos puntos fijos, y dividiendo la diferencia de temperatura entre ellos en 100 partes iguales, obtuvo el **grado Celsius (°C) o grado centígrado**.

ACTIVIDADES

1. ¿A qué temperatura el valor indicado por la escala de Fahrenheit y de Celsius es igual?



Establecimiento del punto fijo inferior de la escala Fahrenheit, y medición del punto de fusión y de ebullición del agua en esta escala.

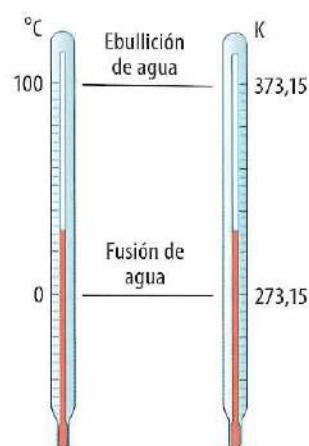


Establecimiento de los puntos fijos inferior y superior de la escala de Celsius, como el punto de fusión y de ebullición del agua, respectivamente.

ESCALA DE KELVIN

En 1848, basándose en la teoría cinética de la materia y tomando como referencia la escala creada por Celsius, el científico escocés William Thomson (1824-1907), también llamado *lord Kelvin*, creó una escala cuya unidad se denominó en un principio **grado Kelvin** y luego **kelvin (K)**. Para hacerlo relacionó la temperatura con la velocidad promedio a la que se mueven las partículas que componen un cuerpo. Por lo tanto, existiría una temperatura mínima que corresponde a la situación en la que las partículas de un cuerpo se encuentran totalmente quietas. A esta temperatura mínima la llamó **cero absoluto**, y le dio el valor 0 K, la cual corresponde a -273,15 °C. Según esta escala, cuya unidad tiene el mismo valor que la unidad de la escala Celsius, el punto de fusión del agua corresponde a 273,15 K, mientras que su punto de ebullición es igual a 373,15 K.

Actualmente, la escala Kelvin es muy usada en el ámbito científico e industrial cuando se trabaja con temperaturas extremadamente bajas, como, por ejemplo, al utilizar gases licuados y conductores eléctricos de alta energía.



Equivalencia entre la escala de Celsius y la escala Kelvin.



Medición del punto de fusión y de ebullición del agua en la escala Kelvin.

CONVERSIÓN ENTRE LAS ESCALAS TERMOMÉTRICAS

Si bien todas las escalas termométricas son diferentes, siempre se puede encontrar una equivalencia entre sus valores. Por ejemplo, si se mide la temperatura de una sartén con aceite hirviendo con tres termómetros diferentes, cada uno graduado en una escala distinta, todos indicarán números distintos. Se referirán a la temperatura del mismo objeto, pero con valores numéricos diferentes. Para obtener la relación entre dos escalas de temperatura, se deben comparar dos puntos fijos de ellas.

En el caso de las escalas de Celsius y de Fahrenheit, se sabe que el punto de fusión del agua está indicado por los 0 °C y por los 32 °F, mientras que el de ebullición es 100 °C y 212 °F. Así se obtiene una relación entre ambas escalas:

$$T_F = \frac{9}{5} \cdot T_C + 32$$

O también puede ser expresada de forma inversa:

$$T_C = \frac{5}{9} \cdot (T_F - 32)$$

Estas fórmulas permiten convertir de una escala térmica a otra.

Con respecto a las escalas Celsius y Kelvin, la relación que se establece es:

$$T_K = T_C + 273,15$$

$$T_C = T_K - 273,15$$

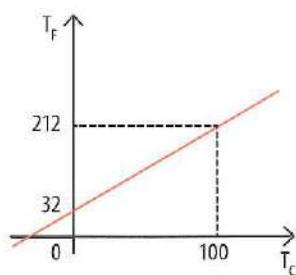


Gráfico que relaciona la escala de Fahrenheit y la escala de Celsius.

MECANISMOS DE INTERCAMBIO DE CALOR



El calor es energía térmica en tránsito, pero ¿de qué manera puede transferirse de un cuerpo a otro? Existen tres formas: la conducción, la convección y la radiación.

INTERCAMBIO DE CALOR POR CONDUCCIÓN

Si se calienta una varilla de metal por un extremo, el calor se transmitirá por conducción al extremo más frío.



Trabajo práctico 6,
páginas 198 y 199.

El intercambio de calor por **conducción** se produce entre dos cuerpos en contacto y a diferente temperatura, o entre dos partes de un mismo cuerpo, una a mayor temperatura que la otra. La transferencia de calor se produce de la parte más caliente a la más fría y depende de la **conductividad térmica** del material, que es su capacidad de transferir el movimiento cinético de sus partículas a otras adyacentes o a las de otro cuerpo en contacto con él. La conductividad térmica suele ser alta en los metales, que son buenos **conductores térmicos**, y baja en los gases y en algunos sólidos, como la madera, el corcho y el telgopor, que son buenos **aislantes térmicos**. En general, los sólidos son mejores conductores que los líquidos, y estos son mejores que los gases.



Una sartén puede ser de acero, que es buen conductor, y su mango de plástico, buen aislante.

Aislantes térmicos construidos con plástico y utilizados en la construcción.



¿Qué pasa si se cubre una bolsa con hielo con una manta y se deja otra bolsa igual afuera?

INTERCAMBIO DE CALOR POR CONVECCIÓN

La **convección** es una forma de transferencia de calor que se da principalmente en los fluidos, es decir, en los líquidos y en los gases. A diferencia de la conducción, implica **transporte de materia**. Pensémoslo con un ejemplo. Si calentamos agua en una olla, el agua que está en el fondo, más cerca del fuego, se calienta primero, se dilata y disminuye su densidad, y asciende hasta la parte más alta de la olla. Al hacer esto, desplaza el agua fría que está más arriba, que desciende al fondo para calentarse nuevamente y repetir el ciclo. Esto forma las llamadas **corrientes de convección**, que se producen naturalmente y provocan una circulación de fluidos calientes y fríos, movimiento que permite equilibrar la temperatura general del fluido. A diferencia de los sólidos, la convección es el principal proceso mediante el cual la temperatura de los fluidos se regula en toda su extensión.

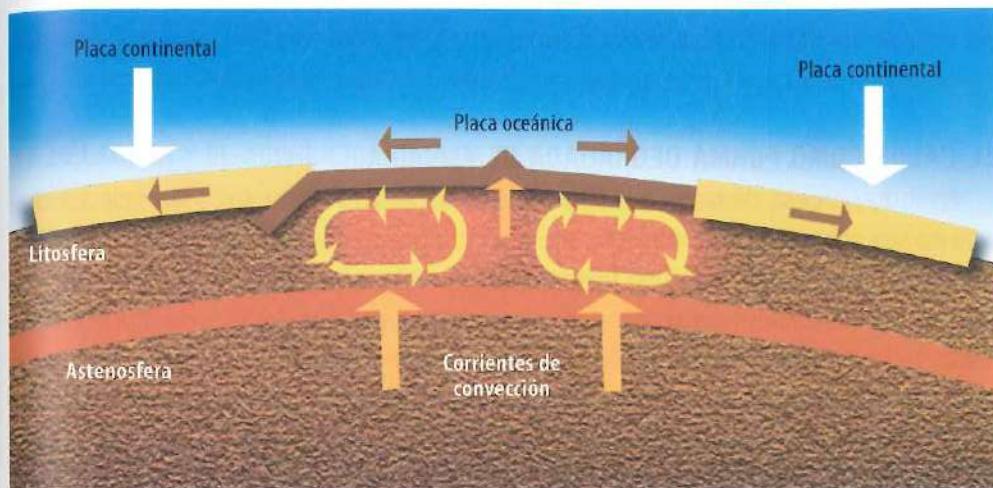
El intercambio de calor por convección también puede ser forzado. Por ejemplo, si se provoca una corriente de aire frío para evacuar el calor de un objeto. Es el caso de los ventiladores que están delante del radiador de un automóvil: comienzan a funcionar automáticamente cuando la temperatura del motor alcanza un máximo, enviando una corriente de aire frío para quitar el calor producido por el funcionamiento del motor.



En el agua de la olla se dan corrientes de convección de las zonas de mayor temperatura a las de menor temperatura.

LA CONVECCIÓN EN LA TIERRA

Dentro de la astenosfera, una de las capas de la Tierra, se generan corrientes de convección que provocan el desplazamiento de las placas tectónicas que, a su vez, causa los movimientos sísmicos. Al calentarse la porción inferior del fluido, este se dilata, cambia de densidad y asciende. Al alcanzar la superficie, se enfriá, desciende y se vuelve a calentar, lo que establece un movimiento circular.



Los movimientos sísmicos pueden ocasionar terremotos y causar estragos en la superficie del planeta.

INTERCAMBIO DE CALOR POR RADIACIÓN

La **radiación** es una de las formas más comunes de transferencia de calor. Tiene un rol importante en la pérdida de calor de nuestro cuerpo, y es la forma en que el Sol calienta la Tierra. Cuando un cuerpo está a una temperatura mayor que la del ambiente en el cual se encuentra, emite **ondas electromagnéticas**. Estas ondas pueden ser de tipo **ultravioleta**, si su longitud es menor que la de la luz visible, o **infrarrojas**, si su longitud es mayor. Esta transferencia ocurre en ausencia de un medio material.

La radiación es la propagación de energía por medio de ondas electromagnéticas que pueden impactar un cuerpo más frío, con lo que aumentan su temperatura. La eficiencia del proceso de radiación depende de las características de los cuerpos involucrados. Por ejemplo, los cuerpos de color negro emiten y absorben la radiación de forma más eficiente que los blancos, por eso, cuando usamos ropa negra, la sensación térmica del calor es mayor que cuando usamos ropa clara.

LA RADIACIÓN EN LA TIERRA

Si los cuerpos emiten y absorben calor por radiación, ¿sucederá lo mismo con la Tierra? Nuestro planeta se encuentra más caliente que el espacio que la rodea. ¿Esto significa que la Tierra emitirá calor hasta llegar a estar tan fría como el espacio? No, esto no es así. Además de irradiar calor, la Tierra recibe radiación del Sol. Por lo tanto, el calor irradiado y el recibido permiten que la temperatura se mantenga dentro de un rango sustentable para la vida. Esto es posible porque en la atmósfera suceden procesos químicos que regulan la temperatura planetaria y dificultan la salida de la radiación total incidente.



La exposición prolongada de la piel a la radiación ultravioleta del Sol puede provocarle daños.



Una lámpara transforma la energía eléctrica en energía luminosa.

CONSERVACIÓN Y DEGRADACIÓN DE LA ENERGÍA

En 1842, el médico y físico alemán Julius von Mayer (1814-1878) enunció el **Primer Principio de la Termodinámica** o **Principio de Conservación de la Energía**, que sostiene que la energía no se crea ni se destruye, sino que se transforma. En cualquier sistema aislado, la cantidad de energía es siempre la misma. Por ejemplo, si un objeto desciende por una rampa, la energía potencial que poseía estando en la parte más alta se convierte en energía cinética al descender. Globalmente, la energía se conserva, pero toda transformación de energía implica que una parte de ella se disipa en forma de calor.

EL CALOR COMO FORMA DEGRADADA DE ENERGÍA

En todo proceso de transformación de la energía aparece energía térmica, aunque esta no sea el objetivo final de dicho proceso; se trata de **energía térmica no utilizable**. Cuando la energía pasa de una forma a otra, se **degrada**, pierde calidad, es decir, la posibilidad de transformarse en otros tipos de energía. El calor es una forma degradada de la energía, ya que, si bien cualquier tipo de energía se puede transformar en calor, este no puede transformarse totalmente en otra forma de energía.

MÁQUINAS TÉRMICAS

Las **máquinas térmicas** funcionan transformando el calor, procedente de la combustión de una sustancia, en energía mecánica. Hay dos tipos de máquinas térmicas:

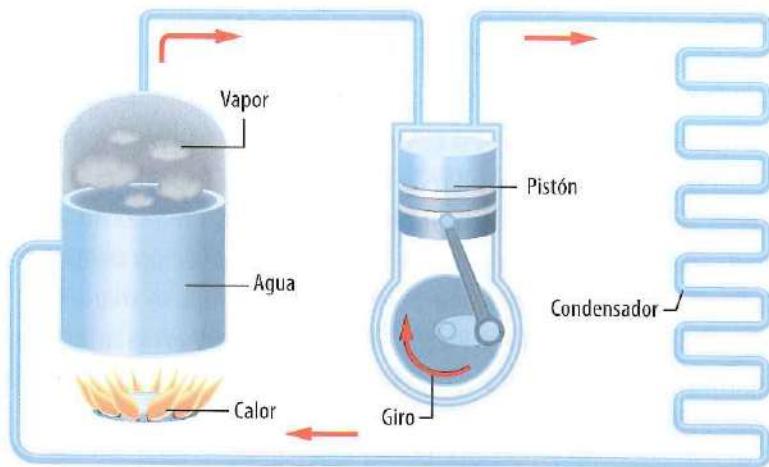
- **De combustión externa.** En este grupo están incluidas las máquinas de vapor. En ellas, el calor de la combustión calienta agua a alta presión y genera vapor que mueve un pistón. Este trabajo se aprovecha para mover la máquina.
- **De combustión interna.** En ellas se utiliza un combustible, como la nafta o el gasoil, cuya "violentísima" combustión mueve directamente los pistones.

En una máquina térmica apenas una parte pequeña del calor se transforma en trabajo, mientras que la mayor parte de él se disipa en el aire o se cede a una fuente fría. El **rendimiento** de una máquina se expresa como un porcentaje y surge de la relación:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{energía útil}}{\text{energía total}}$$

El cuerpo humano transforma la energía química de los alimentos en energía mecánica (movimiento), energía térmica (calor) y energía eléctrica (transmisión de impulsos nerviosos).

Mecanismo de la máquina de vapor.



BOMBAS DE CALOR

Las **bombas de calor** son máquinas que absorben energía desde un lugar de menor temperatura a uno de mayor temperatura. Por lo tanto, su funcionamiento es el inverso al de una máquina térmica. Este dispositivo se llama *bomba* por su similitud con las bombas de agua, que elevan el líquido desde un nivel bajo hasta otro más alto. De forma análoga, la bomba de calor invierte el sentido natural de propagación calorífica de la energía en la naturaleza. Por ello, es necesario aportar un trabajo exterior para transferir energía desde un foco frío hacia otro caliente. En la mayoría de las bombas de calor, el que realiza este trabajo es un motor eléctrico.

LA HELADERA Y EL ACONDICIONADOR DE AIRE

La heladera y el acondicionador de aire son bombas de calor de uso cotidiano.

La heladera absorbe energía de su interior, donde están los alimentos, y la cede al medio, que está a mayor temperatura. Por la bomba de calor circula un fluido, el *refrigerante*, que, en estado líquido y a baja temperatura, se evapora a baja presión en el evaporador, una serpentina formada por varios tubos situada dentro de la heladera. Esta evaporación absorbe energía del interior, por lo que se produce su enfriamiento. El vapor refrigerante pasa al compresor, donde aumenta su temperatura y presión. Para ello, es necesario realizar un trabajo y consumir energía externa, que la proporciona un motor eléctrico, que mantiene en funcionamiento el compresor. A continuación, el vapor a alta presión se condensa en el condensador, que está ubicado en el exterior, detrás de la heladera, y así cede energía al entorno. Después se reduce su presión mediante una válvula. Finalmente, el refrigerante frío y en estado líquido pasa al evaporador para reanudar el ciclo.

Los acondicionadores de aire funcionan de forma similar, solo que el evaporador se encuentra en el interior de la vivienda y el condensador en el exterior.

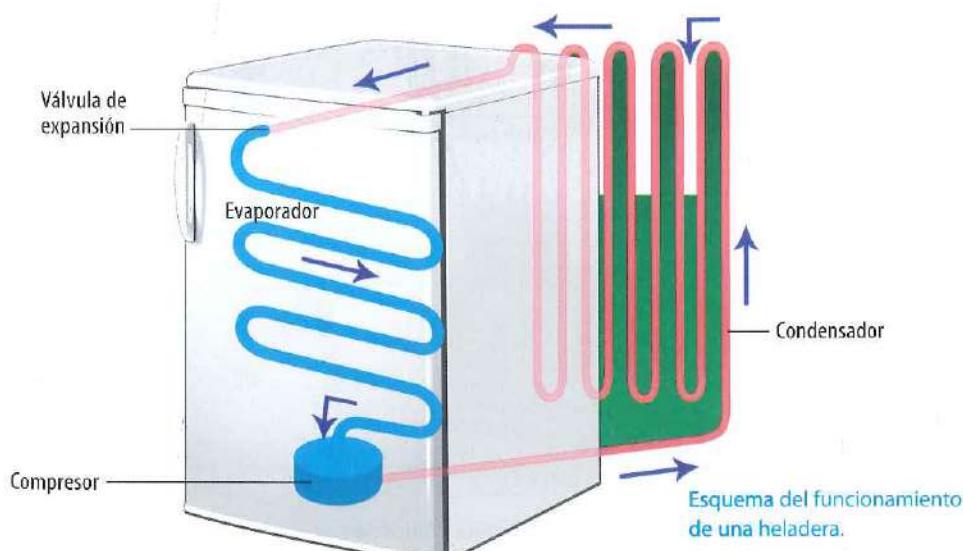
Algunas bombas de calor tienen una válvula que permite invertir el sentido de circulación del refrigerante, para que puedan funcionar como refrigeradores en verano, transfiriendo energía térmica del interior al exterior de la vivienda, y como calefactores en invierno, transfiriendo energía del exterior al interior de la vivienda.



Las heladeras modernas contienen compartimentos para refrigerar y congelar los alimentos.



El acondicionador de aire tiene como función aumentar o disminuir la temperatura de una habitación cerrada.



Para saber más sobre el funcionamiento de una heladera
entren a: esm.com.ar/funcionamiento_heladera

CENTRALES ENERGÉTICAS

El funcionamiento de las centrales productoras de energía eléctrica se basa en la transformación de algún tipo de energía (solar, nuclear, térmica) en energía eléctrica para suministrarla a través de extensas redes de transporte. Existen distintos tipos de centrales energéticas: termoeléctricas, termonucleares, termosolares y geotérmicas.

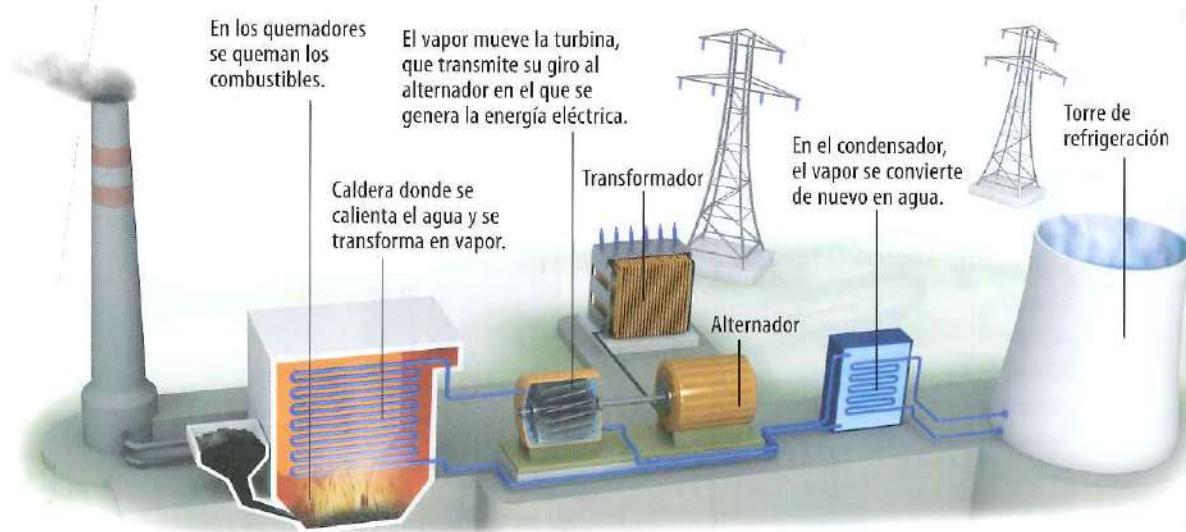


Central térmica
Costanera, en la ciudad
de Buenos Aires.

CENTRALES TERMOELÉCTRICAS

Las **centrales termoeléctricas** generan energía eléctrica a partir del calor producido por la combustión de petróleo, gas natural o carbón. Respecto de otras formas de generación, las centrales térmicas tienen el inconveniente de liberar grandes cantidades de dióxido de carbono, que contaminan el ambiente. La ventaja de las centrales térmicas es que su construcción demanda menos inversión que las otras y que generan grandes cantidades de energía eléctrica. Existen distintos tipos de centrales térmicas: de carbón, de petróleo o de gas, pero, básicamente, su funcionamiento es similar. En una central termoeléctrica, la electricidad se genera de la siguiente manera:

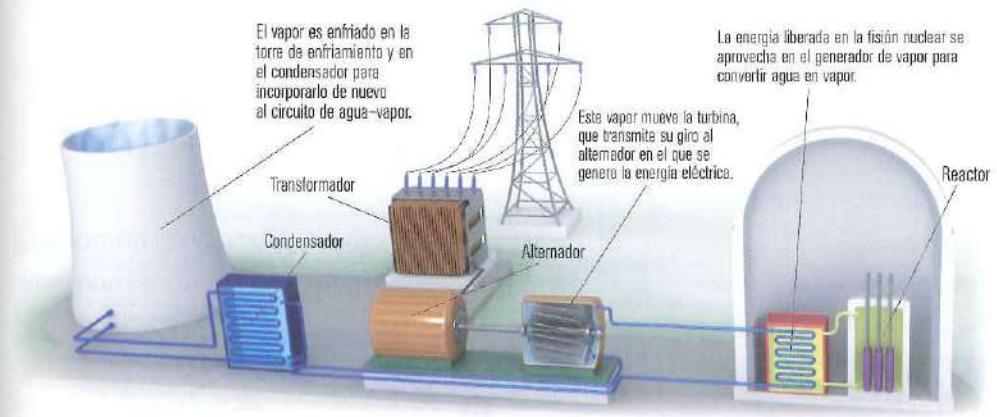
1. El combustible (carbón, petróleo o gas) llega a la caldera, donde es quemado.
2. El calor generado se usa para calentar el agua y transformarla en vapor.
3. Como el vapor húmedo es poco energético, se lo convierte en vapor seco sometiéndolo a altas temperaturas y presiones.
4. El vapor es conducido hacia unas turbinas que hace girar velozmente y así convierte el calor en energía mecánica.
5. Un generador transforma la energía de las turbinas en energía eléctrica.
6. Gracias a un sistema de refrigeración, el vapor de agua vuelve a convertirse en agua líquida para reanudar el ciclo.
7. Un transformador adapta la energía eléctrica, elevándola de los 20.000 voltios de tensión originales a unos 400.000 voltios para que pueda ser distribuida a través de una red a los lugares de consumo.



Estructura y funcionamiento de una central termoeléctrica tipo.

CENTRALES TERMONUCLEARES

Las centrales termonucleares generan calor por fisión nuclear en el reactor y producen vapor de agua que mueve las turbinas. Son centrales económicas, pero sus residuos son peligrosos y contaminantes. En nuestro país existen tres centrales termonucleares: Atucha I y Atucha II, en la provincia de Buenos Aires, y Embalse, en la provincia de Córdoba.



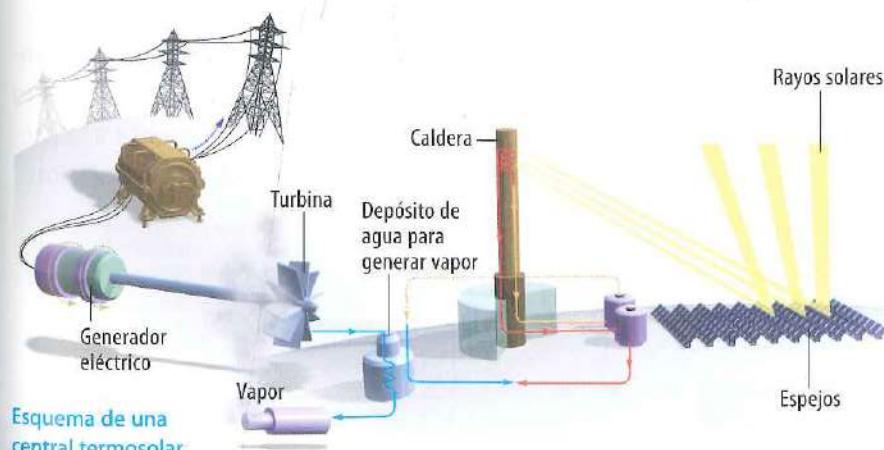
Estructura y funcionamiento de una central termonuclear tipo.



Turbina de la central termonuclear Atucha II.

CENTRALES TERMOSOLARES

En las centrales termosolares se aprovecha el calor del sol para generar electricidad. Su funcionamiento se basa en la captación y concentración de la radiación solar, mediante numerosos espejos y con una caldera con agua para así calentarla y poder generar vapor para que mueva una turbina. Aunque actualmente es muy costoso instalarla, se considera que será una importante fuente de energía en el futuro.



Esquema de una central termosolar.



Central geotérmica en Islandia.

CENTRALES GEOTÉRMICAS

En las centrales geotérmicas se aprovecha la energía térmica del interior de la Tierra. Es posible utilizar el vapor de agua generado en forma natural si se dan temperaturas elevadas a poca profundidad. La energía geotérmica es una energía limpia que produce muy pocos residuos, pero su aprovechamiento está restringido a muy pocas zonas del planeta.

1. Definan con sus palabras los siguientes conceptos.

- Calor.
- Energía interna.
- Temperatura.
- Equilibrio térmico.
- Calor específico.
- Convección.
- Bomba de calor.

2. Respondan las siguientes preguntas.

- ¿Qué explicación da la teoría cinética como causa de la temperatura de los cuerpos?
- Si aumenta la temperatura de un gas, ¿qué sucede con la velocidad media de sus partículas?
- ¿Qué tiene mayor energía interna: 100 g de agua a 20 °C o 600 g de agua a 20 °C?
- ¿Qué tiene mayor energía interna: 100 g de agua a 100 °C o 100 g de agua a 70 °C?
- Si una caloría es la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua, ¿cuántas calorías se necesitan para elevar la temperatura de 1 g de agua en 20 °C?
- ¿Cuántas calorías se necesitan para elevar la temperatura de 10 g de agua en 2 °C?
- ¿Cómo explicarían la necesidad de un espacio entre las uniones de los rieles del ferrocarril?
- Si un cuerpo A con una temperatura de 60 °C se pone en contacto con otro cuerpo B a 40 °C, ¿cuál de los dos cuerpos cede calor y cuál lo recibe? Explíquenlo.

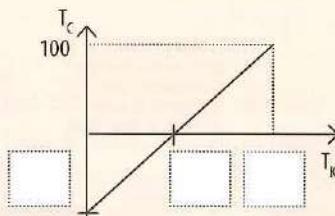
3. Resuelvan las siguientes consignas.

- Completen la siguiente tabla.

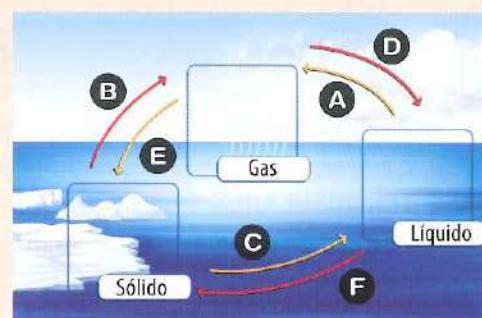
Kelvin (K)	Celsius (°C)	Fahrenheit (°F)
	100	
		40
0		
	-30	
100		
	-200	

- ¿Qué valor de la escala de Fahrenheit corresponde al cero absoluto?

- El gráfico muestra la relación entre la escala de Celsius y la escala de Kelvin. Completen los recuadros con el valor correspondiente.

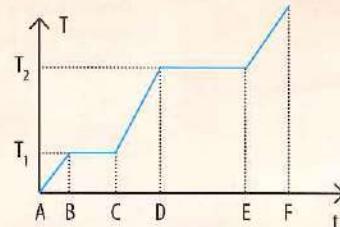


- En el siguiente esquema, escriban el nombre del cambio de estado correspondiente a cada letra.



- Indiquen cuáles son cambios de estados progresivos y cuáles son regresivos.

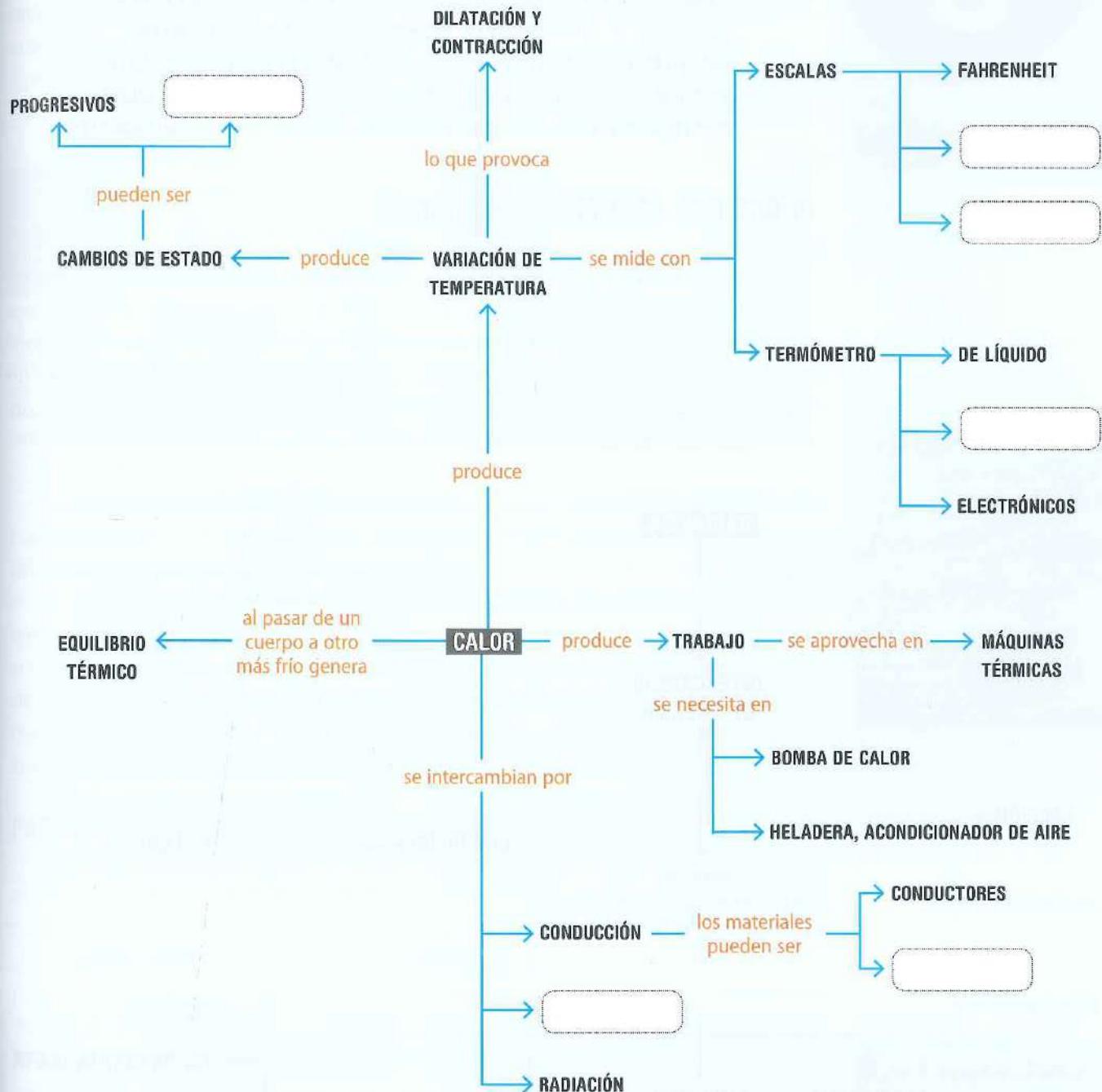
- Observen el siguiente gráfico que muestra la temperatura de una sustancia que se calienta respecto al tiempo. Marquen la respuesta correcta a la pregunta: ¿entre qué puntos se produce la ebullición?



- Entre A y B.
- Entre B y C.
- Entre C y D.
- Entre D y E.
- Entre E y F.

- ¿Cuánto calor se necesita para vaporizar 100 g de agua que está a 100 °C?

1. Completen los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



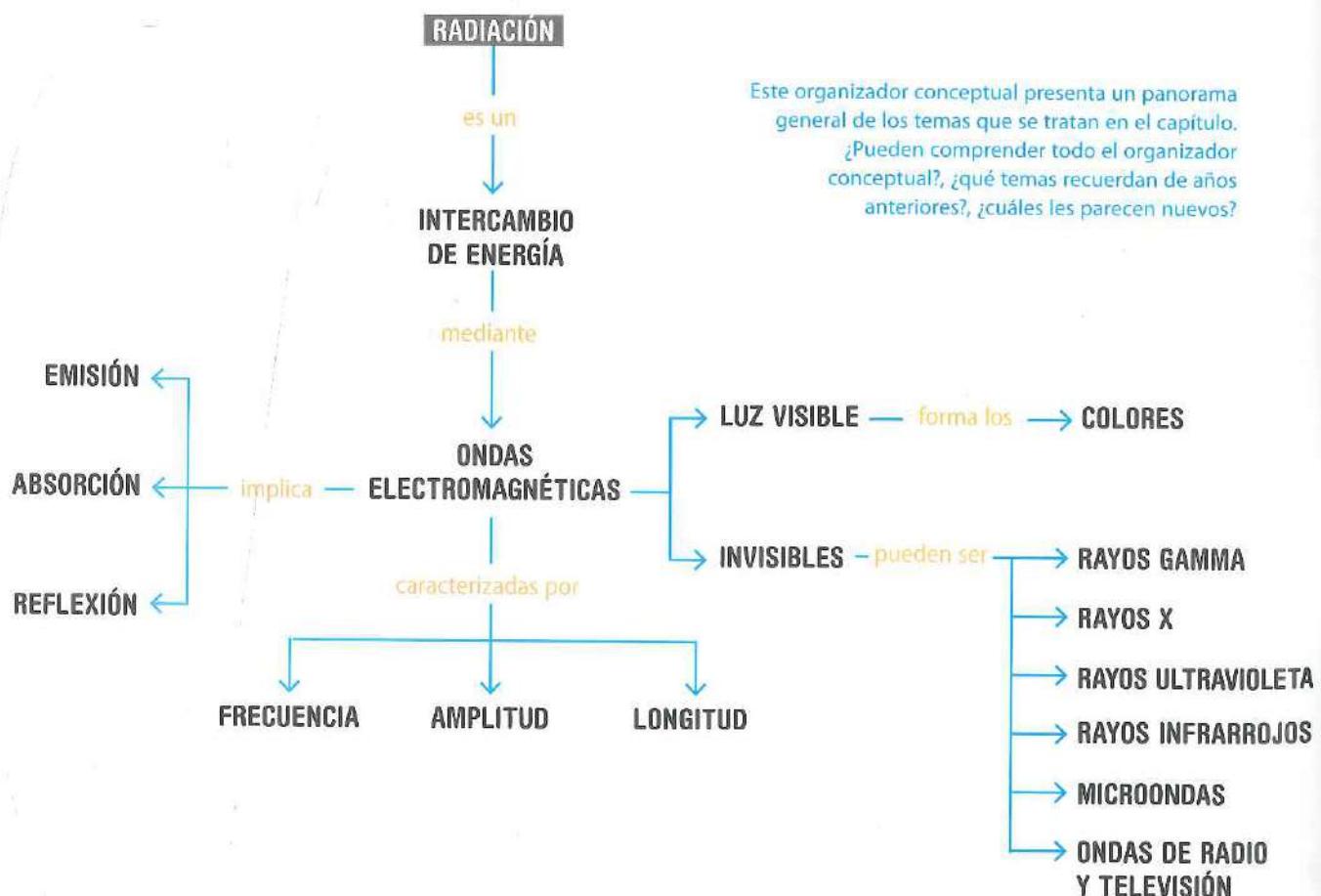
2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

INTERCAMBIOS DE ENERGÍA POR RADIACIÓN

LA FUENTE DE RADIACIÓN MÁS IMPORTANTE PARA LA TIERRA ES EL SOL, PERO NO ES LA ÚNICA. TODOS LOS CUERPOS ESTÁN COMPUESTOS POR PARTÍCULAS QUE VIBRAN DE ACUERDO CON LA TEMPERATURA DE CADA UNO DE ELLOS. CUANTO MAYOR ES SU TEMPERATURA, MÁS INTENSA ES LA VIBRACIÓN. ESTO HACE QUE PIERDAN ENERGÍA IRRADIÁNDOLA AL ESPACIO EN FORMA DE ONDAS ELECTROMAGNÉTICAS, QUE VARÍAN SEGÚN SU LONGITUD, FRECUENCIA Y AMPLITUD.

ONDAS QUE TRANSPORTAN ENERGÍA

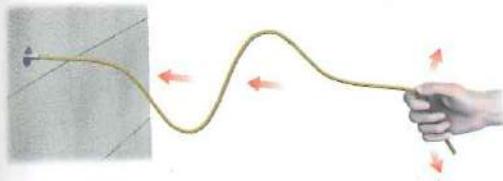
Como vimos en el capítulo anterior, el intercambio de calor por conducción o convección ocurre por contacto entre un sistema de mayor temperatura y otro de menor temperatura. Sin embargo, el intercambio de energía por radiación se produce a distancia, mediante ondas electromagnéticas que se propagan tanto en el vacío como en un medio material. Este intercambio implica tres instancias: emisión, absorción y reflexión, y es responsable de fenómenos como el color y el efecto invernadero.



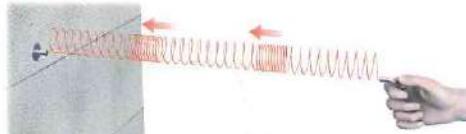
EL MOVIMIENTO ONDULATORIO

Al arrojar una piedra sobre la superficie de un estanque de agua en reposo, se produce una **perturbación** en la zona donde cayó la piedra: las partículas de la superficie del agua se mueven en torno a su posición inicial. Además, esta perturbación va propagándose sucesivamente y las zonas del estanque alejadas del punto de impacto acaban también por experimentar la perturbación.

En las siguientes imágenes también se muestra la propagación de una perturbación, denominada **onda**. A esta propagación se la conoce como **movimiento ondulatorio**.



Si en una cuerda tensa horizontal se hace vibrar verticalmente uno de sus extremos, la altura de ese punto varía periódicamente. La perturbación se propaga y alcanza otros puntos de la cuerda, hasta alcanzar el extremo fijo.



Si se desplaza un trozo de un resorte fijo por sus dos extremos a lo largo de su longitud y luego se lo suelta, ese trozo comienza a oscilar y la oscilación se propaga a otras partes del resorte, que también comienzan a oscilar.

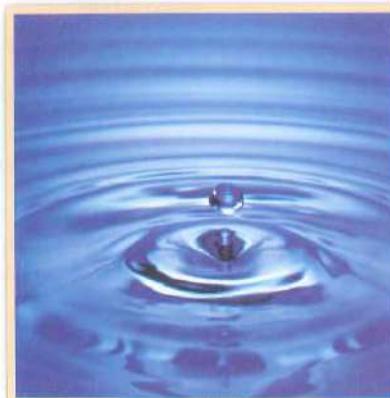
El movimiento ondulatorio transporta energía, pero no las partículas del medio. No transporta materia. En realidad, lo que se propaga es la perturbación de una magnitud física a través del espacio.

La magnitud que experimenta la perturbación puede ser de diferente tipo, por ejemplo, la altura sobre un nivel de equilibrio, como en el caso del estanque de agua o de la cuerda que es sacudida en forma horizontal; la posición respecto de un punto de equilibrio, como en el resorte o en las partículas del aire cuando hablamos; la deformación experimentada por un sólido; la intensidad de un campo electromagnético en la emisión de radiaciones, etcétera.

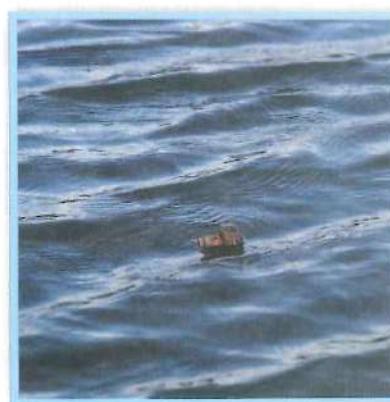
PROPIEDADES DEL MOVIMIENTO ONDULATORIO

Supongamos que un corcho se encuentra flotando en el agua de un estanque y en un punto alejado de él se produce una perturbación. Se podrá observar que el corcho se mueve al ser alcanzado por la onda, pero se mantiene en torno a su posición inicial respecto del borde del estanque; así, el movimiento ondulatorio no transporta materia. Las partículas alcanzadas por la perturbación efectúan un movimiento vibratorio alrededor de su posición de equilibrio. Lo mismo sucede en los casos de la cuerda y el resorte: no se transporta materia, solo se propaga la perturbación del valor de alguna magnitud.

Si bien no transporta materia, el movimiento ondulatorio implica una transmisión de energía. De esta manera, para que el corcho se mueva al ser alcanzado por la onda es necesario comunicarle una energía. La propagación de la perturbación que lo alcanzó supone, entonces, un transporte de energía; es por ello que las partículas alcanzadas sucesivamente por la onda varían su estado de movimiento.



Una perturbación en un material puede generar ondas que se propagan en él.



Para que el corcho se mueva es necesario que las ondas transporten energía.

ACTIVIDADES

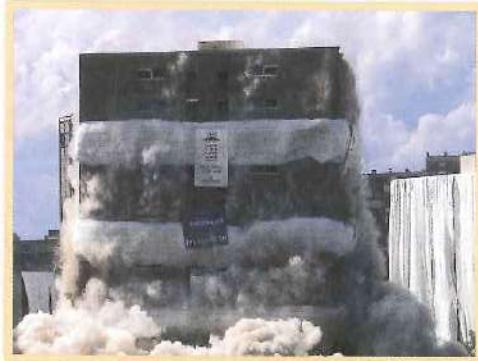
1. ¿Puede haber un movimiento ondulatorio sin transporte de energía? ¿Por qué?

CLASIFICACIÓN DE LAS ONDAS

Podemos clasificar las ondas según distintos criterios, como su naturaleza o su dirección de propagación. Si clasificamos las ondas por su **naturaleza**, distinguiremos:

- **Ondas mecánicas.** Necesitan un medio material que sirva de soporte a la perturbación que se propaga, ya que no pueden propagarse en el vacío, como el sonido y las ondas que se propagan en la superficie del agua o en una explosión controlada.
- **Ondas electromagnéticas.** Pueden propagarse en un medio material o en el vacío. Los rayos X y la luz visible son ejemplos de ondas electromagnéticas.

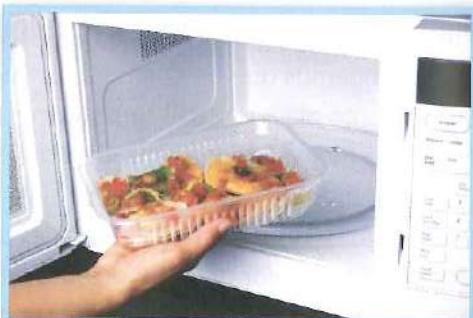
Las ondas que se producen en una explosión controlada son mecánicas. Los rayos X, que se usan en las radiografías, son ondas electromagnéticas.



Si clasificamos las ondas por su **dirección de propagación**, tendremos:

- **Ondas longitudinales.** En ellas, la dirección de propagación coincide con la dirección en que tiene lugar la perturbación, es decir, de la dirección de vibración de las partículas alcanzadas por la onda. Ejemplos de ellas son las ondas sonoras y las que se propagan en un resorte, si se desplaza un trozo de este a lo largo de su longitud.
- **Ondas transversales.** Son ondas en las que la dirección de propagación es perpendicular a la dirección en que tiene lugar la perturbación, es decir, de la dirección de vibración de las partículas alcanzadas por la onda. Las olas del mar, las ondas que se propagan en una cuerda y las ondas electromagnéticas son ondas transversales.

Las ondas sonoras, como las que emite la voz humana, son longitudinales. Las ondas electromagnéticas, como las microondas, son transversales.



Las ondas que se propagan en la superficie del agua se componen de una onda transversal y una onda longitudinal, por lo que las partículas de agua describen una trayectoria circular al ser alcanzadas por el movimiento ondulatorio. Esto puede comprobarse experimentalmente observando el movimiento de un corcho que flota en un estanque de agua cuando se ha producido en él una perturbación.

MAGNITUDES CARACTERÍSTICAS DE LAS ONDAS

Las ondas se caracterizan por tres magnitudes: **longitud, frecuencia y amplitud**.

La **longitud de onda** se representa con la letra griega λ (lambda) y es la distancia a la que se repite la forma de la onda, o sea, la longitud de una onda completa. Se puede medir entre las crestas o entre los valles consecutivos, y describe cuán larga es la onda. La unidad usada para medir la longitud de onda es el metro (m) y sus submúltiplos: el milímetro (mm); el micrón (μm), que es la millonésima parte de un metro; y el nanómetro (nm), que es la mil millonésima parte de un metro. Así, las ondas de radiación de la luz visible tienen longitudes entre los 400 nm (luz violeta) y los 700 nm (luz roja).

La longitud de onda se relaciona con el **período**, que es el intervalo de tiempo que transcurre entre dos estados idénticos y sucesivos de la perturbación en un punto, y se representa con la letra T. De esta forma, la longitud de onda se calcula multiplicando la velocidad de propagación de la onda (v) por su período (T):

$$\lambda = v \cdot T$$

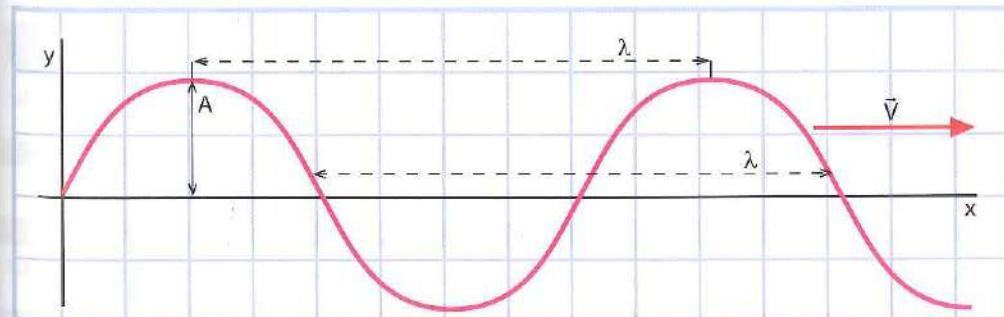
La **frecuencia** es la cantidad de veces por unidad de tiempo que se repite un suceso periódico, y se representa con la letra griega ν (nu). Cuanto mayor es la frecuencia de un suceso, más veces se repite en determinado tiempo. La frecuencia es la variable inversa al período, es decir que $\nu = 1/T$. De lo explicado hasta aquí se deduce que la frecuencia se calcula dividiendo la velocidad de propagación de la onda por su longitud.

$$\nu = \frac{v}{\lambda}$$

Analizando esta relación se ve que la frecuencia es inversamente proporcional a la longitud de onda: cuanto más larga es la longitud de una onda, menor es su frecuencia; y cuanto menor es su longitud, mayor es su frecuencia. Esto se debe a que la velocidad de propagación de una onda en un medio determinado (v) es constante. En el caso de las ondas electromagnéticas, en el vacío esta velocidad es de 300.000 km/s.

La unidad de frecuencia es el **hertz** (Hz) y sus múltiplos: el kilohertz (10^3 Hz), el megahertz (10^6 Hz), y el gigahertz (10^9 Hz). Una frecuencia de 1 Hz significa que el suceso se repite una vez por segundo: $1 \text{ Hz} = 1/\text{s}$. Por ejemplo, en la luz visible, la luz violeta en el vacío tiene una frecuencia: $\nu_{\text{violeta}} = 750.000 \text{ GHz}$, y la roja: $\nu_{\text{roja}} = 430.000 \text{ GHz}$.

La **amplitud de onda** (A) está dada por la distancia entre el valle y la línea media o línea de base. Se relaciona con la vibración de la partícula que genera la onda y determina su intensidad, que en el caso de la luz visible se relaciona con su brillo.



Alta frecuencia



Baja frecuencia

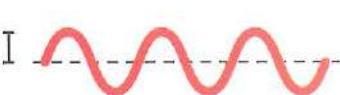


Diferentes frecuencias de onda.

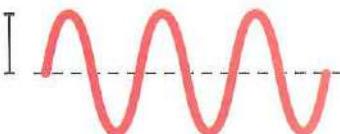
I



I



I

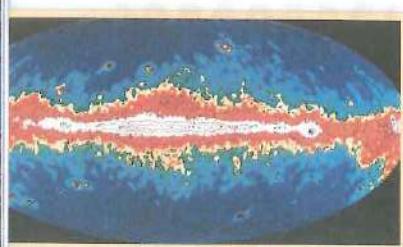


Diferentes amplitudes de onda.

ACTIVIDADES

1. ¿Por qué no es posible la transmisión del sonido en el vacío?

EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

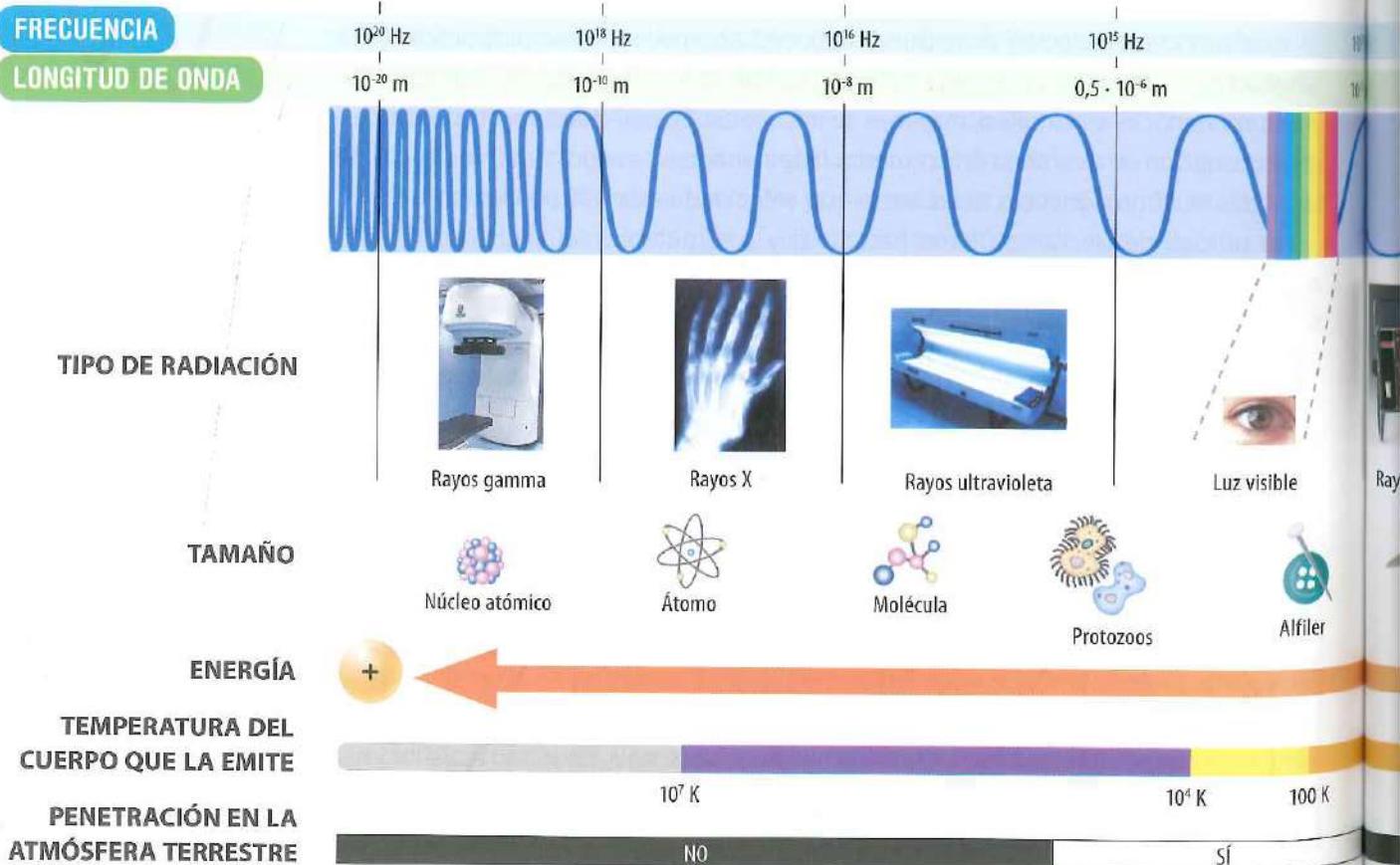


La Vía Láctea observada desde la Tierra con un telescopio de rayos gamma.

La mayoría de las ondas electromagnéticas se originan a partir de la vibración de los electrones, lo que genera una perturbación que hace variar sus campos eléctricos y magnéticos, que son perpendiculares entre sí. Respecto del movimiento de la perturbación, se trata de una onda transversal. Por esto, los electrones emiten energía en forma de ondas electromagnéticas, tales como los rayos X, los rayos ultravioleta, la luz visible, los rayos infrarrojos, las microondas o las ondas de radio y televisión. Todas ellas están clasificadas y ordenadas según sus frecuencias en el **espectro electromagnético**.

En la parte izquierda del espectro están las radiaciones de mayor frecuencia y energía pero menor longitud de onda: los rayos gamma, los rayos X y los rayos ultravioleta.

- **Rayos gamma.** Emitidos por los núcleos atómicos, son las radiaciones más peligrosas, ya que son capaces de causar mutaciones genéticas debido a su poder ionizante. Se usan para esterilizar equipos médicos y alimentos. También se emplean para eliminar células cancerígenas.
- **Rayos X.** Generados por los electrones, poseen una gran cantidad de energía que les permite atravesar parte de los tejidos de nuestro cuerpo, pero no los huesos, los dientes o el metal. Por ello se utilizan para hacer radiografías o inspeccionar el contenido de las valijas en los aeropuertos. Tienen poder ionizante y pueden quemar.
- **Rayos ultravioleta.** Son emitidos por el Sol, otras estrellas y astros, y por ciertas lámparas fluorescentes. Estimulan la producción de vitaminas en los seres vivos, pero su exceso puede causar cáncer de piel. Se aprovechan para detectar rastros de sangre o saliva.



Las ondas electromagnéticas con longitud de onda entre $0,38 \cdot 10^{-6}$ m y $0,75 \cdot 10^{-6}$ m son percibidas por el ojo humano como **luz visible**. Por lo tanto, la luz es una sensación producida en el ojo por estas ondas y, además, es energía que se transfiere a través de ellas.

La zona visible del espectro electromagnético es solo una pequeña parte de él en la que se distinguen siete colores: rojo, naranja, amarillo, verde, azul, índigo y violeta. Cuando estos colores llegan simultáneamente al ojo humano son percibidos como luz blanca. Cada uno de los colores del espectro visible corresponde también a un tipo de radiación y se le asocia una determinada longitud de onda, una frecuencia y una cantidad de energía transportada.

Por otra parte, en el extremo derecho del espectro electromagnético se ubican las ondas de menor frecuencia y mayor longitud de onda. No son ionizantes, ya que no producen iones al interactuar con los átomos de un material. Incluyen los rayos infrarrojos, las microondas y las ondas de radio y televisión, todas las cuales tienen importantes y variadas aplicaciones tecnológicas.

- **Rayos infrarrojos.** Se perciben como calor. Utilizados en equipos de visión nocturna y en el secado de barnices, pinturas y papel.
- **Microondas.** Por su alta frecuencia, se utilizan para calentar alimentos y agua, ya que pueden traspasar cerámicas, plásticos y vidrios. También se usan en radares militares y en estaciones repetidoras de señales de televisión y radio.
- **Ondas de radio y televisión.** No producen un calentamiento apreciable. Se usan para enviar sonidos e imágenes en las transmisiones de radio y televisión. También se emplean en la telefonía celular y satelital o como radiolocalizadores.

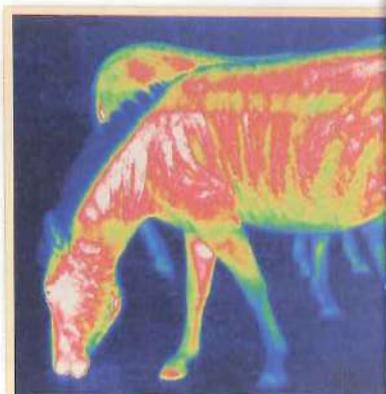
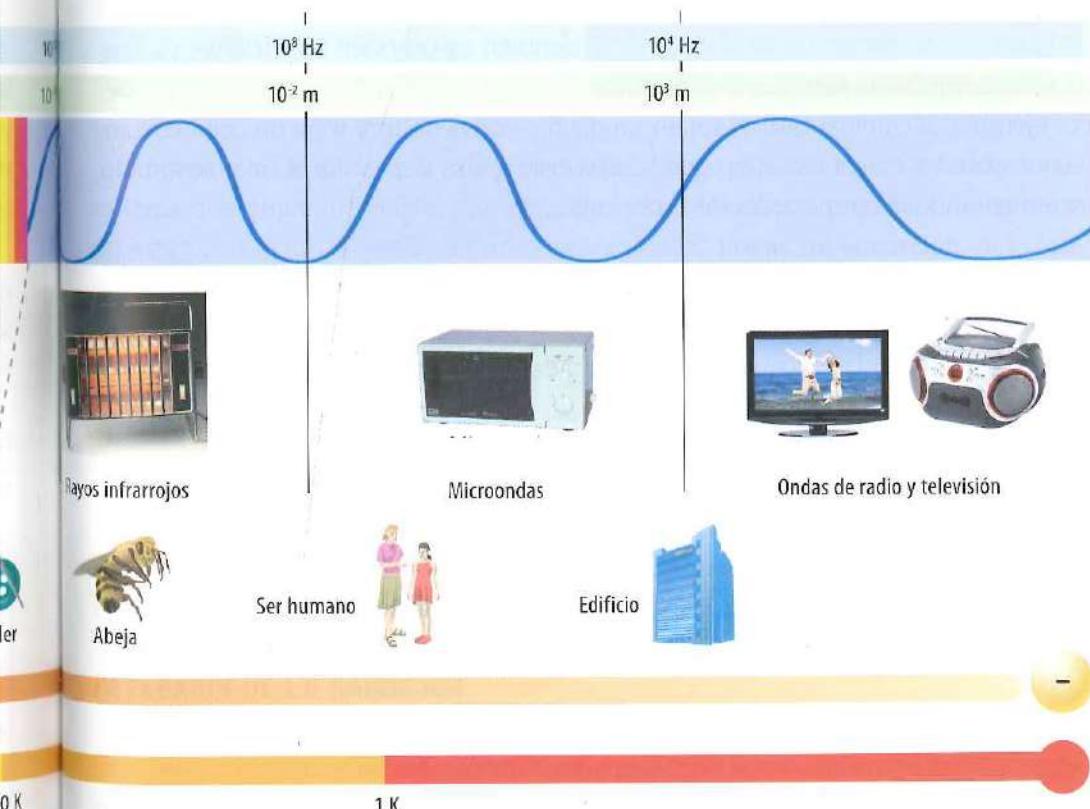


Imagen obtenida por una cámara infrarroja de la emisión de radiación de los cuerpos en función de su temperatura.



NO

SÍ

ACTIVIDADES

1. La frecuencia de los rayos ultravioleta es del orden de 10^{16} Hz. ¿Por qué no son percibidos por el ojo humano?
2. Hagan un cuadro comparativo de las radiaciones del espectro electromagnético.

EMISIÓN, ABSORCIÓN Y REFLEXIÓN



Los cuerpos brillantes emiten más energía que los opacos.

Existen tres procesos de intercambio de energía por radiación: **emisión, absorción y reflexión**. En el primero, el cuerpo pierde energía; en el segundo, gana energía; y en el tercero no se intercambia energía. A continuación analizaremos cada uno de ellos.

EMISIÓN Y ABSORCIÓN DE LA RADIACIÓN

Como todos los cuerpos están en un ambiente surcado de radiaciones, estos emiten y absorben radiaciones. Cuando se comportan como emisores, pierden energía. Por el contrario, cuando absorben radiación, ganan energía.

Todos los cuerpos emiten radiaciones electromagnéticas ya que la condición para que esto suceda es que estén a una temperatura mayor al cero absoluto, y todos los cuerpos lo están. Cuanto menor es la temperatura del cuerpo, menor es la cantidad de energía que emite. Pero si aumenta su temperatura, estos comienzan a emitir luz y se hacen visibles aun sin que se los ilumine. Para que un sólido emita radiación visible debe estar a unos 850 K de temperatura, ya que debe estar en el rango de frecuencias visibles por el ojo humano. Por ejemplo, un trozo de hierro calentado a esta temperatura comienza a emitir luz roja. Si se continúa aumentando su temperatura, su tonalidad se vuelve amarilla y hacia los 1.500 °C, emite todas las ondas a las que es sensible el ojo humano: se observa "al blanco vivo".

La superficie de los cuerpos influye también en la cantidad de energía que irradian: un cuerpo cuya superficie es brillante emite más cantidad de energía que otro cuerpo que es opaco, aunque esté a igual temperatura.

Cuando un cuerpo es un buen emisor, también es un buen absorbente, ya que alcanza su **equilibrio térmico** cuando emite la misma cantidad de radiación que recibe. Por ejemplo, al caminar bajo el sol en un día frío conviene usar ropa de color oscuro, ya que absorbe mayor radiación que la ropa clara y, a su vez, emite el calor absorbido incrementando la temperatura de la persona.

LEY DE STEFAN-BOLTZMANN

La tasa de energía emitida en función del tiempo, es decir, la potencia de radiación, sigue la siguiente relación experimental, llamada **ley de Stefan-Boltzmann**:

$$\frac{\Delta Q}{\Delta t} = k \cdot A \cdot T^4$$

donde ΔQ es la variación de energía, Δt es el tiempo transcurrido, k es una constante de proporcionalidad que resulta del producto entre la constante de Boltzmann y la emisividad del cuerpo, A es el área del emisor y T es la temperatura del cuerpo.

La constante de Boltzmann se simboliza con la letra σ (sigma) cuyo valor es:

$$\sigma = 5,67 \cdot 10^{-8} \frac{W}{m^2 \cdot K^4}$$

La emisividad del cuerpo se simboliza con la letra ϵ y es un número entre 0 y 1, que caracteriza cuán buen emisor es el cuerpo. Al emisor perfecto le corresponde el 1.



La ropa de color oscuro absorbe y emite más energía que la ropa clara.

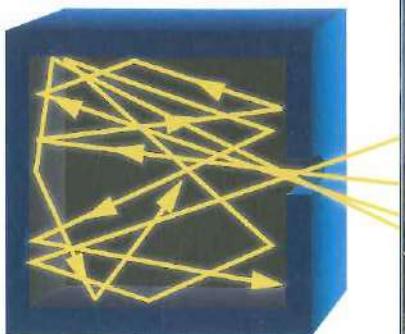
EL CUERPO NEGRO

Se llama **cuerpo negro** al que es un absorbente y emisor ideal. Es un objeto teórico, que no existe en la realidad, que absorbe y emite toda la energía radiante que recibe.

Es posible construir un cuerpo que sea casi un emisor ideal con una caja de metal sin aberturas, pintada de negro por dentro y con un pequeño agujero. La energía radiante que penetre por él será en parte absorbida por las paredes y en parte reflejada. La fracción reflejada incidirá sobre otro punto del interior de la caja y volverá a ser absorbida y reflejada, y así sucesivamente, hasta ser absorbida completamente. La temperatura del cuerpo se elevará y emitirá energía radiante por el orificio, que es la única vía de escape.

En contraposición está el **cuerpo blanco**, que también es teórico y que, por definición, no absorbe ni emite ningún tipo de radiación, sino que siempre la refleja.

Los objetos reales absorben y emiten una porción de la energía recibida y jamás la reflejan en su totalidad. Por eso se los denomina **cuerpos grises**.

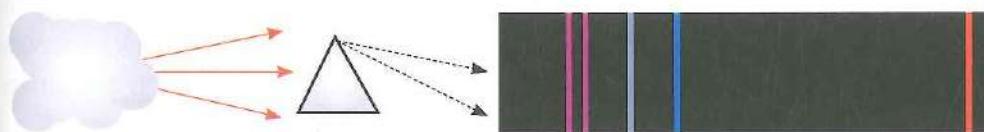


La radiación que entra por una abertura tiene poca posibilidad de salir. Por eso la abertura de cualquier cavidad parece oscura a la vista.

LOS ESPECTROS DE EMISIÓN Y ABSORCIÓN

Cada sustancia es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, aunque solamente en algunas frecuencias que son características propias de esa sustancia.

Es posible conseguir un espectro de emisión cuando se aporta energía calórica a una sustancia gaseosa. De esta manera, sus átomos emiten luz de determinadas frecuencias del espectro visible. Esto se conoce como **espectro de emisión** y es un comportamiento característico de cada sustancia.



Espectro de emisión.

Asimismo, si un sólido está suficientemente caliente, al punto de ser incandescente, es decir que emite luz visible, y se encuentra rodeado de un gas frío, producirá un espectro con algunas franjas oscuras, denominadas **líneas de absorción**, debido a que el gas ha absorbido la luz de aquellos colores. Esto se conoce como **espectro de absorción** y es característico de cada sustancia.



Espectro de absorción.

Los espectros de absorción y emisión son muy importantes para el estudio de la composición de la materia en sus estados sólido, líquido y gaseoso, porque permiten conocer los elementos químicos que conforman un cuerpo o una sustancia.

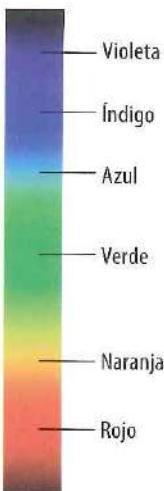
REFLEXIÓN DE LA RADIACIÓN

Todos los objetos emiten y absorben radiación, pero una parte es reflejada. Algunos materiales son mejores reflectantes que otros: si su superficie es opaca o rugosa absorbe más calor que si es pulida o brillante, que permite mayor reflexión. Así, un objeto que refleje mucha radiación y absorba poca, a la vez, es un mal emisor de radiación.

LA LUZ VISIBLE



Descomposición de la luz blanca al atravesar un cristal.



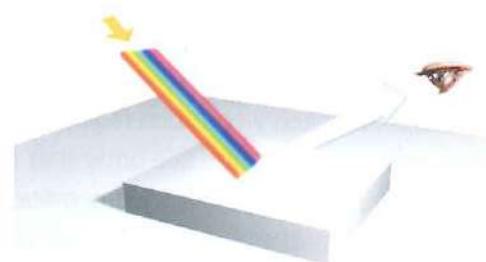
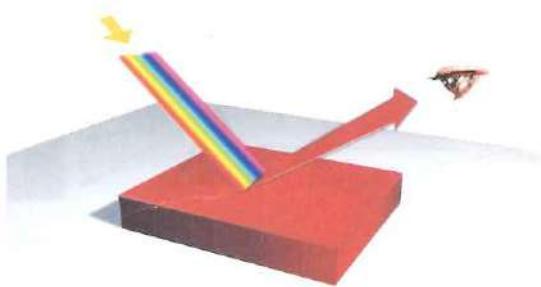
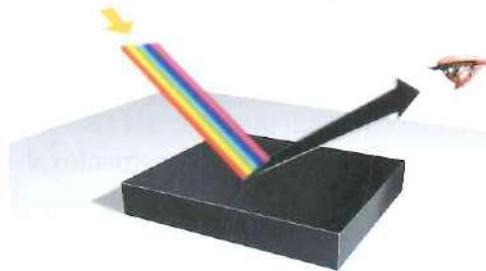
Colores del espectro visible. El violeta es el de mayor frecuencia y el rojo es el de menor frecuencia.

La luz que nos permite observar lo que nos rodea también es radiación electromagnética y la llamamos **luz visible**. Esta luz, también conocida como **luz blanca**, es en realidad una mezcla de radiaciones de diferente frecuencia, o sea, de diferentes colores.

Todas las ondas luminosas se propagan con la misma rapidez en el vacío, que no tiene materia; en cambio, en un medio material transparente, como el agua, el aire o el vidrio, la propagación de la luz depende de su frecuencia.

El científico inglés Isaac Newton (1643-1727) descubrió que si un rayo de luz blanca atraviesa un prisma de cristal, se descompone en los colores que lo integran, conjunto denominado **espectro visible**. Estos son, de mayor a menor frecuencia: violeta, índigo, azul, verde, amarillo, naranja y rojo. El arcoíris es un ejemplo de este fenómeno. La luz atraviesa las gotas de agua de la atmósfera, variando la rapidez y la dirección de propagación de los colores que la conforman y formando un arco con los colores del espectro visible.

A temperatura ambiente podemos ver los objetos gracias a la luz que reflejan, ya que estos no emiten luz propia. Un cuerpo opaco absorbe la mayor parte de la luz que recibe y refleja otra parte de esa luz. El carbón no es negro ni la manzana es roja, sino que los vemos de esos colores debido al tipo de radiación que absorben y reflejan. Si el objeto absorbe toda la luz visible (todo el espectro de colores), se verá negro. En cambio, si el objeto refleja el rojo y absorbe todos los demás, vamos a percibirlo de color rojo. Los objetos que reflejan todos los colores se ven blancos. Dicho de otra forma: el color que posee un objeto es, en realidad, la parte de la luz blanca que no absorbe.



ACTIVIDADES

- Expliquen con sus palabras las siguientes afirmaciones.
 - La reflexión de la energía nunca es total.
 - La luz blanca está compuesta por todos los colores.

TEMPERATURA, RADIACIÓN EMITIDA Y COLORES

Si un cuerpo está en equilibrio térmico con el ambiente que lo rodea, emite tanta radiación como la que absorbe. En cambio, cuando un cuerpo emite más radiación que la que absorbe, se enfriá y, al mismo tiempo, el entorno se calienta, ya que absorbe la radiación que proviene de ese cuerpo. De la misma manera, cuando un cuerpo absorbe más radiación que la que emite, se calienta al tiempo que se enfriá su entorno.

Como se explicó en la página 170, para que la radiación que emite un cuerpo sea visible, su temperatura tiene que estar a 850 K y se lo verá de color rojo. Cuando una parte importante de la radiación emitida resulta visible, se dice que el objeto es **incandescente**. Por ejemplo, el hierro, el carbón o el filamento de una lámpara emiten luz visible cuando se calientan, pero no lo hacen a temperatura ambiente.

A la temperatura del Sol, que es de unos 6.000 K, el cuerpo se verá blanco brillante, porque la radiación incluye todo el espectro de la luz visible. Y un cuerpo que supera los 10.000 K, como es el caso de algunas estrellas, emite luz azul.

Si un objeto no alcanza una temperatura que le permita ser visible, emitirá la mayor parte de su energía como ondas infrarrojas. A temperatura normal, el cuerpo de una persona irradia intensamente en el rango infrarrojo. Por eso, si le sacamos una fotografía infrarroja, o termografía, podemos diferenciar áreas más calientes de otras más frías. Asimismo, los detectores infrarrojos permiten que el ser humano vea en la oscuridad, debido al calor que irradian los objetos.

Por ejemplo, en las fotografías de luz visible e infrarroja (termografía) de dos cafeteras, una apagada y otra en funcionamiento, podemos ver que la primera no está en funcionamiento ya que tiene la misma temperatura que el entorno y no se observa en la termografía. Mientras tanto, a la segunda cafetera, que contiene café caliente recién preparado, se la observa con diferentes colores en la termografía.

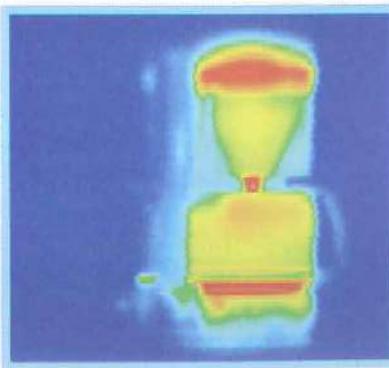
Algunos animales, como ciertos tipos de serpientes (por ejemplo, la yarará, presente en nuestro país), son capaces de ver las radiaciones infrarrojas y así detectan a sus potenciales presas de "sangre caliente". Los seres humanos, aunque no podemos ver las radiaciones infrarrojas, estamos expuestos en forma continua aquella que puede provenir del Sol, del fuego, de una estufa o de un metal caliente.

Cuando los objetos alcanzan altas temperaturas se incrementa la radiación de rayos ultravioleta, y cada vez es menor la incidencia de la luz visible y de la infrarroja. Si bien la radiación ultravioleta no es visible, su nombre se debe a que las ondas emitidas poseen una longitud más corta de lo que los humanos percibimos como el color violeta. Una parte de la radiación ultravioleta se superpone con el espectro de la luz visible color violeta.

El Sol es una fuente importante de radiación ultravioleta. La mayor parte de esta radiación es absorbida por la capa de ozono, pero la parte que llega a la corteza terrestre puede ser muy dañina para el ser humano, por lo que se aconseja no exponerse a los rayos solares sin la protección adecuada.



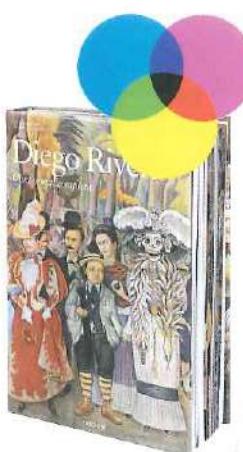
El hierro comienza a emitir luz visible cuando se calienta.



Dos cafeteras a diferentes temperaturas fotografiadas con una cámara de luz visible (arriba) y con una de radiación infrarroja (abajo).



En las pantallas se utiliza la síntesis aditiva.



En la impresión de los libros se utiliza la síntesis sustractiva.

LOS COLORES: SÍNTESIS ADITIVA Y SÍNTESIS SUSTRACTIVA

A partir del descubrimiento de Newton sobre la descomposición de la luz blanca, el científico inglés Thomas Young (1773-1829) hizo un experimento con linternas de colores y demostró que usando luz roja, verde y azul, se podían formar otros tres colores: el cian (azul-verdoso), el magenta (fucsia) y el amarillo. Además, observó que variando la intensidad de las luces era posible ver el espectro visible completo. Asimismo, Young comprobó que sumando luces de los tres colores primarios se formaba el blanco y que el negro era la ausencia de luz. Este fenómeno se llama **síntesis aditiva** y se utiliza en el funcionamiento de los televisores y los monitores. Este modelo de color se denomina **RGB** (del inglés, *red*: rojo; *green*: verde y *blue*: azul). En esta síntesis los colores primarios son el rojo, el verde y el azul, mientras que los colores secundarios son el cian, el magenta y el amarillo.

Por otro lado, a partir de la luz que reflejan los objetos se forman los colores sustractivos. Cuando las longitudes de onda son sustraídas por absorción se dice que se tiene una **síntesis sustractiva**. Un ejemplo de esto es la mezcla de pigmentos utilizada en la impresión a color. En esta síntesis, los colores primarios son el cian, el magenta y el amarillo. Estos actúan como filtros: el cian absorbe las ondas que forman el rojo, y entonces no las refleja; el magenta absorbe el verde; y el amarillo absorbe el azul. Así, en esta síntesis, los colores secundarios son el rojo, el verde y el azul. La cantidad de color de cada filtro varía entre 0 y 100. Al mezclar los tres colores primarios al 100% sobre un papel blanco, el resultado se verá negro. A este modelo de color, que mezcla cian, magenta, amarillo y negro, se lo conoce como **CMYK** (del inglés, *cyan*: cian; *magenta*: magenta; *yellow*: amarillo y *key*: color de base, es decir negro).

FILTROS DE COLORES

Ya vimos que el color se debe a la luz reflejada por los objetos. A menudo, se utilizan filtros de colores para invertir ese proceso. Los filtros son superficies transparentes, de vidrio o papel celofán, que se interponen entre los objetos y el observador para que absorban la luz de algunas frecuencias y dejen pasar otras. Así, un filtro verde colocado en el camino de los rayos de luz que atraviesan un prisma dejará pasar el verde y absorberá el resto de los colores de la luz blanca, por lo que veremos el rayo de color verde.

ACTIVIDADES

- Expliquen qué adiciones son necesarias para obtener los siguientes colores:
 - Amarillo.
 - Magenta.
 - Cian.



La primera imagen se ha obtenido sin filtro, la segunda, interponiendo un filtro naranja, y la tercera, uno azul.

LA PERCEPCIÓN DEL COLOR

El ojo es el órgano responsable de captar la energía luminosa. Está compuesto por el globo ocular y otros órganos anexos: las glándulas lagrimales, los párpados, las pestañas y los músculos extrínsecos.

El **globo ocular** está constituido por tres capas:

- **Esclerótica.** Es la capa más externa. Es fibrosa y dura. En su parte posterior y laterales es blanca y opaca. En su parte anterior es transparente y recibe el nombre de **córnea**.
- **Coroides.** Es la capa intermedia. Es de color oscuro y se yuxtapone a la esclerótica. Su función es la de proporcionar oxígeno y sustancias nutritivas a la retina. A partir de la membrana coroides se extienden los **músculos ciliares**, los cuales controlan la curvatura del **cristalino** y, en consecuencia, la acomodación de esta lente y el enfoque correcto.
- **Retina.** Es la capa interna que se extiende desde los músculos ciliares hacia la parte posterior del ojo. Contiene las células **fotorreceptoras** y estructuras nerviosas asociadas.

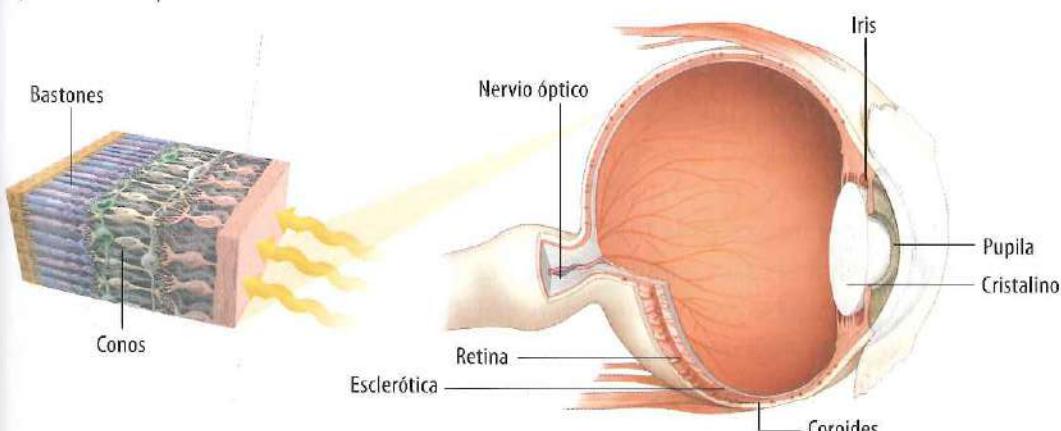
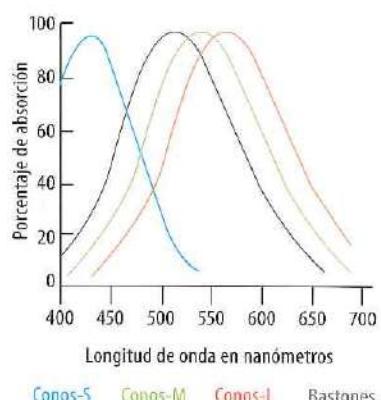
Entre el cristalino y la córnea se encuentra el **iris**. Este posee una capa de pigmentos que le dan su color peculiar. La ausencia de pigmentos da como resultado un iris azulado. Estos pigmentos impiden la entrada de la luz en el ojo, excepto por la abertura circular central denominada **pupila**, cuyo tamaño es controlado por dos músculos.

Los colores que vemos son el resultado de la interpretación que hacen los fotorreceptores de la retina de las distintas longitudes de las ondas electromagnéticas que reflejan los objetos iluminados. Hay dos tipos de fotorreceptores en la retina: los **conos** y los **bastones**.

Los bastones se activan en la oscuridad y permiten distinguir el negro, el blanco y los tonos de grises. Se ubican en la periferia de la retina. En cambio, los conos están concentrados en la zona central de la retina donde no hay bastones. Entran en acción cuando hay suficiente luz y son los que captan las radiaciones electromagnéticas que conocemos como colores. Existen tres tipos de conos, según qué color distinguen: azul (S), verde (M) y rojo (L). La percepción de color se basa en la estimulación diferencial de estos tres tipos de conos. Por ejemplo, el amarillo es producido por la estimulación de los conos sensibles al verde y al rojo. Cuando se estimulan simultáneamente los tres tipos de conos, se produce la sensación de blanco.

La información que recogen los conos y los bastones es inmediatamente procesada por otras células contiguas que se excitan o inhiben y transmiten la información al cerebro para su interpretación.

Sensibilidad espectral de los conos



Esquema del ojo. En la parte ampliada se ve la estructura de la retina, con los bastones y los conos.

INFLUENCIA DE LA ENERGÍA SOLAR EN LA TIERRA

La vida en la Tierra depende del Sol. Las plantas necesitan su energía para sintetizar materia orgánica, y la transforman en energía química en la fotosíntesis. Una parte de esa energía pasa a los animales herbívoros, que se alimentan de las plantas, y otra parte más pequeña, a los carnívoros que comen a los herbívoros. Además, todas las fuentes de energía que utiliza el ser humano son transformaciones de la energía solar: los combustibles fósiles, la madera, el carbón y la energía eólica.

LA ENERGÍA EÓLICA

La energía del movimiento del viento se llama **energía eólica** y es una consecuencia del impacto de la energía radiante del Sol en la atmósfera.

En las regiones costeras se produce un fenómeno particular, gracias a las corrientes naturales de convección. Durante el día, el aire que está sobre los mares y océanos se mantiene frío respecto del que se localiza sobre la tierra. El aire terrestre, más cálido, asciende y el aire marítimo, frío y pesado, se mueve para ocupar su lugar. Estas corrientes de convección producen la brisa marítima. Durante la noche ocurre lo contrario: la tierra se enfriá más rápidamente que el mar, por lo tanto, el aire sobre el mar es más cálido, se eleva y el aire terrestre se mueve para ocupar su lugar y genera una brisa.



Corriente de convección durante el día (izquierda) y durante la noche (derecha). El viento es un fenómeno que se produce por las corrientes de convección generadas por la reflexión de la radiación solar.

LA ENERGÍA UNDIMOTRIZ

A la energía producida por el oleaje se la llama **energía undimotriz**. El Sol es la fuente de esta energía, ya que las olas se forman por el viento, que se produce por la radiación solar. Solo un 0,01% de la energía solar que llega a la Tierra se transforma en energía undimotriz, pero las olas generadas pueden atravesar una gran distancia con poca pérdida de energía. La mayor carga energética se da en las costas y, al alejarnos del ecuador, mayor es la fuerza del oleaje. La generación undimotriz tiene un bajo impacto ambiental y, junto con la eólica, es considerada una forma "verde" de generar electricidad. Hay dos formas principales de aprovechar la energía undimotriz.

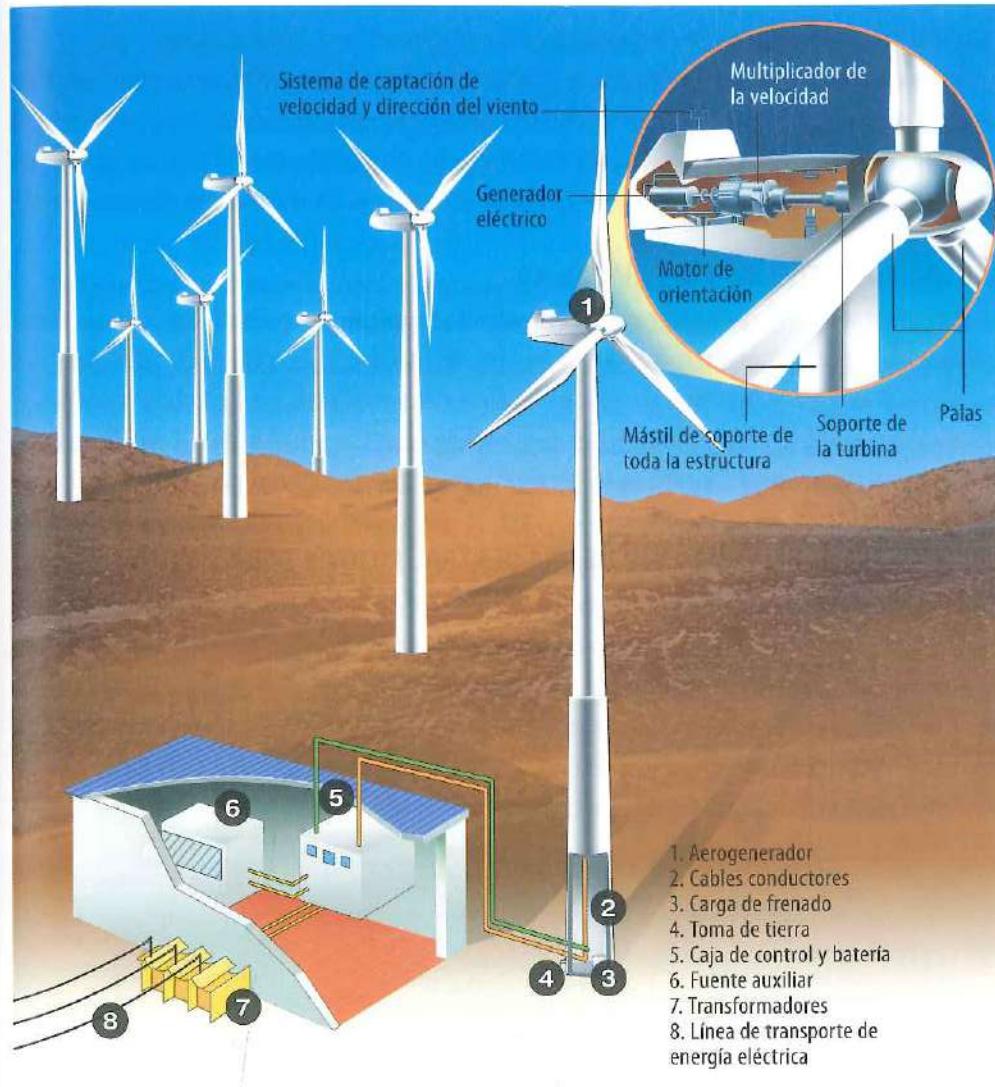
- **Boya eléctrica.** Consta de una turbina fijada al fondo marino, conectada a una boya. Las olas mueven la boya y esta a la turbina, que genera electricidad.
- **Sistema Pelamis.** Es un sistema flotante de partes articuladas. Las olas mueven las distintas partes que hacen funcionar un generador eléctrico.

Sistema Pelamis de aprovechamiento de la energía undimotriz.

LOS PARQUES EÓLICOS

La energía eólica es la energía cinética generada por las corrientes de aire. Para aprovecharla y transformarla en energía eléctrica, se instalan **parques eólicos** en regiones donde haya vientos fuertes durante muchos días del año.

La energía eólica es una fuente "limpia" de energía eléctrica a partir de un recurso abundante y renovable. Se la considera una fuente "verde" de energía. La desventaja de esta fuente de energía es que los vientos son intermitentes, lo que no asegura una provisión constante de energía.



Esquema de un parque eólico y estructura de un aerogenerador.

En nuestro país existen varios parques eólicos, aunque el aprovechamiento de la energía eólica aún no está muy desarrollado. El Parque Eólico Rawson (dividido en dos sectores, Parque Eólico Rawson I y II), emplazado en las cercanías de la capital chubutense es, en la actualidad, el más grande de la Argentina y uno de los más importantes de Latinoamérica. Está ubicado en un terreno de 1.500 hectáreas y posee un total de 43 aerogeneradores que proveen 80 MW al Sistema Interconectado Nacional (SIN).



Parque Eólico Rawson.

Para saber más sobre el Parque Eólico Rawson
entren en: e-sm.com.ar/Parque_eolico_Rawson

LA LUZ Y EL CALOR DEL SOL



La energía solar se puede aprovechar en placas fotovoltaicas, que convierten la luz en electricidad.

Hay dos formas de aprovechar la energía del Sol: la captación solar activa y la pasiva.

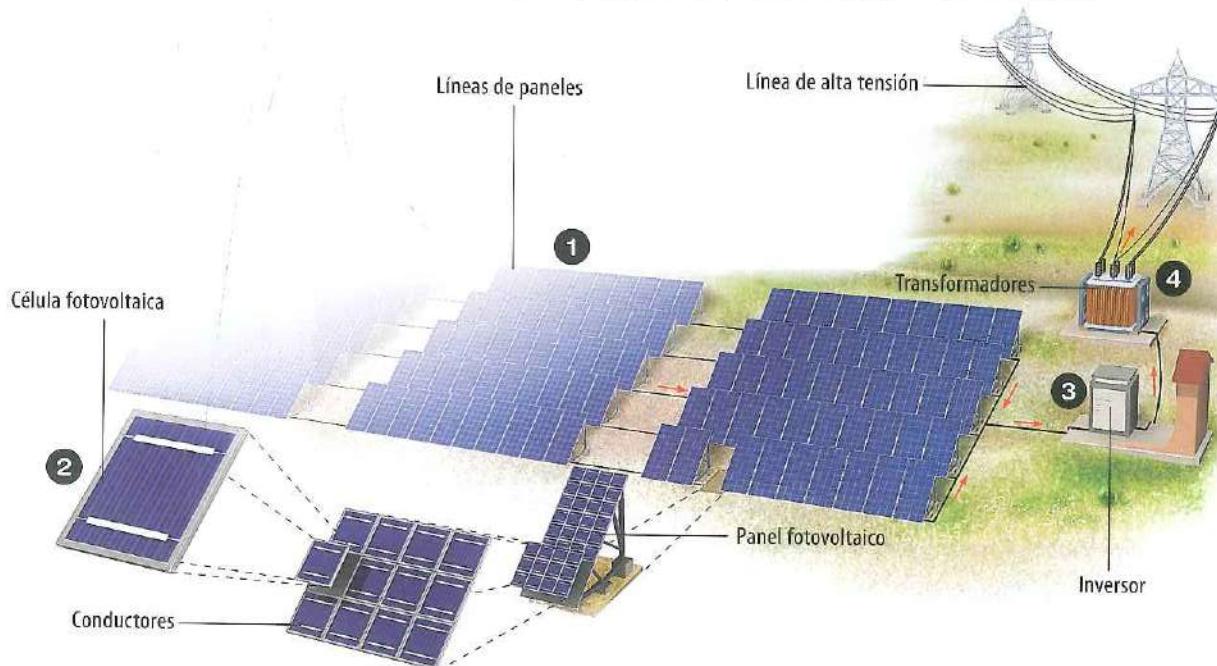
La **captación solar activa** implica dispositivos artificiales o colectores solares que permiten generar calor y electricidad. Esto se ha popularizado en el mundo por ser económico y limpio, y actualmente se encuentra en pleno desarrollo. La energía solar es no contaminante e inagotable y los sistemas que se emplean son de fácil mantenimiento. En la actualidad resulta muy costoso producir electricidad a gran escala en estas centrales pero, con el tiempo y los avances tecnológicos, ese costo se reducirá. Entre tanto, cada vez es más habitual su uso en pequeñas comunidades.

En la **captación solar pasiva** no se utilizan dispositivos especiales y se aprovechan los procesos de conducción, convección y radiación considerando la ubicación y la orientación de una construcción, así como el uso de ciertos materiales de obra que faciliten la recepción, la circulación y el almacenamiento de la luz y del calor.

CAPTACIÓN ACTIVA DE ENERGÍA SOLAR

Para captar la energía solar en las **centrales fotovoltaicas** se emplean paneles fotovoltaicos. Los paneles están formados por un conjunto de celdas que se excitan al recibir la radiación del Sol y generan una diferencia de potencial que, multiplicada, permite la obtención de voltajes más importantes. Ese impulso eléctrico en forma de corriente continua pasa a un inversor, donde se lo convierte en corriente alterna para uso doméstico.

ESQUEMA DEL FUNCIONAMIENTO DE UNA CENTRAL FOTOVOLTAICA



1. Los rayos solares producen un efecto fotoeléctrico al incidir sobre los paneles.
2. Los semiconductores de silicio se excitan provocando saltos electrónicos entre los extremos y generando una corriente eléctrica continua.
3. Esta corriente pasa a un inversor, donde se transforma en corriente eléctrica alterna.
4. En el centro de transformación se eleva la tensión y se la distribuye por las líneas de alta tensión.

EL PARQUE SOLAR MÁS GRANDE DE LATINOAMÉRICA

Por su latitud, la provincia de San Juan cuenta con un promedio de 9 horas de sol al día y un mínimo de 300 días de cielo despejado al año. Por esta razón, es un lugar ideal para el aprovechamiento de la energía solar.

La inauguración de la planta fotovoltaica piloto San Juan I, en 2011, fue el punto de inflexión para la producción de energía solar en el país. El parque, construido en Ullum, a 30 kilómetros de la capital provincial, es la primera planta fotovoltaica de Latinoamérica y es, hasta ahora, la única en su tipo en el país. Genera 1,2 MW, que son inyectados a la red eléctrica interconectada nacional.

Lo interesante de esta planta es que se utilizará para investigación, ya que está compuesta por una combinación de paneles de silicio de diferentes tipos montados en distintas estructuras para probar cuáles son los más eficaces. La planta alberga un centro de investigación y desarrollo especializado en energía solar fotovoltaica. También está equipada con un sofisticado sistema de adquisición de datos, supervisión y control y una estación meteorológica avanzada.

La principal meta de San Juan I es evaluar la "calidad" del Sol y cuál es la mejor tecnología para capturar la mayor cantidad de energía posible. Para ello, el centro de investigaciones está dotado con la última tecnología informática y de comunicaciones con capacidad para albergar seis investigadores y el personal de operación, además de 150 m² disponibles para depósito de materiales y el montaje de futuros laboratorios y bancos de prueba.

La provincia de San Juan está apostando a un proyecto ambicioso, al que han llamado *Solar San Juan*, que tiene como objetivo desarrollar un polo tecnológico de sistemas fotovoltaicos que no solo atraiga inversiones de capitales para generar energía, sino que se logre producir, en la provincia, todo lo necesario, desde el silicio hasta los paneles solares. Para esto último, el primer paso es construir la fábrica de paneles; luego, la fábrica de celdas para los paneles y, en tercer lugar, producir las chapas con las que se producen las celdas. El cuarto paso es lograr la producción de silicio grado solar a partir del cuarzo, con el que se producen las chapas. El circuito se cierra con los parques solares de otros lugares que comprarían paneles solares fabricados en San Juan.



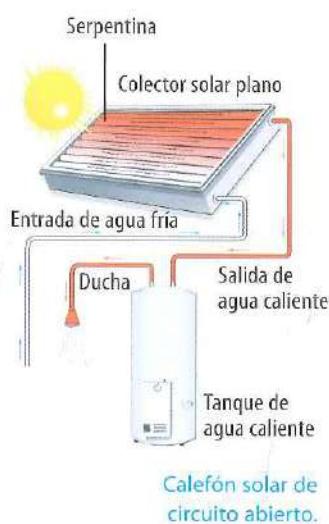
Paneles fotovoltaicos.



Planta fotovoltaica piloto San Juan I.

Para saber más sobre la planta fotovoltaica piloto San Juan I
entren en: e-sm.com.ar/planta_fotovoltaica_San_Juan

LA RADIACIÓN SOLAR A ESCALA HOGAREÑA



ACTIVIDADES

1. ¿Por qué los tubos utilizados en los calefones solares con colectores planos son de color oscuro?

La radiación solar también se puede emplear a escala hogareña en distintos dispositivos que permiten aprovechar la energía del Sol para generar calor.

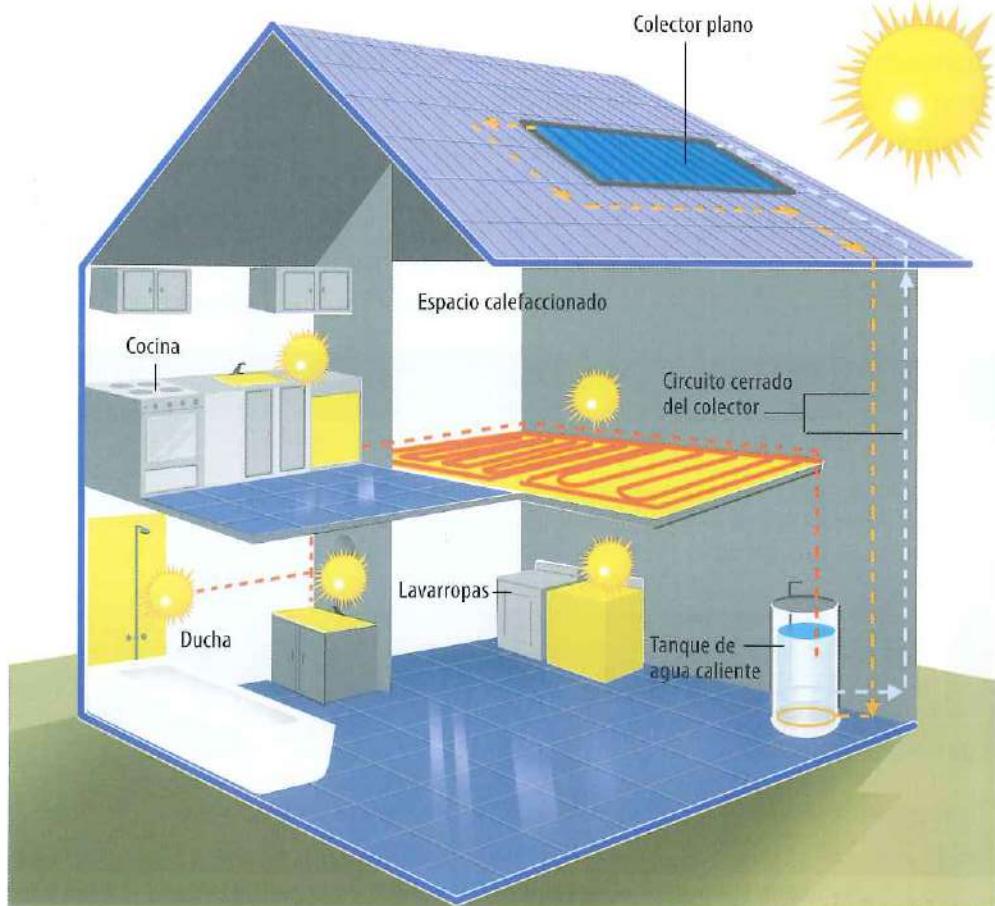
CAPTACIÓN PASIVA DE ENERGÍA SOLAR

Es un uso intermedio entre los sistemas que usan la energía solar de forma directa, sin la utilización de ningún artefacto, y los que la convierten en energía eléctrica.

Los **calefones solares** se utilizan para obtener agua caliente. Tienen captadores solares que reciben la radiación y la convierten en calor. Los captadores más usados son los de placa plana, que tienen una cubierta de vidrio por la que pasan los rayos solares que calientan el agua contenida en tubos metálicos oscuros. Los calefones solares pueden ser de circuito abierto o cerrado. En los primeros, el agua a utilizar pasa directamente por el colector solar, mientras que en los circuitos cerrados, el agua que recibe la radiación solar circula por una serpentina dentro del tanque, calentando el agua que se va a usar.

Sistemas similares se usan en los **calefactores solares**: el agua caliente producida por medio de la radiación solar calienta los calefactores. Estos aparatos constan de un depósito en el que se acopia el agua caliente que luego pasa por los tubos del radiador que calienta el ambiente.

SISTEMA DE CALEFACCIÓN SOLAR EN UNA CASA



LA COCINA SOLAR

Las cocinas solares alcanzan altas temperaturas y permiten hornear los alimentos como las cocinas tradicionales. En los países donde la temperatura ronda los 0 °C, basta con que haya 20 minutos de sol por hora. El uso de cocinas solares tiene varias ventajas: su fabricación es muy económica y son especialmente útiles en áreas donde los hogares no tienen fácil acceso a la red eléctrica o de gas, o bien para reducir el costo de esos servicios. Además, son fáciles de usar y no contaminan. Sin embargo, no se pueden aprovechar cuando la temperatura está por debajo de los 0 °C, durante la noche o cuando llueve o está nublado. A pesar de ello, los beneficios superan ampliamente las desventajas. Según su diseño y la forma en que aprovechan la radiación solar, existen dos clases de cocinas solares: el horno de concentración y la caja solar.

- El **horno de concentración** basa su funcionamiento en un reflector parabólico que permite concentrar la radiación solar en una bandeja situada en el foco. Allí donde se concentran los rayos solares, se ubica la olla, que alcanza una temperatura muy alta en pocos minutos, lo que permite hervir agua o freír alimentos. Para que funcione correctamente hay que reorientar el reflector siguiendo el movimiento aparente del Sol en el cielo.
- La cocina de tipo **caja solar** es una caja metálica aislada térmicamente para que la energía solar sea capturada y conservada en su interior. Se la recubre con materiales aislantes para evitar quemaduras. Además, la temperatura está más controlada que en los hornos de concentración y alcanza los 150 °C. En estas cocinas, los rayos solares atraviesan el vidrio o plástico transparente y son reflejados y absorbidos por las paredes de metal del horno. La luz visible se transforma en energía calorífica, aumentando su longitud de onda, por lo cual no puede volver a atravesar el vidrio y queda atrapada en el horno. En el funcionamiento de estas cocinas entran en juego los tres mecanismos de transferencia de calor estudiados en el capítulo anterior: se utilizan materiales aislantes para evitar que se pierda el calor por conducción; la radiación que genera el sol y la olla caliente rebota en el vidrio y vuelve a la olla, aunque una parte puede salir al exterior; las moléculas de aire caliente tienden a salir del horno por convección, así como a entrar las de aire frío, por lo que se recomienda abrir el horno la menor cantidad de veces posible y asegurarse de que la caja sea hermética.



Horno solar de concentración.



Cajas solares.

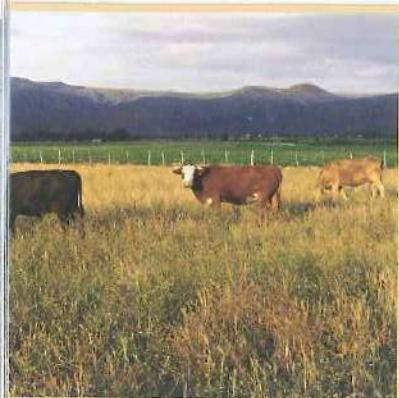
VALORES

LA CRISIS ENERGÉTICA MUNDIAL

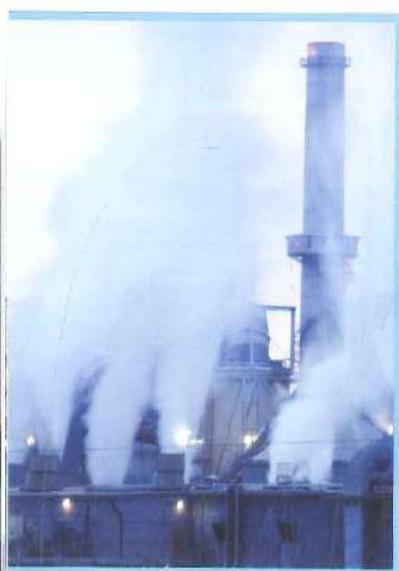
Vivimos en una época en la cual la crisis energética mundial es uno de los problemas más serios y de más urgente resolución para la humanidad. Esta crisis no se relaciona solo con las energías contaminantes y las no contaminantes, también es preocupante la disponibilidad de energía, ya que en muchos países no siempre se cuenta con la energía necesaria en todo momento.

Por otro lado, intentar obtener cada vez más energía provoca siempre un deterioro ambiental, dado que no existen fuentes de energía totalmente limpias: toda generación de energía tiene un costo ambiental. Entonces, el gran problema es el nivel de consumo energético mundial: ¿puede la sociedad basar su prosperidad en la suposición de que es posible generar cantidades crecientes de energía eléctrica?

EL EFECTO INVERNADERO



El metano de las flatulencias del ganado suma gases de efecto invernadero a la atmósfera.



El dióxido de carbono que emiten las industrias y los vehículos aumenta su cantidad en la atmósfera.

ACTIVIDADES

1. El efecto invernadero, ¿es nocivo o necesario para la vida?

La distancia de la Tierra al Sol y los gases de la atmósfera permiten que la temperatura superficial de nuestro planeta sea compatible con la vida. Los gases de la atmósfera que mantienen el calor se llaman **gases de efecto invernadero (GEI)**, entre ellos el dióxido de carbono, el dióxido de nitrógeno, el vapor de agua y el metano. Mientras que una parte de la radiación solar llega a la superficie terrestre, otra parte menor es reflejada por los GEI de la atmósfera. A la vez, de la radiación que alcanza la superficie, una parte es reflejada y otra es absorbida por ella, lo que aumenta su temperatura. Ese incremento de la temperatura hace que el suelo emita radiación de la longitud de onda de los rayos infrarrojos. Finalmente, una parte de esa radiación infrarroja se escapa al espacio y otra es reflejada por los GEI, que la reenvían a la superficie, la calientan aún más y provocan más emisión de rayos infrarrojos.

Gracias a este fenómeno, nuestro planeta tiene una temperatura superficial adecuada para la vida. Si no existieran los GEI, la temperatura media en la superficie terrestre sería unos 30 °C menor que la actual.

Este fenómeno se conoce con el nombre de **efecto invernadero** y se asemeja a lo que ocurre en una caja solar o en un invernadero (de allí su nombre): la luz visible del sol penetra fácilmente el vidrio, en este caso la atmósfera, pero al convertirse en radiación infrarroja no puede volver a salir.

La Tierra tiene una cantidad justa de GEI. Si tuviera menos cantidad de ellos, sería imposible la vida en él a causa del frío, como sucede en Marte. Y si tuviera una mayor cantidad de GEI, también sería inhabitable, pero por el calor, como en Venus. Es por ello que el efecto invernadero es indispensable para la vida en la Tierra. El equilibrio entre la radiación solar recibida y la radiación infrarroja emitida al espacio se denomina **balance energético de la Tierra**, y cualquier cambio en él, por causas naturales o humanas, provoca un cambio en el clima y en la temperatura. El aumento desmedido de los GEI por la actividad humana podría traer consecuencias catastróficas.

LAS RADIACIONES Y EL EFECTO INVERNADERO

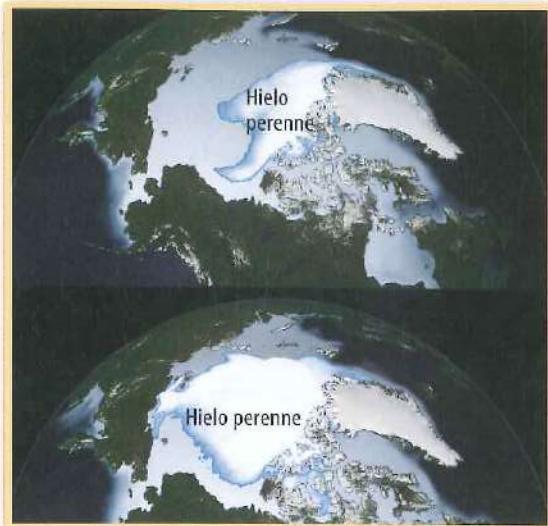


La mitad de la radiación solar es absorbida por la Tierra. Parte de esa radiación se transforma en radiación infrarroja y se emite al espacio, y otra parte se refleja por los gases de efecto invernadero y vuelve a la superficie terrestre.

EL CALENTAMIENTO GLOBAL

La presencia de dióxido de carbono en la atmósfera ha pasado de 280 partes por millón (ppm) en la era preindustrial a casi 396 ppm, en la actualidad. Aunque esto representa solo un 0,04% del total de los gases que componen el aire, esta variación podría provocar un aumento de la temperatura terrestre, conocida como **calentamiento global**.

La principal causa del fuerte aumento de dióxido de carbono es el uso de combustibles fósiles, como el petróleo, el carbón y el gas natural, para obtener energía eléctrica o mover máquinas. Otra causa es la deforestación, por dos razones: los árboles son agentes que extraen dióxido de carbono de la atmósfera para la fotosíntesis y, además, acumulan carbono en sus tejidos mientras viven, el cual es liberado por diferentes procesos cuando el árbol muere.



Comparación de la cantidad de hielo perenne en el Ártico durante los veranos de 2007 (arriba) y 1979 (abajo).

LAS CONSECUENCIAS DEL CALENTAMIENTO GLOBAL

El aumento de dióxido de carbono en la atmósfera dificulta la salida de los rayos infrarrojos que emite la Tierra por efecto de la radiación solar térmica. De esta forma, tanto la radiación infrarroja como la temperatura se incrementan.

El aumento de la temperatura se produce de manera constante: se estima que cada diez años la temperatura aumentará cerca de 0,2 °C. Parece una cantidad muy pequeña, sin embargo, las consecuencias serán enormes: año a año irán desapareciendo grandes superficies de hielo y nieve, con el consecuente aumento del nivel del mar y el anegamiento de áreas terrestres. Los ecosistemas se modificarán drásticamente a causa del calor creciente y la falta de lluvias, disminuirán los recursos hídricos y hasta la vida marina se verá afectada por el cambio del pH de los océanos.

Según estudios del Centro Nacional de Investigaciones Atmosféricas de los Estados Unidos (NCAR, en inglés), la radiación media anual emitida por la Tierra es de 396 watts por metro cuadrado (W/m^2). La NCAR también detectó que el efecto invernadero hace volver a la Tierra 333 W/m^2 de radiación. Si se considera que la superficie terrestre absorbe energía solar por 161 W/m^2 y se suman a esa cifra los 333 W/m^2 que conserva por el efecto invernadero, da un total de 494 W/m^2 . Asimismo, según datos de la NCAR, la superficie terrestre emite, y por lo tanto pierde, 493 W/m^2 , de los cuales 396 W/m^2 son de energía infrarroja. Esto supone una absorción neta de calor de 1 W/m^2 , lo que estaría provocando el calentamiento global.

Los científicos alertaron a los gobiernos, ya que debido al gran crecimiento poblacional, los niveles de dióxido de carbono continuarán aumentando. Además, los gases de efecto invernadero se caracterizan por permanecer activos en la atmósfera mucho tiempo, por lo que aquellos que hoy se emitan afectarán a las generaciones futuras. El 50% del dióxido de carbono tardará 30 años en desaparecer, otro 30% lo hará recién en varios siglos, y el resto, quizás, en miles de años.

Por otra parte, la actividad humana ha contribuido al incremento de otros gases de efecto invernadero de larga permanencia, como el metano y el óxido nitroso, aunque el dióxido de carbono es el más importante por su gran potencial de calentamiento.

ACTIVIDADES

1. Discutan entre ustedes qué medidas creen que podrían atenuar el calentamiento global.

1. Una onda sonora que tiene una longitud de onda de 0,6 m se propaga en el agua con una velocidad de 1.450 m/s. Considerando estos datos, calculen:

- La frecuencia de la onda.
- Su longitud en el aire.

2. Indiquen qué afirmaciones son correctas sobre el espectro electromagnético.

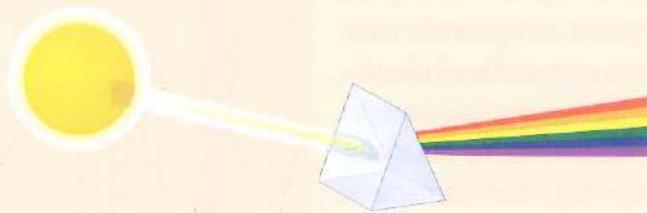
I. Está formado por todas las radiaciones electromagnéticas.

II. Las ondas están ordenadas por su frecuencia.

III. La luz visible no es una onda electromagnética.

- I
- II
- III
- I y II
- I, II y III

3. Observen el esquema y respondan las preguntas.



a) ¿Qué propiedad de la luz permite explicar lo que se observa en la imagen?

- Adición.
- Absorción.
- Color.
- Dispersión.
- Sustracción.

b) ¿Qué proceso recomponen la luz blanca?

- Adición.
- Absorción.
- Color.
- Dispersión.
- Sustracción.

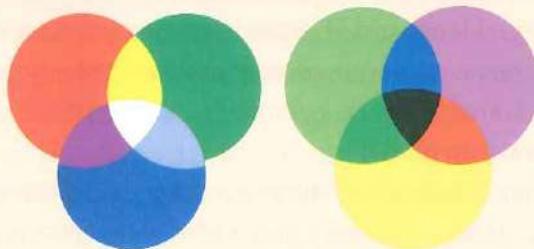
4. Investiguen en diarios, revistas o en Internet.

a) ¿Qué es el Protocolo de Kyoto?

b) ¿Cuál es el compromiso asumido por la Argentina al suscribirlo?

c) ¿Qué son los bonos de carbono?

5. Analicen la imagen y respondan las preguntas.



a) ¿Qué muestra el diagrama A?

b) ¿Qué representa el diagrama B?

c) ¿Cómo se obtienen el color cian y el magenta?

d) ¿Cuándo se produce la ausencia de color?

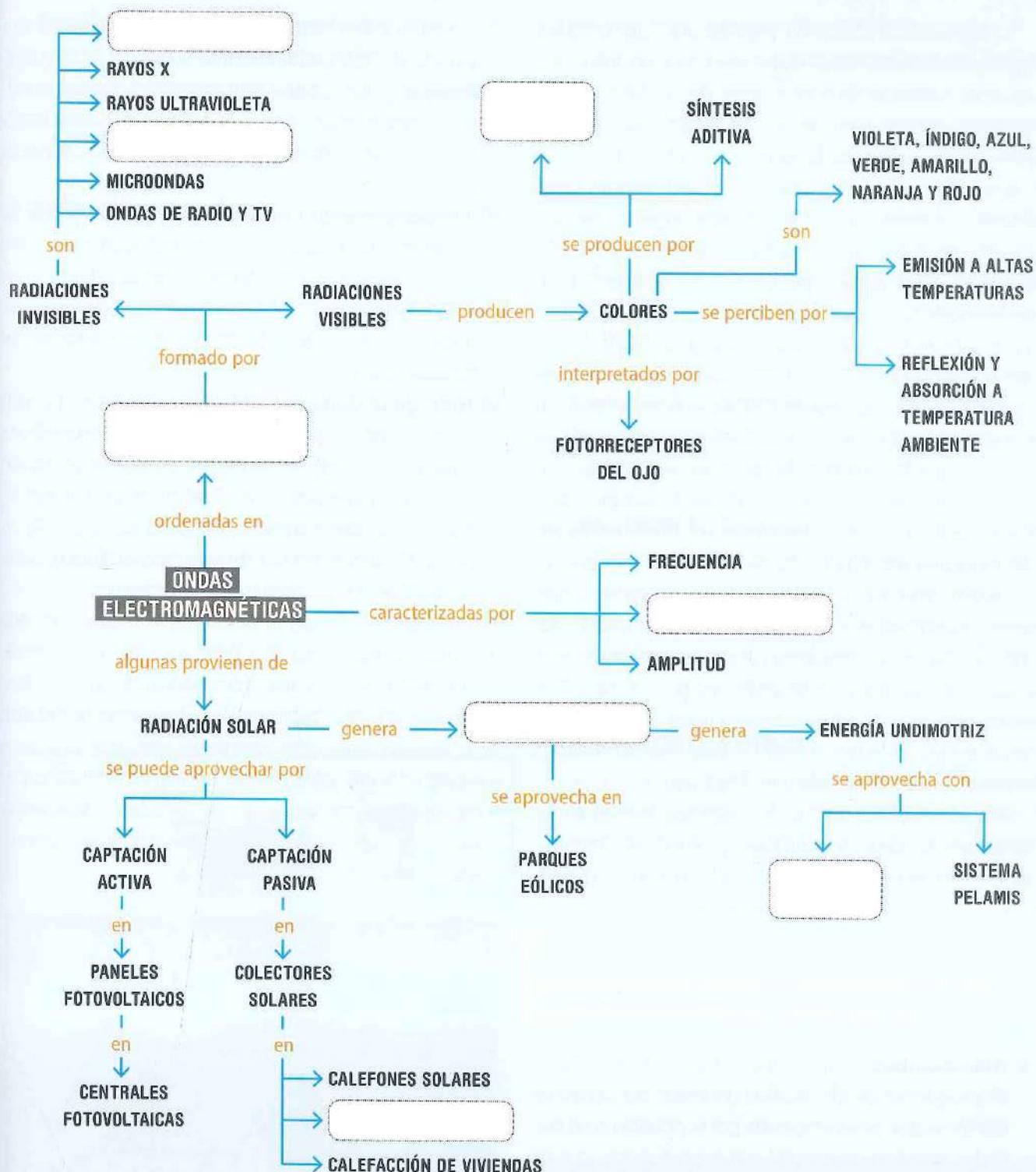
6. ¿Cómo se ven las hojas verdes de un árbol iluminadas con luz visible, vistas a través de un vidrio rojo?

- Se ven rojas.
- Son casi invisibles.
- Parecen casi negras.
- Se ven de su color natural.
- Toman un aspecto azulado.

7. Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Escriban correctamente las afirmaciones que consideren falsas.

- El efecto invernadero es nocivo para el planeta.
- Sin los gases de efecto invernadero, nuestro planeta sería más frío.
- Los calefones solares utilizan paneles fotovoltaicos que reciben la radiación y la convierten en calor.
- El aumento de dióxido de carbono en la atmósfera facilita la salida de los rayos infrarrojos que emite la superficie terrestre.
- Los rayos infrarrojos son los de mayor frecuencia y menor longitud de onda.
- La deforestación agrava el calentamiento global.
- La presencia de dióxido de carbono en la atmósfera aumentó por el uso excesivo de combustibles fósiles.
- Las centrales fotovoltaicas utilizan captación activa de radiación solar.

1. Completan los espacios vacíos del siguiente esquema con los conceptos que correspondan.



2. ¿Qué dificultades tuviste al estudiar los temas de este capítulo? ¿Cómo las resolviste?

LOS SISTEMAS DE ALMACENAMIENTO ENERGÉTICOS

La humanidad actual ha seguido una ruta histórica caracterizada, entre otras cuestiones, por un intenso y creciente consumo de energía para desarrollar todas las funciones sociales y culturales. Por lo tanto, la provisión permanente y sostenida de energía se ha tornado en una problemática insoslayable que la sociedad mundial debe afrontar. Las tradicionales fuentes de energía empleadas actualmente hacen uso de los denominados combustibles fósiles (carbón, gas y petróleo) que junto con las usinas hidroeléctricas y nucleares aportan la casi totalidad de la energía eléctrica que consume la sociedad global. Pero tales fuentes tradicionales son, en su mayoría, de naturaleza no renovable; es decir, que llegará un momento futuro en el que ya no se disponga de ellas. Debido a este panorama aciago es que los expertos devanan sus cerebros buscando soluciones futuras para ese problema: los estudios para desarrollar las fuentes de energía renovable constituyen una preocupación importante de los estados modernos.

Se considera que las energías renovables provenientes del sol, el viento y los mares han de constituir la futura solución a las demandas energéticas crecientes para sostener el actual estilo de vida y de desarrollo socioeconómico. Para ello es necesario desarrollar sistemas eficientes que almacenen la energía excedente generada para cuando aparezca la demanda y esté nublado o no haya viento.

Actualmente, las principales reservas de energía las constituyen los depósitos artificiales y los yacimientos naturales de los combustibles fósiles, debido a su naturaleza material. Las futuras fuentes de energía renovable requerirán otras estrategias de almacenamiento.

Los expertos en recursos energéticos renovables visualizan diversas formas viables de almacenamiento energético, algunas ya en desarrollo, como las siguientes:

a) Hidrobombeo. Consistiría en emplear el excedente de producción de electricidad generado por las usinas eléctricas que no es empleada por la industria o las ciudades, para bombear agua hacia depósitos ubicados en niveles más altos y luego, cuando sea necesario, liberarla produciendo hidroelectricidad.

b) Aire comprimido. En este caso, en lugar de elevar agua, mediante la electricidad excedente se injectaría aire a presión en grandes depósitos naturales subterráneos

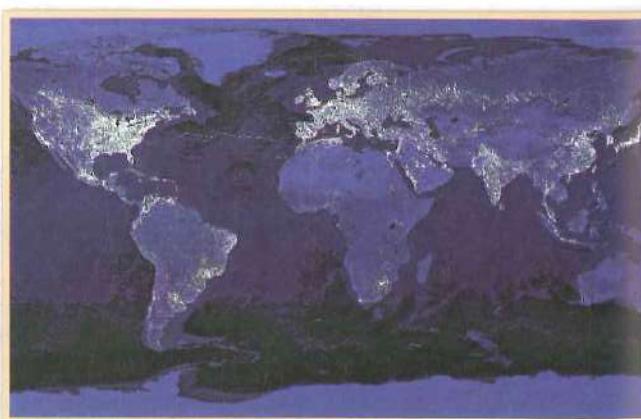
(cavernas impermeables), para más tarde liberar el aire y generar electricidad mediante turbinas.

c) Baterías. Utilizando nuevas tecnologías y nuevos materiales (sodio fundido y azufre) para fabricar baterías eléctricas se podría almacenar la electricidad que generan los parques eólicos (conjunto de molinos de viento).

d) Almacenamiento térmico. La energía térmica solar concentrada mediante espejos parabólicos podría emplearse para calentar aceites minerales (hasta unos 400 °C) que a su vez servirían para generar vapor de agua y mover turbinas. También se piensa emplear sal fundida, que alcanza valores de 550 °C.

e) Hidrógeno doméstico. Mediante equipos domiciliarios se podría emplear la electricidad excedente para disociar agua en hidrógeno y oxígeno (hidrólisis del agua), y almacenar el hidrógeno, que luego se emplearía como combustible para generar electricidad. Un uso potencial de este tipo de fuente sería el de alimentar los automóviles eléctricos.

Una vía de solución al problema energético podría constituirlo la búsqueda de ingeniosos sistemas de almacenamiento como los descriptos para abastecer en épocas de carestía. Pero, otra forma, no excluyente con el tipo de propuestas analizadas, podría ser reducir el consumo energético modificando el estilo de vida caracterizado por el consumo enorme de crecientes cantidades de energía. ¿Qué pros y qué contras pueden detectar en las distintas mediadas planteadas?



¿Puede la sociedad actual y el sistema económico sostenerse sobre la idea de que pueden generarse constantemente cantidades crecientes de energía?



MOSTRAR CON IMÁGENES

En la actualidad, la comunicación de información en forma gráfica es de gran importancia, e Internet es uno de los medios principales en los que esto es visible. Es por ello que, en este apartado, los invitamos a dividirse en grupos para organizar en forma colaborativa un tablero de imágenes en línea, con el que tendrán la posibilidad de mostrar algunos de los contenidos de los capítulos que integran el *Bloque III. Intercambios de energía*.

1. IMÁGENES, ¿PARA QUÉ?

Una vez conformados los diferentes grupos, cada uno de ellos deberá concentrarse en un capítulo del bloque, teniendo cuidado de que no se repita el mismo capítulo en todos los grupos. Luego revisarán sus contenidos, de cara a seleccionar aquellos que consideren que pueden mostrarse por medio de imágenes.

El objetivo del trabajo es que cada uno de los grupos organice visualmente el contenido que hayan elegido, de modo de sintetizarlo en un tablero en Pinterest.

“Pinterest” es una red social para compartir imágenes que permite a los usuarios crear y administrar tableros personales temáticos en los que se colocan colecciones de imágenes. Permite guardar y clasificar imágenes por categorías, ubicándolas en diferentes tableros. Su utilización es muy sencilla (al pie de esta página pueden encontrar un videotutorial sobre su funcionamiento).



Un tablero de Pinterest.

Para confeccionar un tablero en Pinterest, cada uno de los grupos deberá realizar las siguientes tareas:

- **Establecer el tema del tablero:** implicará decidir qué es lo que se quiere mostrar (datos, comparaciones, un concepto general, un proceso, etcétera).
- **Escoger las imágenes a partir de las cuales se dará cuenta de la información:** pueden seleccionarlas de Internet o producirlas con una cámara digital o un teléfono celular.

2. CONSTRUIR EL TABLERO

Luego de haber trabajado en la selección del tema y en la elección de las imágenes, los diferentes grupos pueden empezar a desarrollar el tablero en Pinterest. Para realizarlo es necesario registrarse. Luego podrán empezar a subir sus imágenes.

3. COMPARTIR CON OTROS

Una vez que todos los grupos hayan finalizado la tarea, deben informar a los demás grupos para que estos puedan observar y evaluar las producciones. Cuando todos hayan visitado los tableros de sus compañeros,

- ¿Qué decisiones tomó cada uno de los grupos respecto de aquello que deseaban mostrar?
- ¿Qué diferencias hubo entre los diferentes tableros y a qué creen que responden?
- ¿Cómo reflejan los tableros producidos los contenidos de los capítulos de este bloque?

Ficha técnica			
Herramienta	Sitio	Videotutorial	Utilidad
Pinterest	e-sm.com.ar/pinterest	e-sm.com.ar/tutopinterest	Red social para compartir imágenes



ENSAYOS A LA LLAMA: CADA METAL... UN COLOR

Mucho antes de contar con el instrumental apropiado, los químicos podían determinar qué metal componía una muestra según el color que esta emitía al exponerla a una llama. En la actualidad, este método, denominado *test* o *ensayo a la llama*, es un método de laboratorio bien establecido que permite identificar la presencia de un elemento químico determinado en una muestra.

Los átomos están formados por un núcleo que contiene protones y neutrones, y una corteza en la cual se ubican los electrones girando alrededor del núcleo. En el ensayo a la llama, esta actúa como fuente energética. Así, cuando las sustancias se calientan, los electrones absorben energía y saltan a niveles más externos, para luego regresar rápidamente a niveles inferiores emitiendo energía en forma de radiación con una longitud de onda característica para cada elemento, a la cual se asocia un color particular.

En esta actividad podrán realizar una determinación cualitativa para identificar la presencia de cada uno de los metales en las distintas muestras de nitratos. Pero, ¿qué significa realizar una determinación *cualitativa* en química? ¿en qué se diferencia de un análisis *cuantitativo*?

En esta actividad tendrán la oportunidad de aprender qué se entiende por determinación cualitativa, y cómo es posible identificar la presencia de uno u otro metal en una muestra a partir de una experiencia sencilla (test a la llama). Para ello, formen grupos de tres o cuatro integrantes, lean la herramienta que explica algunas características de la determinación cualitativa, consigan los materiales y realicen los procedimientos propuestos.

HERRAMIENTA: TÉCNICAS CUALITATIVAS Y TÉCNICAS CUANTITATIVAS

Los análisis cualitativos consisten en buscar información sobre la identidad o forma de una sustancia en una muestra determinada. Este tipo de análisis nos permite saber si una sustancia en particular está presente o no en la muestra que analizamos, pero no nos aporta información acerca de en qué cantidad se encuentra. Por otra parte, los análisis cuantitativos consisten en la determinación de la abundancia absoluta o relativa (por lo general expresada como concentración) de una o más sustancias químicas presentes en una muestra. Por ejemplo, si a un

químico se le da una muestra para analizar, mediante técnicas cualitativas podrá determinar qué componentes están presentes en ella, y luego, por medio de técnicas cuantitativas podrá determinar la cantidad de cada uno de los componentes en esa muestra.

El ensayo a la llama es un ejemplo de una técnica cualitativa, que consiste en exponer una determinada muestra sólida a una llama, y a partir de la observación del cambio en el color de la llama, identificar qué metal contiene la muestra.

La espectroscopía de emisión de llama constituye un ejemplo de una técnica cuantitativa, que se basa en la medición de la energía radiante emitida por un elemento que se encuentra en estado de vapor. En esta técnica, los átomos son primeramente vaporizados, para luego ser elevados a un estado electrónico excitado; su vuelta al estado fundamental va acompañado de la emisión electromagnética con una longitud de onda determinada. La correlación entre la intensidad de la señal y la concentración del elemento emisor en una solución permite la utilización de este fenómeno con fines cuantitativos.



Imagen de un ensayo a la llama.

MATERIALES NECESARIOS

- Alambre de platino o nicromo; ácido clorhídrico concentrado; vaso de precipitados; sales de nitratos varios: nitrato de estroncio, nitrato de calcio, nitrato de litio, nitrato de sodio, nitrato de cobre II y nitrato de potasio (el ensayo también puede ser realizado con cloruros de cada uno de estos metales); un mechero; seis tubos de ensayo; una gradilla.

PROCEDIMIENTO

PRIMERA PARTE: PREPARACIÓN DE LOS MATERIALES Y LIMPIEZA DEL ALAMBRE

- Coloquen una pequeña cantidad de cada una de las sales de nitrato en cada tubo de ensayo. Ubiquen los tubos de ensayo en la gradilla sin rotularlos.
- Viertan con mucho cuidado ácido clorhídrico concentrado en un vaso de precipitados. Pueden pedir al profesor que haga esto último por ustedes.
- Limpien el alambre de platino o nicromo calentándolo al fuego e introduciéndolo luego en el recipiente que contiene el ácido clorhídrico concentrado.
- Coloquen nuevamente el alambre al fuego hasta que la llama quede incolora, lo cual les asegura que el alambre quedó limpio y sin trazas de otras sustancias.

SEGUNDA PARTE: COLOCACIÓN DE LAS MUESTRAS AL FUEGO Y COMPARACIÓN

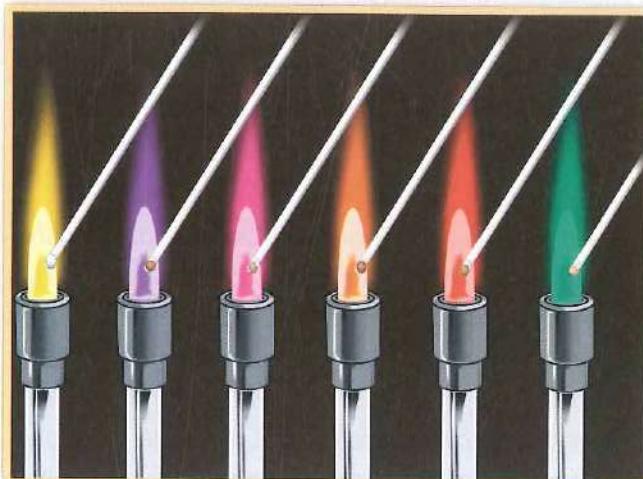
- Introduzcan el alambre (que ha sido previamente limpiado en el ácido clorhídrico) dentro del recipiente que contiene una de las sales de nitrato, de manera que los cristales de la sal queden adheridos a la punta del alambre.
- Acerquen el alambre al mechero y con cuidado coloquen la punta del alambre al fuego. Es importante que realicen este procedimiento ubicando el alambre en la zona media de la llama, donde su color es azul claro.
- Observen el cambio de color en la llama, y registren

el dato en la tabla. Opcionalmente pueden tomar una foto de la llama para incluirla en el informe.

- Comparen el color de la llama de la muestra con la tabla de colores de llama para cada sustancia. Determinen por comparación de qué tipo de nitrato se trata, y registren este dato.
- Repitán los pasos 1 a 4 para cada una de las sales de nitrato restantes. Recuerden limpiar el alambre antes de cada procedimiento entre muestra y muestra, introduciéndolo en el ácido clorhídrico y comprobando que la llama queda incolora.

Coloración de la llama con diferentes elementos

Sustancia (metal)	Coloración esperada de la llama	Resultado obtenido
Sodio	Amarillo oro	
Potasio	Orquídea	
Litio	Rojo carmesí	
Calcio	Rojo naranja	
Estroncio	Rojo púrpura	
Cobre	Verde esmeralda	



Diferentes colores de la llama según el metal del que se trate.

ACTIVIDADES DE CONCLUSIÓN Y SÍNTESIS

- ¿Qué metal les resultó más difícil de identificar? ¿A qué se debió esto?
- ¿Por qué es tan importante limpiar el alambre entre muestra y muestra?
- ¿Por qué se dice que el test a la llama es una técnica cualitativa?
- ¿Creen que se podría determinar por medio del ensayo a la llama la presencia de varios metales en una muestra? Expliquen a partir de imaginar un ejemplo.



ENSAYO DE CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA: DISTINGUIENDO SUSTANCIAS IÓNICAS Y COVALENTES

La corriente eléctrica es un movimiento de cargas. Los compuestos iónicos están formados por partículas con carga positiva (cationes) y con carga negativa (aniones), que en estado sólido se organizan formando redes cristalinas en las que los iones ocupan posiciones fijas. Los compuestos iónicos en estado sólido no son buenos conductores eléctricos. Sin embargo, cuando están fundidos o disueltos en agua, pueden conducir la electricidad. ¿Por qué creen que ocurre esto?

Por otra parte, los compuestos covalentes, como el agua destilada y el azúcar, están formados por moléculas que son partículas sin carga (a diferencia de los iones). Estos compuestos no son buenos conductores eléctricos en ningún estado de agregación. ¿Pueden explicar este comportamiento?

A partir de esta actividad podrán comprobar la conductividad eléctrica en disolución de distintas sustancias y relacionar los resultados de estos ensayos con el tipo de enlace que presentan las sustancias analizadas. Para ello, formen grupos de tres o cuatro integrantes, consigan los materiales y realicen los procedimientos propuestos.

Pero además, teniendo en cuenta la importancia de la comunicación en el ámbito de la ciencia, antes de realizar la actividad propuesta deberán leer la herramienta para luego poder elaborar un informe escrito y comunicar los resultados y conclusiones de este trabajo práctico.

HERRAMIENTA: EL INFORME CIENTÍFICO

La ciencia es producto de la construcción de conocimiento a lo largo del tiempo y, por eso, una de sus características más importantes es la comunicabilidad. Los científicos comunican los resultados de sus investigaciones tanto por escrito en sus informes, tesis y *papers* (publicaciones científicas) como en forma oral mediante situaciones en las que algunos miembros de la comunidad científica se reúnen para comunicar, escuchar y debatir sus ideas, como conferencias o defensas de tesis.

Como alumnos, un aspecto fundamental del trabajo en el laboratorio consiste en aprender a comunicar mediante la elaboración de un informe cuyo propósito sea transmitir con claridad y rigurosidad información acerca del experimento realizado. Cuando se redacta el informe se terminan de ordenar los datos, los gráficos y las ideas. El informe no debe tener como único propósito que el profesor juzgue

el trabajo realizado, sino que debe entenderse como un documento capaz de transmitir información que pueda ser interpretada por cualquier persona que lo lea (científico o no), y debe ser lo suficientemente claro para permitir que el experimento pueda ser reproducido por quien lo lea.

Si bien existen estructuras más formales para la elaboración de informes de laboratorio, todos deben incluir las siguientes secciones:

- 1. Título:** refleja el contenido de forma precisa.
- 2. Introducción:** establece el propósito del trabajo y su marco teórico.
- 3. Objetivos:** se describen los objetivos generales y específicos del trabajo.
- 4. Metodología:** se describen los materiales y el procedimiento experimental.
- 5. Resultados:** se muestran los resultados experimentales obtenidos, que pueden expresarse en forma de gráficos, tablas y otras herramientas.
- 6. Conclusiones:** se resumen los resultados obtenidos, y se discuten sus posibles alcances, consecuencias y limitaciones.

Introducción	→ ¿Cuál es el problema?
Material y métodos	→ ¿Cómo se estudió el problema?
Resultados	→ ¿Qué se encontró?
Discusión	→ ¿Qué significan dichos hallazgos?

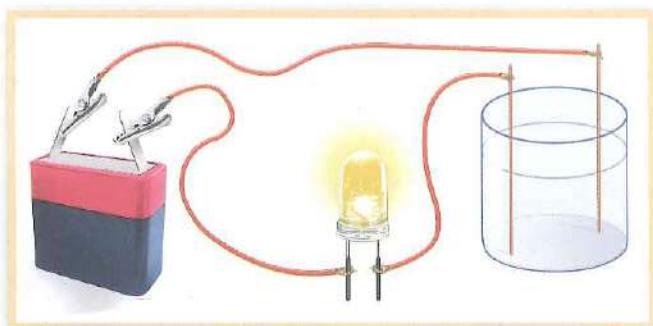
En el informe científico se organiza la información para responder 4 preguntas claves.

MATERIALES NECESARIOS

- Una batería de 9 voltios; dos pinzas de tipo cocodrilo; un led; dos trozos de alambre de cobre; dos alambres de cobre (de 6 a 8 cm de largo); tijeras; dos vasos de precipitados; cloruro de sodio (NaCl); hidróxido de sodio (NaOH); agua destilada; azúcar (sacarosa); naftalina bien molida.

PROCEDIMIENTO

1. Construyan el dispositivo para comprobar la conductividad eléctrica según se muestra en la siguiente figura. Para conectar los extremos de los cables con los alambres de cobre, deberán cortar de 1 a 2 cm del plástico que recubre los cables y enrollar con cuidado los filamentos sobre el alambre.



Dispositivo de conducción eléctrica realizado con una batería, cables, un led, alambres de cobre, pinzas y vasos de precipitados con diferentes sustancias.

2. En un vaso de precipitados coloquen cloruro de sodio hasta completar aproximadamente 1 cm de altura. En el otro vaso de precipitado coloquen azúcar hasta completar la misma altura.
3. Introduzcan los electrodos del dispositivo en el vaso de precipitados que contiene cloruro de sodio, y observen si la lámpara se enciende.

4. Limpien los electrodos, y repitan el procedimiento introduciéndolos en el recipiente que contiene azúcar, y observen si la lámpara se enciende.
5. Agreguen agua destilada en ambos vasos de precipitados y agiten suavemente (para que la sal y el azúcar se disuelvan en cada vaso).
6. Vuelvan a repetir los pasos 3 y 4 limpiando los electrodos cuidadosamente entre muestra y muestra. Observen en cada caso si se enciende la luz del dispositivo.
7. Vacíen los vasos de precipitados y enjuáguelos con agua destilada. Luego, coloquen en uno de los recipientes hidróxido de sodio y agua destilada, y en el otro vaso, la naftalina molida y agua destilada. En ambos casos agiten suavemente para que las sustancias se mezclen con el agua.
8. Sumerjan los electrodos en cada uno de los vasos de precipitados limpiando cuidadosamente los electrodos entre muestra y muestra. Observen si la luz se enciende en alguno de los casos.
9. Registren todos los resultados obtenidos en el siguiente cuadro.

Material	¿Conduce la corriente eléctrica? (la lámpara se enciende)	
	Sí	No
Cloruro de sodio		
Azúcar		
Cloruro de sodio disuelto en agua		
Azúcar disuelta en agua		
Hidróxido de sodio disuelto en agua		
Naftalina molida y agua		

ACTIVIDADES DE CONCLUSIÓN Y SÍNTESIS

1. De acuerdo con los resultados obtenidos en el ensayo de conductividad eléctrica, identifiquen cuáles de las sustancias utilizadas son iónicas y cuáles, covalentes.
2. ¿Por qué tanto el hidróxido de sodio como la sal común (cloruro de sodio) conducen la corriente eléctrica solo si se encuentran en disolución acuosa?
3. Los polímeros sintéticos son malos conductores de la electricidad, por lo que son frecuentemente utilizados como aislantes, por ejemplo, en los mangos de herramientas como buscapolos. ¿Qué tipo de enlace tendrán los polímeros sintéticos? Justifiquen su respuesta.
4. Elaboren un breve informe de laboratorio teniendo en cuenta las secciones que este debe contener.

3

REPRESENTACIÓN DE UNIONES QUÍMICAS:
EXPLICANDO A TRAVÉS DE MODELOS

¿Alguna vez se preguntaron por qué una cucharada de azúcar se transforma en caramelo cuando la ponemos al fuego y por qué no sucede lo mismo con la sal? ¿O por qué muchos plásticos se deforman fácilmente cuando los exponemos al calor? Probablemente hayan notado que si bien muchas sustancias se disuelven rápidamente en agua, existen otras que solo se disuelven en solventes orgánicos como el benceno o el cloroformo. Las propiedades de las sustancias químicas, como la solubilidad y el punto de fusión, dependen del tipo de unión química que estas tengan, es decir, si son compuestos iónicos o covalentes.

En esta actividad podrán diseñar modelos para representar las sustancias que les permitirán explicar las diferencias que presentan los compuestos iónicos y covalentes, en cuanto a la solubilidad y el punto de fusión. Para ello, formen grupos de tres o cuatro integrantes, consigan los materiales y realicen los procedimientos propuestos.

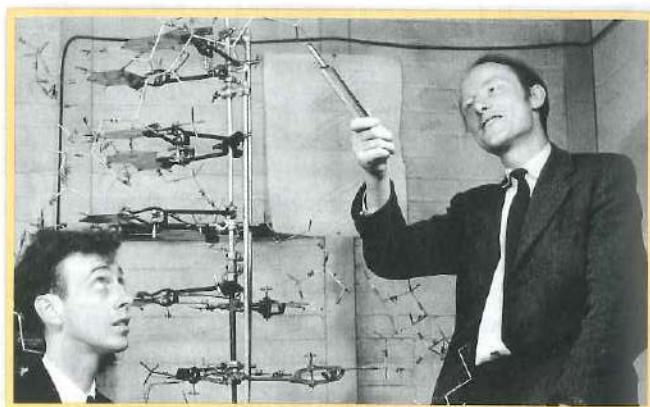
Antes de comenzar con el desarrollo de la actividad, deberán leer la herramienta que explica qué son los modelos, para qué sirven y cómo se utilizan en el ámbito de la ciencia para entender y explicar distintas situaciones.

HERRAMIENTA: LOS MODELOS CIENTÍFICOS

Los modelos científicos son representaciones abstractas, conceptuales, gráficas o visuales que permiten simplificar fenómenos, sistemas o procesos que ocurren en la realidad, con el objetivo de intentar comprenderlos. Al definirlos como "representaciones" de la realidad, estamos queriendo decir que los modelos nos vuelven a presentar algo, en este caso, aquella "porción" del mundo real cuyo funcionamiento queremos entender.

Los modelos pueden ser de varios tipos. Por ejemplo, los modelos matemáticos usan funciones o ecuaciones para representar un fenómeno del mundo real, mientras que los modelos gráficos son representaciones de datos del mundo real mediante el uso de recursos gráficos como líneas o símbolos. También existen modelos conceptuales, que son mapas de conceptos y sus relaciones, como la estructura del átomo, de la célula o el Big Bang, y modelos materiales, como el globo terráqueo o las maquetas. Un modelo científico es entonces una idea creada por la mente humana que describe un sistema, fenómeno o proceso que ocurre en la naturaleza al cual no se puede acce-

der directamente de una forma simplificada. Es importante tener en cuenta que los modelos no solo sirven para describir y explicar un fenómeno o proceso, sino que además permiten predecir ciertos resultados que podrían ocurrir en situaciones semejantes.



En 1953, Watson y Crick propusieron el modelo de la estructura del ADN (ácido desoxirribonucleico), la molécula que contiene la información genética de todo ser vivo.

Existen una serie de consideraciones que deben tenerse en cuenta respecto de los modelos:

- Poseen limitaciones, ya que se tratan de simplificaciones de la realidad y algunos aspectos podrían no ser contemplados.
- No son verdaderos o falsos, porque no son el fenómeno o sistema en sí mismo, sino representaciones de estos.
- Son dinámicos: los modelos pueden ir cambiando para ajustarse a los nuevos datos experimentales.
- Deben servirnos para realizar predicciones.
- En el aula de química es muy frecuente usar modelos materiales, ya que permiten visualizar sistemas o fenómenos que ocurren a escala microscópica.

MATERIALES NECESARIOS

- Cualquier material u objetos con los que puedan representar los iones y las moléculas, y las fuerzas que los mantienen unidos. Por ejemplo, pueden utilizar bolitas de telgopor de distintos tamaños (y fibras para pintarlas de distintos colores), o plastilina de distintos colores para las partículas; y palitos de madera o escarbadores para representar las uniones.



- Para hacer el trabajo podrán usar la información del siguiente cuadro sobre el comportamiento de los compuestos iónicos y covalentes en función del punto de fusión y la solubilidad. También pueden buscar más información en internet.

	Compuestos iónicos	Compuestos covalentes
Punto de fusión	Forman redes cristalinas, en las cuales los iones de cargas opuestas están unidos por fuerzas de atracción (electrostáticas). Estas fuerzas son de gran intensidad: es necesario entregar gran cantidad de calor para romperlas.	Forman moléculas individuales unidas entre sí por fuerzas intermoleculares. Estas fuerzas son más débiles que las iónicas y su intensidad varía según la polaridad de las moléculas. Los enlaces covalentes, al romperse, entregan poca cantidad de calor.
Solubilidad	Son solubles en agua y otros solventes polares.	Algunas son solubles en solventes polares, como el agua, mientras que otras son solubles en solventes no polares, como el benceno.

PROCEDIMIENTO

PRIMERA PARTE: ARMADO DE LAS PARTES

1. Una vez que tienen el material seleccionado, dispónganlo de manera de representar:
 - Un compuesto iónico, donde se representan los iones positivos (cationes) y negativos (aniones) formando una estructura cristalina.
 - Un compuesto covalente, formado por moléculas individuales que se mantienen unidas por fuerzas intermoleculares.
 - Moléculas de agua, donde se representen las densidades de carga positiva sobre los hidrógenos, y negativa sobre los oxígenos.
 - Moléculas de un solvente orgánico apolar o no polar.
2. De ser necesario, pueden volver a leer el tema en el libro para recordar estos conceptos.

SEGUNDA PARTE: FUNCIONAMIENTO DEL MODELO

1. Los modelos construidos deben poder funcionar para representar las situaciones planteadas en el copete introductorio al trabajo práctico, y responder a las siguientes preguntas: ¿por qué el azúcar se convierte en caramelo cuando la calentamos en la hornalla de la cocina? ¿Por qué la sal no se funde cuando la exponemos al calor de una hornalla encendida? ¿Por qué se derriten algunos plásticos a baja temperatura? ¿Por qué algunas sustancias se disuelven en agua y otras, en solventes no polares? Para esto deberán tener en cuenta las cargas y la polaridad de las sustancias moleculares.
2. Hagan otras preguntas en relación con las características de los compuestos iónicos y covalentes, y respóndalas a partir de los modelos construidos.

ACTIVIDADES DE CONCLUSIÓN Y SÍNTESIS

1. Identifiquen las sustancias iónicas y covalentes que fueron representadas mediante los modelos en este trabajo práctico.
2. ¿En qué clase de solventes se disuelven mejor las sustancias iónicas? ¿Y las covalentes? Expliquen por qué sucede esto.
3. El polietileno de baja densidad con el que se fabrican las bolsitas del supermercado se deforma rápidamente al exponerlo al calor. ¿Qué tipo de enlace tendrá este material? Fundamenten brevemente sus respuestas utilizando el modelo diseñado.

4

REGULACIÓN DEL PH: EL EFECTO DE LOS ANTIÁCIDOS

La acidez estomacal es una sensación de ardor en el pecho o en la garganta. En el estómago se produce ácido clorhídrico, necesario para la digestión, pero el reflujo gástrico o una producción excesiva de ácido pueden producir acidez e irritar las mucosas del estómago y del esófago. El estrés, el café, el chocolate, las frituras, las bebidas alcohólicas y algunas medicinas pueden provocar acidez. ¿Qué características deben tener las sustancias antiácidas usadas para su tratamiento? ¿Por qué?

Los antiácidos son un tipo de medicamentos de venta libre, utilizados para tratar los síntomas de la acidez estomacal. Estos medicamentos funcionan neutralizando el ácido clorhídrico del jugo gástrico. Los antiácidos más conocidos contienen una base débil como el bicarbonato de sodio o el hidróxido de magnesio.

En este trabajo práctico podrán simular la reacción de neutralización que se produce en el estómago de una persona cuando toma un antiácido. Además, por medio de la construcción de un gráfico de líneas, podrán observar cómo se modifica el pH de una solución ácida con el agregado de distintas cantidades de antiácido (base débil). Para ello, formen grupos de tres o cuatro integrantes, lean la herramienta que explica cómo construir un gráfico de líneas, consigan los materiales y realicen los procedimientos propuestos.

HERRAMIENTA: CONSTRUCCIÓN DE UN GRÁFICO DE LÍNEAS

Al trabajar con datos numéricos, muchas veces resulta útil presentarlos en gráficos para una representación visual y una interpretación más rápida de la información. Además, los gráficos representan una poderosa herramienta para analizar los datos, que permite a menudo encontrar las relaciones entre ellos. Si bien existen distintos tipos de gráficos, nos centraremos en los gráficos de líneas.

En los gráficos de líneas se representan los valores de las variables (los datos que pueden cambiar de valor durante una experiencia) en dos ejes cartesianos perpendiculares entre sí. Estos gráficos son útiles para expresar cómo cambian los datos ubicados sobre uno de los ejes, en función de la modificación de los datos del otro. En química, los gráficos de líneas permiten visualizar la evolución de una reacción (en función del tiempo o del cambio en la concentración de alguno de los reactivos, por ejemplo). Una

ventaja de estos gráficos es que pueden representarse en un mismo sistema de ejes más de una serie de datos, lo que permite comparar las series entre sí con mayor facilidad.

Para construir un gráfico de líneas a partir de los datos de un experimento se deben seguir los siguientes pasos:

Paso 1. Se dibujan dos ejes perpendiculares que se crucen en un punto (ver figura) para formar el plano de coordenadas cartesianas. El eje horizontal se conoce como eje *X*, y sobre él se ubican los valores de la variable independiente. Sobre el eje vertical, denominado *Y*, se ubican los valores de la variable dependiente.

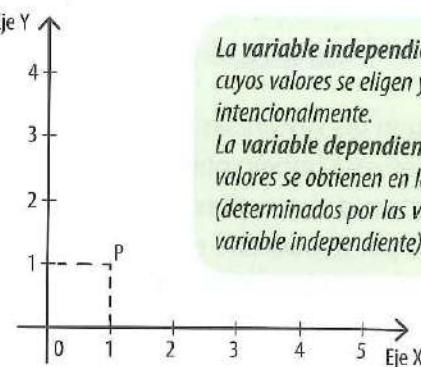
Los términos "dependiente" e "independiente" representan una relación de causalidad: la variable independiente determina el valor de la variable dependiente.

Paso 2. Se dibujan las marcas de graduación a intervalos regulares sobre cada uno de los ejes.

Paso 3. Se le coloca el nombre a cada uno de los ejes, el horizontal o *X*, y el vertical o *Y*.

Paso 4. A partir de los datos experimentales se traza el gráfico: a cada valor de la variable independiente le corresponderá un valor de la variable dependiente. Se marca cada intersección de valores *X* e *Y* con un punto.

Paso 5. Se dibuja una línea que conecte los puntos de coordenadas trazados en el gráfico.



La variable independiente es aquella cuyos valores se eligen y se modifican intencionalmente.

La variable dependiente es aquella cuyos valores se obtienen en la experiencia (determinados por las variaciones en la variable independiente).

MATERIALES NECESARIOS

- Tres vasos de precipitado; una varilla de vidrio; una espátula pequeña; jugo de limón; jugo de naranja; solución de ácido clorhídrico 1M; bicarbonato de sodio o pastillas antiácidas (bien pulverizadas); tiras indicadoras de pH.

PROCEDIMIENTO

PRIMERA PARTE: PREPARACIÓN DE LAS REACCIONES

- Coloquen en uno de los vasos de precipitado el jugo de limón, en otro, el jugo de naranja y en el tercero, el ácido clorhídrico.
- Midan y registren el pH de las soluciones que contiene cada vaso. Para ello, sigan los siguientes pasos:
 - Corten tres trocitos chicos de tira de papel indicador.
 - Con la varilla de vidrio limpia toquen la solución de jugo de limón, y luego la tira de papel indicador de manera que este se moje.
 - Esperen unos segundos y comparan el color que toma el trocito de papel con la escala de pH que viene impresa en el envase del indicador.
 - Registren el valor de pH que dice la escala.



Medición del valor de pH en una muestra.

- Laven la varilla y repitan el paso 2 para medir el pH del jugo de naranja y el ácido clorhídrico.

- Con la espátula, agreguen una pizca de bicarbonato de sodio o de pastillas pulverizadas (base débil) a cada una de las soluciones. Agiten con la varilla, y registren en cada vaso el pH nuevamente.

- Continúen incorporando cantidades pequeñas de bicarbonato o antiácidos pulverizados en cada uno de los vasos. Traten de que las pizcas agregadas sean siempre iguales (para saber que agregan siempre la misma cantidad de base débil en cada vaso). Agiten con la varilla y registren el pH cada vez que incorporen una pizca de la base. Es muy importante que limpien la varilla cada vez que cambien de muestra.

SEGUNDA PARTE: REGISTRO DE LOS DATOS

- A medida que vayan agregando pizcas a las soluciones, completen la siguiente tabla:

Jugo de limón		Jugo de naranja		Solución HCl 1M	
Nº pizcas	pH	Nº pizcas	pH	Nº pizcas	pH

- Realicen, para cada solución (jugo de limón, jugo de naranja y ácido clorhídrico), un gráfico de pH en función de las pizcas de la base débil que agregaron.
- Identifiquen con un color la parte de la curva que corresponde a las soluciones de pH ácido y básico.
- Identifiquen el punto de neutralidad.
- En un mismo sistema de ejes cartesianos dibujen los tres gráficos de líneas correspondientes a cada una de las soluciones utilizadas durante la actividad realizada.

ACTIVIDADES DE CONCLUSIÓN Y SÍNTESIS

- Supongan que las tres soluciones de ácidos que usaron en el trabajo práctico (jugo de limón, naranja y ácido clorhídrico) tuvieran la misma concentración inicial. Basándose en los resultados obtenidos durante la experiencia realizada, ¿cuál de los tres ácidos sería el más fuerte? Justifiquen su respuesta.
- ¿Por qué piensan que es tan importante limpiar la varilla de vidrio cada vez que se cambia de muestra? Justifiquen su respuesta.
- Analicen en simultáneo las tres curvas obtenidas ¿Qué indica la diferencia entre ellas?



TECNOLOGÍA NUCLEAR: LA IRRADIACIÓN DE ALIMENTOS

La irradiación de alimentos, también llamada *pasteurización* o *esterilización fría*, consiste en la exposición de estos a cantidades controladas de radiaciones ionizantes provenientes de una fuente de radiación permitida (como algunos rayos gamma o X). Este proceso constituye una alternativa a otros tratamientos químicos y físicos, para reducir la reproducción de bacterias y hongos (que ponen en peligro la salud del hombre o llevan al deterioro de los alimentos), y para prolongar la vida de almacenamiento de los productos en el mercado.

La irradiación de alimentos está ganando terreno frente a los métodos tradicionales de procesamiento y preservación de alimentos. La radiación ionizante es un tipo de energía liberada por los átomos en forma de ondas electromagnéticas o partículas. Los tipos de radiación ionizante usados para procesar alimentos son la radiación gamma, los rayos X y los electrones acelerados. Los radioisótopos emisores de radiación gamma más usados para irradiar alimentos son el cobalto 60 (^{60}Co) y el cesio 137 (^{137}Cs).

La irradiación de alimentos ha demostrado ofrecer una serie de beneficios cuando se utiliza de forma segura:

- Liberan el alimento de microorganismos patógenos sin introducir sustancias extrañas (como fumigantes) ni hacer que el producto pierda su calidad de fresco.
- Al retardar el deterioro natural de los alimentos, se prolonga el tiempo de comercialización, posibilitando alcanzar mercados internos y externos más lejanos.

Sin embargo, la irradiación de alimentos también presenta desventajas en su aplicación:

- No es posible usar esta técnica para todos los productos alimenticios.
- La irradiación provoca la pérdida de vitaminas en los alimentos, como la A, y en menor escala, la B y la E.
- La irradiación puede producir cambios en las propiedades organolépticas de los productos tratados.
- La irradiación no destruye toxinas de origen bacteriológico y no desactiva enzimas.
- Se debe considerar que estas técnicas involucran reacciones nucleares. Los científicos proponen que deben realizarse más estudios para comprobar la seguridad del consumo de los alimentos irradiados.

En esta actividad buscarán información que les permitirá tomar dos posturas contrapuestas: una a favor de la

utilización de la tecnología de irradiación de los alimentos y otra en contra de ella. Luego, ambas posturas serán presentadas en el aula a modo de debate público. Para realizar esta actividad, antes deberán leer la herramienta que explica qué es y cómo se arma un debate.



Los alimentos que han sido tratados mediante radiaciones deben llevar el logo llamado **Radura**.

HERRAMIENTA: EL DEBATE

El debate es una dinámica de trabajo que consiste en establecer un diálogo claro y respetuoso, en el que cada disertante o participante muestra su posición sobre el tema a través de la presentación de argumentos sólidos.

Un argumento es un razonamiento que se emplea para probar o demostrar una proposición (oración que afirma o niega algo y puede ser verdadera o falsa) o bien para convencer a alguien de aquello que se afirma o se niega. En el desarrollo de un debate es importante tener presente que nunca se debe ridiculizar al otro disertante ni usar falacias (razonamiento inválidos) para defender un punto de vista, ya que desacreditan a quien las usa y debilitan su postura.

En el caso de esta actividad, se busca que el debate cumpla con los siguientes objetivos:

- Estimular el interés de los participantes por el tema y el mismo proceso del debate.
- Generar reflexión en los participantes, lo que permite superar prejuicios con relación al tema que se debate.
- Alentar a los participantes a defender sus posiciones mediante argumentos sólidos, sin recurrir a falacias.

DESARROLLO DEL DEBATE ACERCA DE LA IRRADIACIÓN DE LOS ALIMENTOS

PROCEDIMIENTO

Paso 1. El primer paso para realizar un debate es elegir un tema que genere controversia, es decir, para el cual existan por lo menos dos posturas contrapuestas. Entonces es necesario formar **dos grupos de trabajo**: uno que acuerde con una de las posturas y el otro a favor de la contraria. En el caso de esta actividad, las posturas serán "a favor" y "en contra" de la irradiación de alimentos.

Paso 2. Luego, se deben distribuir los siguientes roles, que deberán cumplir los participantes del debate:

- Cada grupo elegirá un **portavoz**, que será el encargado de presentar los argumentos que sostiene el grupo.
- Se elige un **moderador** para que el debate se desarrolle adecuadamente. Su función es iniciar el diálogo, regularizar las intervenciones de los participantes, explicar las reglas, el tiempo de intervención de cada portavoz, etcétera. Debe asegurar que el debate se realice en un clima de respeto y sin usar términos agresivos.
- Se elige un **secretario**, que será el encargado de registrar lo más importante de lo que exponen los participantes.

Paso 3. Una vez finalizada la instancia anterior y repartidos los diferentes roles, cada uno de los grupos debe construir sus argumentos. Para ello, los integrantes de cada grupo pueden subdividirse en grupos más pequeños y trabajar los distintos

argumentos. Luego, todos los integrantes vuelven a reunirse para acordar cuáles son los argumentos más importantes, es decir, aquellos que representan de manera más clara, sólida y sencilla la postura que el grupo sostiene.

Paso 4. Se puede ambientar el lugar del debate colocando tres escritorios frente a los participantes: en el del medio se ubican el moderador y el secretario y en los dos de los extremos cada uno de los portavoces.

Paso 5. El moderador explica las reglas y da comienzo al desarrollo del debate.

Paso 6. Durante el debate, los portavoces presentan los argumentos y el secretario toma nota. Al finalizar, el moderador y el secretario presentan una síntesis de lo expresado y una conclusión final. En este momento se permite que la audiencia y los integrantes de los grupos realicen preguntas.



Si bien se puede utilizar la ambientación del lugar explicada en el procedimiento, también es posible llevar adelante un debate utilizando otras disposiciones ambientales.

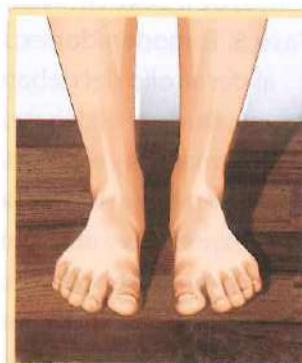
ACTIVIDADES DE CONCLUSIÓN Y SÍNTESIS

- ¿Qué significado piensan que puede tener el dibujo que simboliza el logo Radura? Investigan al respecto.
- ¿Creen que es necesario que los elementos irradiados lleven un logo que los identifique como tales? ¿Por qué?
- ¿Qué sucedería si este tipo de reacciones nucleares que sirven de base para la irradiación de alimentos no fuera controlada?
- ¿Por qué es necesario tener cautela en relación con la utilización de este tipo de tecnologías?



¿MÁS FRÍO O MENOS CALIENTE?

Imaginen la siguiente situación: se encuentran caminando descalzos por los distintos ambientes del interior de una casa que están a la misma temperatura ambiental. ¿Por qué cuando pisan sobre el piso de cerámica del baño o la cocina este parece estar más frío que el piso de madera de las habitaciones o el living? Discutan esta situación en grupos, y realicen dibujos para explicar y fundamentar sus razones.



¿Está verdaderamente más frío el piso cerámico que el de madera o es solamente una sensación nuestra?

La conductividad térmica es una propiedad física de los materiales que indica cuán fácil es la conducción de calor a través de ellos. Cuanto mayor sea la conductividad térmica de un material, mejor conductor del calor será este. Por el contrario, cuanto menor sea su conductividad, mejor aislante térmico será. La conductividad térmica se mide utilizando el coeficiente de conductividad térmica (λ). Cada material presenta su propio coeficiente de conductividad térmica.

En esta actividad podrán medir el intercambio de energía térmica en dos situaciones diferentes: en el agua y en un material sólido. Para ello, formen grupos de tres o cuatro integrantes, consigan los materiales y realicen los procedimientos propuestos.

Luego de realizar los procedimientos propuestos podrán *describir* qué ocurrió en cada uno de los experimentos realizados. Luego, teniendo en cuenta los conceptos aprendidos en clase sobre intercambio de energía térmica, podrán *interpretar* los resultados experimentales. Para poder realizar una descripción y una interpretación adecuada de los datos experimentales, deberán primero leer la herramienta que explica el significado de estos términos, y cómo pueden utilizarse de forma apropiada.

HERRAMIENTA: DESCRIBIR E INTERPRETAR

Describir es el proceso por el cual se caracteriza a algo o alguien al explicar sus distintas partes, cualidades y circunstancias. Una buena descripción permite que los demás puedan hacerse una imagen clara y precisa del objeto o del sujeto descripto. Para realizar una descripción apropiada se deben tener en cuenta los siguientes puntos:

- Se debe identificar el objetivo de la descripción.
- Se deben buscar y seleccionar las características del objeto o proceso que se va a describir. No es necesario describir todas las características de un objeto o proceso, sino las que resultan adecuadas para cumplir el objetivo de la descripción.
- Es útil ordenar las características descriptivas por orden de importancia, es decir, se las debe jerarquizar.
- Se pueden usar imágenes, gráficos, tablas u otros recursos disponibles que resulten necesarios para la descripción, o que contribuyan a mejorarla.

Por otra parte, *interpretar* consiste en dar a algo un significado o sentido determinado, o explicar o aclarar el significado de algo. La interpretación tiene una mayor carga teórica que la descripción, debido a que un mismo fenómeno puede ser interpretado de diferentes formas. En la interpretación se establecen relaciones causa-efecto relacionando hechos, datos u observaciones de manera que adquieran un sentido global.

MATERIALES NECESARIOS

- Dos vasos de precipitados de 250 cm^3 ; un vaso de precipitados de 500 cm^3 (o un recipiente de boca más grande que los vasos de precipitados); agua de la canilla; un mechero de tipo Bunsen; un trípode; una tela metálica; seis sacapuntas metálicos iguales; cinta adhesiva; una tabla de madera; una pinza de laboratorio; una probeta; un termómetro de laboratorio; un termómetro ambiental.

PROCEDIMIENTO

Antes de comenzar la actividad midan (con un termómetro) y registren la temperatura del laboratorio.

PRIMERA PARTE: INTERCAMBIO DE ENERGÍA TÉRMICA EN OBJETOS METÁLICOS

1. Agrupen los seis sacapuntas en dos grupos de tres. Péguelos entre sí poniéndolos en contacto por su lado de menor superficie y formando dos hileras.
2. Coloquen agua en un vaso de precipitados y caliéntenla con el mechero. Con el termómetro de laboratorio vayan registrando la temperatura hasta que alcance los 80 °C. Una vez alcanzado este valor, retiren el vaso de precipitados del fuego.
3. Coloquen uno de los grupos de tres sacapuntas dentro del vaso y esperen unos minutos. Vuelvan a medir la temperatura del agua y registren el valor.
4. Con la pinza, retiren los sacapuntas del agua y colóquenlos rápidamente sobre la tabla de madera al lado del otro grupo de sacapuntas que están a temperatura ambiente. Ambos grupos deben quedar próximos entre sí. Registren la hora a la que sacan los sacapuntas del agua.
5. Esperen a que ambos grupos de sacapuntas se hallen a la misma temperatura, y determinen el tiempo desde que fueron retirados del agua y el momento en que se equilibraron las temperaturas.



Paso 4.

ACTIVIDADES DE CONCLUSIÓN Y SÍNTESIS

1. ¿Cuál será la temperatura final del sistema de los dos grupos de sacapuntas? Expliquen por qué, teniendo en cuenta el concepto de equilibrio térmico. Dibujen todos los intercambios de energía térmica que intervienen en este sistema.
2. ¿Desde dónde hacia dónde se transfiere la energía térmica en los dos sistemas? Incluyan todas las vías de intercambio de energía que se produjeron.
3. ¿Cómo podrían utilizar los resultados obtenidos en esta actividad para explicar la situación planteada al comenzar el trabajo práctico? Apoyen su interpretación con dibujos.

SEGUNDA PARTE: INTERCAMBIO DE ENERGÍA TÉRMICA EN EL AGUA

1. Coloquen uno de los vasos de precipitado dentro del recipiente más grande. Llenen el vaso de precipitado más pequeño hasta su tope, cuidando de que no se desborde.
2. Coloquen uno de los grupos de tres sacapuntas pegados entre sí dentro del vaso que contiene agua (ahora sí el agua se desbordará pero quedará contenida en el recipiente más grande. Midan con una probeta el agua desbordada (este volumen corresponderá al volumen ocupado por los tres sacapuntas).



3. Pongan a calentar el volumen de agua desplazado y vayan registrando su temperatura. Una vez que esta llegue a 80 °C, retiren el recipiente del fuego.
4. Rápidamente, traspasen el agua a un recipiente vacío que esté a temperatura ambiente. Registren la hora. Dejen enfriar.
5. Con el termómetro de laboratorio vayan midiendo la temperatura del agua hasta que esta sea igual a la temperatura ambiental. Registren nuevamente la hora y determinen el tiempo transcurrido.

Responsable de Corrección: Patricia Motto Rouco

Corrección: María Luisa Gómez Sierra

Diseño de interior y tapas: Noemí Binda

Diagramación: Rafael Medel

Ilustración: Conrado Giusti y Fabián Slongo

Edición de fotografía: Macarena Ayestarán

Fotografía: Archivo SM, Wikimedia Commons, Getty Images/
iStockphoto, Cristian Cerini, Juan Baraja, Fernando Bolla Agrelo,
Silvia Gábarrot, Pablo Picca, Martín Katz, Sonsoles Prada, Fernando
Calzada, Enrique Guardia, Carlos Vargas, Daniel Jurjo, Javier Calbet.
Agradecemos la gentileza de: Área de Prensa y Comunicación de la
Comisión Nacional de Energía Atómica; Tecnópolis/Mariano Sandá.

Fotografía de tapa: Archivo SM

Asistente editorial: Luciana Villegas

Jefe de Operaciones: Gustavo Becker

Responsable de Preimpresión: Sandra Reina

© ediciones sm, 2014

Av. Callao 410, 2º piso

[C1022AAR] Ciudad de Buenos Aires

ISBN 978-987-731-090-0

Hecho el depósito que establece la ley 11.723

Impreso en Argentina / Printed in Argentina

Primera edición, primera reimpresión.

Este libro se terminó de imprimir en el mes de octubre de 2015,
en Gráfica Pinter S.A., Buenos Aires

No está permitida la reproducción total o parcial de este libro, ni su tratamiento informático ni la transmisión de ninguna forma o por cualquier otro medio, ya sea electrónico, mecánico, por fotocopia, por registro u otros métodos, sin el permiso previo y por escrito de los titulares del copyright.

Física y Química Nodos. Átomos y uniones químicas. Reacciones químicas y nucleares. Intercambios de energía. Alberto Orría... (et.al); coordinado por Fernando H. Schneider; dirigido por Silvia Lanteri; edición a cargo de Jennifer Pochne, Samantha Matos y Cecilia Crespo. –1ª ed., 1ª reimpr. -Ciudad Autónoma de Buenos Aires: SM, 2015.

200 p.; 27,5 x 20,5 cm.

ISBN 978-987-731-090-0

1. Física. 2. Química. 3. Educación Secundaria. I. Orría, Alberto. II. Schneider, Fernando, coord. III. Lanteri, Silvia, dir. IV. Pochne, Jennifer, ed. V. Matos, Samantha, ed. VI. Crespo, Marla Cecilia, ed.

CDD 530.712