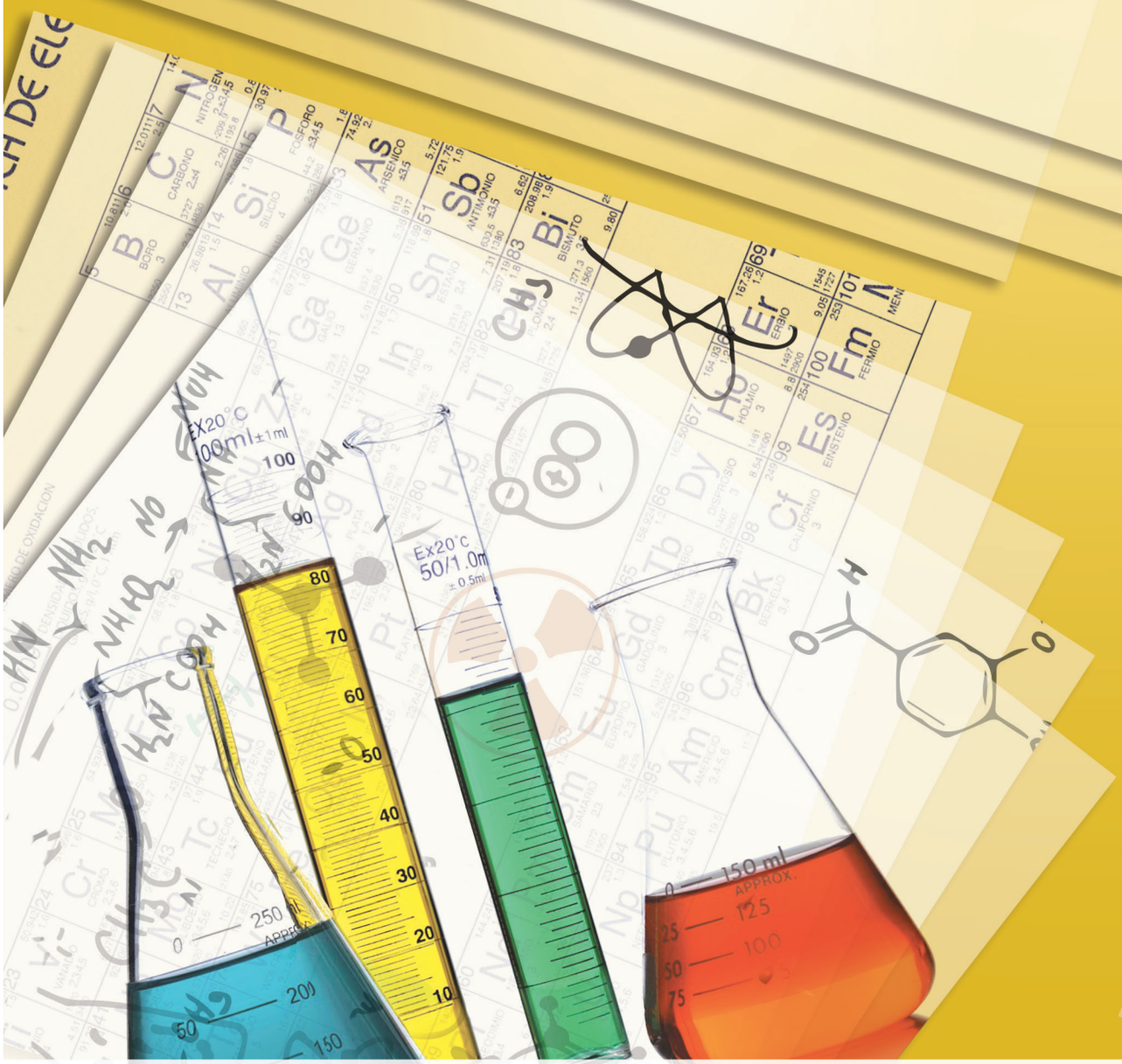
Ministerio de Educación



QUÍMICA

TEXTO DEL ESTUDIANTE

1.º CURSO | Bachillerato General Unificado

Distribución Gratuita
Prohibida su venta

BECU_Q1_B0.indd 1 7/1/14 5:28 PM

PRESIDENTE DE LA REPÚBLICA
Rafael Correa Delgado

MINISTRO DE EDUCACIÓN
Augusto Espinosa Andrade

VICEMINISTRO DE EDUCACIÓN
Freddy Peñafiel Larrea

VICEMINISTRO DE GESTIÓN EDUCATIVA
Jaime Roca Gutiérrez

SUBSECRETARIA DE FUNDAMENTOS EDUCATIVOS
Tannya Lozada

DIRECTORA NACIONAL DE CURRÍCULO
Isabel Ramos Castañeda

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

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

Primera edición: julio 2014
Impreso por El Telégrafo
ISBN: 978-9942-19-118-2
Derechos de autor: QUI-041812
DISTRIBUCIÓN GRATUITA - PROHIBIDA SU VENTA

Química

Primer año de Bachillerato General Unificado

TEXTO DEL ESTUDIANTE

El libro Química para primer curso de Bachillerato de la serie Bachillerato Ecuador es una obra colectiva creada y diseñada por el Departamento de Ediciones Educativas de Santillana S. A., bajo la Dirección Editorial de Ana Lucía de Escobar

EQUIPO EDITORIAL

Edición:
Daniela Cruz

Corrección De Estilo
Esteban Jaramillo y Cecilia Miranda

Diseño y Diagramación
Ma. Gabriela Romano y Gonzalo Arias

Ilustración y fotografía:
Archivo Santillana

Concepto general:
Verónica Tamayo

EQUIPO TÉCNICO

Administradora de operaciones:
Adelaida Aráuz

Jefa de corrección de estilo:
Eurídice Salguero

Jefe de arte:
Gabriel Karolys

Coordinadora gráfica:
Verónica Tamayo

Supervisora de calidad:
Nancy Novillo

Digitalizadora de imágenes:
Diana Novillo

Documentalista:
Cecilia Flores

SANTILLANA

Ministerio de Educación

ADVERTENCIA

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

PRESENTACIÓN

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

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

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

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

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

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

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

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

Éxitos en este nuevo año y a escribir nuestra nueva historia…

Ministerio de Educación

Ministerio de **Educación**

Presentación

El libro de Química para primer año de Bachillerato es una propuesta pedagógica que profundiza los contenidos de la química inorgánica. El desarrollo de los bloques curriculares guarda relación con la propuesta curricular del Ministerio de Educación y trata a la química como una asignatura relacionada con varias disciplinas científicas. Este libro propone una variedad de actividades que permiten el repaso y la evaluación continua, y promueven un pensamiento reflexivo, crítico y científico.

Cada bloque curricular está organizado en unidades, en las cuales se desarrollan los contenidos claramente estructurados. Esto se apoya con ejemplos que explican los procedimientos de resolución de problemas, así como con una serie de actividades que permiten evaluar el aprendizaje, como son trabajos individuales, cooperativos, tareas y lecciones. Además, para motivar a trabajar con las Tecnologías de la Información y la Comunicación (ITC), se presentan actividades con las cuales podrán poner en práctica los conocimientos informáticos. Estas actividades se identifican con el logo .

Al término cada unidad se propone actividades que permiten la revisión activa de todos los contenidos, la resolución de problemas y la búsqueda de soluciones. Además, se presta atención a la experimentación, de manera que incluye experiencias de laboratorio para que los estudiantes desarrollen su curiosidad natural y adquieran las herramientas necesarias para llevar a cabo una investigación y explorar conceptos, ideas y problemas, para adquirir un conocimiento profundo.

Cada bloque cierra con una evaluación de destrezas desarrolladas mediante el uso de indicadores esenciales de evaluación, y con una sección que se articula con algunos aspectos de la ciudadanía y el Buen Vivir, así como con aspectos prácticos de la Biología.

Índice

Bloque 1

Disciplinas auxiliares de la Química 6

Unidad 1

Mediciones 8
La medición 8
Temperatura y calor 10
Cifras significativas 15
La notación científica 16
Redondeo de números 16
Actividades 17

Unidad 2

La química y otras ciencias 18
El trabajo científico 20
Actividades 21
Evaluación 22
Buen Vivir 24
Trabajo de laboratorio 26

Bloque 2

Los cuerpos y la materia 28

Unidad 3

La materia 30
Propiedades de la materia 30
Transformaciones de la materia 33
Clases de materia 34
Separación de mezclas 36
Actividades 39

Unidad 4

La tabla periódica 40
Primeras clasificaciones de los elementos 40
La tabla periódica moderna 41
Algunas propiedades físicas y químicas de los elementos de la tabla periódica 45
Algunas propiedades periódicas importantes 49
Actividades 51
Evaluación 54
Buen vivir 56
Trabajo de laboratorio 58

BECU_Q1_B0.indd 4 7/1/14 5:28 PM

Bloque 3

Ampliación de nuestro conocimiento sobre la estructura de la materia 60

Unidad 5

El átomo: conceptos básicos 62
El átomo a través del tiempo 62
Algunas propiedades de los átomos 67
Actividades 71

Unidad 6

Modelo atómico actual 72
Antecedentes 72
El modelo de Bohr 74
El modelo de Sommerfeld 75
Hacia un modelo mecánico-cuántico de la materia 75
Arquitectura electrónica 76
Actividades 81

Unidad 7

Enlaces Químicos 82
¿Qué mantiene unidos a los átomos? 82
El enlace iónico 84
El enlace covalente 86
Sólidos metálicos 89
Fuerzas intermoleculares 90
Arquitectura molecular: formas geométricas de las moléculas 92
Actividades 93
Evaluación 94
Buen Vivir 96
Trabajo de laboratorio 98
Evaluación del primer quimestre 102

Bloque 4

Principios que rigen la nominación de los compuestos químicos 104

Unidad 8

Nomenclatura química 106
Los símbolos y las fórmulas químicas a través de la historia 106
Valencia y número de oxidación 107
Función química y grupo funcional 108
Radicales 116
Actividades 117

Unidad 9

Composición cuantitativa 118
La medida de la cantidad de sustancia 118
Masa molar de las sustancias 121
La fórmula de las sustancias 123
Actividades 127
Evaluación 128
Buen Vivir 130
Trabajo de laboratorio 132

Bloque 5

Reacciones químicas 134

Unidad 10

Reacciones y ecuaciones químicas 136
Representación de los fenómenos químicos 136
Clases de reacciones químicas 137
Balanceo de ecuaciones 139
Métodos para balancear ecuaciones 140
Las reacciones químicas y la energía 143
Ecuaciones termoquímicas 146
Actividades 147

Unidad 11

Cálculos químicos 148
Cálculos basados en las ecuaciones químicas 148
Leyes ponderales 148
Cálculos estequiométricos 150
Cálculos químicos en los que intervienen gases 154
Actividades 155
Evaluación 156
Buen Vivir 158
Trabajo de laboratorio 160

Bloque 6

Química nuclear 162

Unidad 12

Radiactividad 164
Radiactividad natural 165
Radiactividad artificial 166
Radiactividad inducida 167
Reacciones nucleares 168
Actividades 170

Unidad 13

Medición de la radiactividad 171
Sobreexposición a la radiación 172
Actividades 173
Evaluación 174
Buen Vivir 176
Evaluación del segundo quimestre 178
Anexos 180
Bibliografía 208

BECU_Q1_B0.indd 5 7/1/14 5:29 PM

Bloque 1

Disciplinas auxiliares de la Química

BECU_Q1_B1_U1.indd 8 7/1/14 3:30 PM

La humanidad ha intentado desde sus orígenes entender por qué y cómo se producen los fenómenos naturales. Este anhelo de comprensión ha dado origen a diversas corrientes de pensamiento como la religión, el arte o la ciencia. En las páginas que siguen nos centraremos en una de las muchas ramas en las que está dividida la ciencia: la química.

La química es la ciencia que estudia la composición y el comportamiento de la materia, así como la relación de esta con la energía. Entre sus aplicaciones, muchas han servido para mejorar la calidad de vida de las personas. Así, materiales como plásticos o detergentes, medicamentos como la penicilina, y combustibles para motores han sido posibles gracias a los avances alcanzados en la química.

Antes de empezar

Observa y **analiza** la imagen.

- ¿Por qué la Química ha permitido mejorar la calidad de vida de los seres humanos?
- ¿Cómo se relaciona la Química con otras ramas de la ciencia para optimizar el progreso de la humanidad?
- ¿Podríamos afirmar que la Química está presente en todo proceso de transformación? ¿Por qué?

Objetivo educativo

Demostrar dominio cualitativo y cuantitativo en el manejo de unidades, múltiplos y submúltiplos del Sistema Internacional de Unidades (SI) y sus equivalencias con otros sistemas de unidades, en la resolución de situaciones problemáticas relacionadas con el entorno, mediante el uso de las Matemáticas, respetando fuentes y criterios ajenos.

Rondador. Instrumento musical andino.

BECU_Q1_B1_U1.indd 7 7/1/14 5:30 PM

Unidad 1

Mediciones

Destreza con criterio de desempeño:

Interpretar situaciones cualitativas y cuantitativas de medición de longitudes, masas, volúmenes, temperaturas y densidades desde la experimentación, la recolección de datos, la aplicación de los procesos lógico-matemáticos para la obtención de resultados o de las conversiones entre las unidades del SI y otros sistemas aún utilizados y del análisis comparativo de los resultados obtenidos.

Conocimientos previos

- ¿Qué entiendes por medición?
- ¿Por qué necesitamos realizar mediciones tanto en la vida cotidiana como al hacer ciencia?
- ¿Por qué es fundamental disponer de un Sistema Internacional de medidas?

La medición

Los químicos caracterizan los procesos e identifican las sustancias mediante la estimación de ciertas propiedades particulares de estos. Para determinar muchas de esas propiedades es necesario tomar mediciones físicas.

Medir es comparar la magnitud física que se desea cuantificar con una cantidad patrón que se denomina **unidad** (**figura 1**). El resultado de una medición indica el número de veces que la unidad está contenida en la magnitud que se mide.

Las magnitudes físicas

No todos los rasgos que caracterizan un cuerpo o un determinado fenómeno pueden ser cuantificados. Por ejemplo, el olor y el sabor no pueden ser estimados objetivamente, sino que dependen de la apreciación de diferentes individuos. Aquellos rasgos de la naturaleza que pueden ser medidos se denominan **magnitudes físicas**.

Existen dos tipos de magnitudes físicas:

- **Magnitudes fundamentales:** son aquellas que no dependen de ninguna otra medida, expresan simplemente el número de veces que está la unidad patrón en lo que se desea medir como por ejemplo la masa, la temperatura o la longitud (**figura 2**).
- **Magnitudes derivadas:** son aquellas que se expresan como la relación entre dos o más magnitudes fundamentales (**figura 3**). Por ejemplo, la densidad indica la cantidad de masa presente en una cierta unidad de volumen.

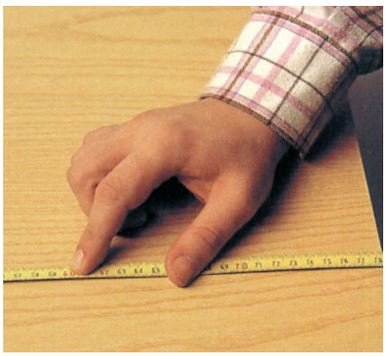


Figura 1. Medir es comparar una unidad patrón con aquello que se desea cuantificar. Al medir una longitud, se está comparando la dimensión de un objeto con la unidad patrón de longitud, el metro.

El Sistema Internacional de Unidades (SI)

Las primeras mediciones se basaron probablemente en el cuerpo humano, por ejemplo, expresando la longitud en pies. Luego, diferentes regiones estandarizaron unidades para su uso exclusivo.

Cuando empezó a hacerse común el intercambio de conocimiento entre regiones, hacia mediados del siglo XIX, esta diversidad en la manera de medir se convirtió en un serio inconveniente. Para solucionar estos problemas, la Academia de Ciencias de Francia creó el **Sistema Internacional de Unidades** (SI), según el cual existen siete magnitudes fundamentales, a partir de las cuales es posible expresar cualquier otra magnitud derivada. En las páginas 180 y 181 del Anexo se presentan algunas unidades del SI.

Sin embargo, también es empleado el sistema inglés, en donde se utilizan: el pie, la pulgada y la milla como unidades de longitud; la libra como unidad de masa; el segundo como unidad de tiempo; el grado Fahrenheit como unidad de temperatura y el psi como unidad de presión.

Magnitud	Unidad	Símbolo
Superficie	Extensión en que se consideran solo dos dimensiones. Se calcula mediante la unidad de longitud elevada al cuadrado.	Metro cuadrado (m^2)
Volumen	Espacio ocupado por un cuerpo. Se calcula mediante la unidad de longitud elevada al cubo.	Metro cúbico (m^3)
Densidad	Cantidad de masa por unidad de volumen.	Kilogramo/metro cúbico (kg/m^3)
Velocidad de reacción	Cambio en la concentración de partículas formadas o desaparecidas por unidad de tiempo.	Moles/litro.seg (mol/l.s)

Figura 3. Algunas de las magnitudes derivadas empleadas en química.

BECU_Q1_B1_U1.indd 8 7/3/14 11:45 AM

Equivalencia entre unidades

No siempre se utiliza el Sistema Internacional de Unidades. Con frecuencia, y especialmente en química, empleamos unidades muy pequeñas; así, por ejemplo, expresamos la masa en gramos o miligramos (mg), o la longitud en micras (μm) o nanómetros (nm).

En estos casos, se deben transformar unas unidades en otras equivalentes. La solución de estos inconvenientes está en el empleo de múltiplos y submúltiplos de las respectivas unidades.

En la **figura 4** se presenta una tabla que contiene los prefijos más comunes y su respectiva equivalencia.

Para transformar la unidad en que se expresa la medida de una magnitud fundamental en su correspondiente unidad SI, basta conocer los múltiplos y submúltiplos de dicha unidad.

Así, por ejemplo, si queremos transformar 5 metros en centímetros, debemos saber que 1 metro equivale a 100 centímetros, y por lo tanto los 5 metros equivalen a:

$$5\ \cancel{m} \cdot \frac{100\ cm}{1\ \cancel{m}} = 500\ cm$$

Si el caso corresponde a una magnitud derivada, debemos considerar su definición y luego aplicar la transformación a cada una de las magnitudes fundamentales que la definen.

Ejemplo

1. **Expresa la velocidad de un automóvil, cuyo valor es 80 km/h, en metros por segundo.**

   La solución requiere de la siguiente conversión:

   $$v = \frac{80\ km}{1\ h}$$

   $$v = \frac{80\ \cancel{km} \cdot \frac{1\,000\ m}{1\ \cancel{km}}}{1\ \cancel{h} \cdot \frac{3\,600\ s}{1\ \cancel{h}}} = \frac{80\,000\ m}{3\,600\ s} = 22{,}22\ m/s$$

   Obsérvese que en la operación anterior se utiliza la equivalencia de 1 km a 1 000 m y de 1 h a 3 600 s. Esto permite simplificar, y así, en la respuesta aparecen solo las unidades de equivalencia (m/s).

2. **Calcula el volumen en centímetros cúbicos de una caja de 0,5 metros de largo, 20 cm de ancho y 30 mm de profundidad.**

   El volumen expresa la capacidad que tiene un cuerpo y se calcula de la siguiente manera:

   V = largo × ancho × profundidad

   Ahora hay que convertir los 0,5 m a cm y los 30 mm a cm.

   Entonces, aplicando la fórmula de volumen se puede calcular, finalmente:

   $V = 50\ cm \times 3\ cm \times 20\ cm = 3\,000\ cm^3$

Magnitud	Unidad	Símbolo
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Corriente eléctrica	Amperio	A
Cantidad de materia	Mol	mol
Intensidad lumínica	Candela	cd

Figura 2. Magnitudes fundamentales (SI).

MÚLTIPLOS DEL SI		
Prefijo	**Símbolo**	**Factor**
exa	E	10^{18}
penta	P	10^{15}
tera	T	10^{12}
giga	G	10^{9}
mega	M	10^{6}
kilo	k	10^{3}
hecto	h	10^{2}
deca	da	10

SUBMÚLTIPLOS DEL SI		
Prefijo	**Símbolo**	**Factor**
deci	d	10^{-1}
centi	c	10^{-2}
mili	m	10^{-3}
micro	μ	10^{-6}
nano	n	10^{-9}
pico	p	10^{-12}
femto	f	10^{-15}
atto	a	10^{-18}

Figura 4. Prefijos más comunes.

Tarea

Expresa en unidades del SI el valor de las siguientes medidas: 2,5 km, 2 500 nm, 250 mg, 30 mm.

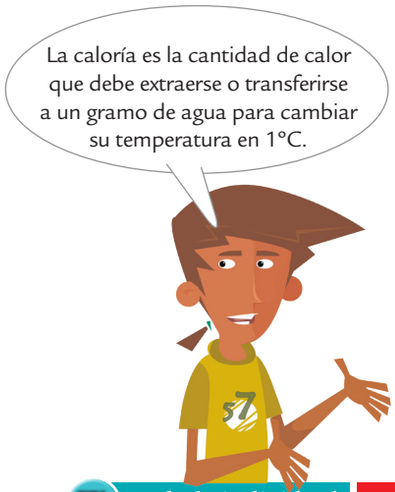
Trabajo cooperativo

Propón en grupos un nuevo sistema de medición que utilice como unidades de comparación objetos comunes.

BECU_Q1_B1_U1.indd 9 7/1/14 5:30 PM

Figura 5. Es posible percibir el calor del fuego debido a la diferencia de temperatura entre la hoguera y nuestro cuerpo.

Figura 6. El calor se mide mediante un calorímetro y se expresa en unidades denominadas calorías.



Ti Trabajo individual TIC

Construye un termómetro casero. En la página web titulada *Cómo hacer*, goo.gl/P7tD4, encontrarás los materiales necesarios y el procedimiento a seguir.

Temperatura y calor

Como se ha visto anteriormente, la temperatura es una de las magnitudes fundamentales definidas por el SI. Se trata de una magnitud difícil de definir y que tiende a confundirse con el concepto de calor, aunque todos probablemente tenemos una idea más o menos intuitiva de calor y temperatura. Para aclarar este aspecto es necesario profundizar más en ambos conceptos.

Desde la Antigüedad se sabe que la materia está formada por partículas pequeñas llamadas átomos y moléculas, que dependiendo del estado en que se encuentre la materia, sus átomos o moléculas se hallan en mayor o menor grado de libertad. El grado de libertad depende de las fuerzas que existan entre los átomos o moléculas; si las moléculas se mueven es porque poseen energía bien sea potencial o cinética. De la misma manera que todas las personas que se encuentran alrededor de una fogata no experimentan el mismo grado de calor, tampoco todas las moléculas de un cuerpo tienen la misma energía; unas se mueven más rápido que otras, de tal manera que si queremos expresar de alguna forma la energía del cuerpo, tenemos que hacerlo mediante un valor que corresponda a la **energía promedio** de sus moléculas. Pues bien, el concepto que se puede deducir del ejemplo anterior es el de temperatura.

La temperatura de un cuerpo se define como una magnitud que mide la energía promedio de las moléculas que constituyen ese cuerpo. La temperatura de un cuerpo es independiente de su masa porque solo depende de la velocidad y la masa de cada una de sus moléculas. De otra parte, el concepto de calor corresponde a **la medida de la energía que se transfiere de un cuerpo a otro debido a la diferencia de temperatura que existe entre ellos** (**figura 5**).

Unidades de cantidad de calor

Siendo el calor una forma de energía que se transfiere de una sustancia a otra en virtud de una diferencia de temperatura, se puede determinar la cantidad de calor midiendo el cambio de temperatura de una masa conocida que absorbe calor desde alguna fuente.

Según el SI, el calor se mide en **julios**, que es una unidad de energía. No obstante, la **caloría** es una unidad más comúnmente empleada en todo el mundo (**figura 6**).

Una **caloría** se define como la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de agua de 14,5° a 15,5°, equivale a 4,184 julios. Frecuentemente se emplea un múltiplo de la caloría, denominado **kilocaloría**, que equivale a 1 000 calorías.

¿Cómo se mide la temperatura?

El termómetro

El termómetro consta de un capilar terminado en un bulbo que contiene un líquido que se dilata; está cubierto por un tubo externo que contiene la escala numérica.

La mayoría de los materiales conocidos se expanden, es decir, experimentan un aumento de volumen cuando su temperatura aumenta y se contraen cuando esta disminuye. El termómetro es un instrumento diseñado para medir la temperatura valiéndose de la expansión y contracción de un líquido, que generalmente es mercurio.

BECU_Q1_B1_U1.indd 10 7/1/14 5:30 PM

Escalas termométricas

Existen varias escalas de temperatura. Para definir una escala se establecen arbitrariamente dos puntos de referencia que indican los extremos de la escala. La distancia entre estos puntos se divide entre un número definido de partes a las que se llama **grados** (**figura 7**).

Algunas de las escalas termométricas más utilizadas son:

- **Escala Celsius o centígrada** (°C). Denominada así en honor a su inventor **Anders Celsius**, esta escala emplea como puntos de referencia los puntos de congelación y de ebullición del agua, asignando un valor de cero al primero y de 100 al segundo. Debido a la asignación arbitraria del punto cero, en esta escala son posibles las temperaturas negativas, correspondientes a valores por debajo del punto de congelación del agua.
- **Escala Kelvin o absoluta** (K). Con el fin de evitar el empleo de valores negativos de temperatura, **lord Kelvin** sugirió emplear como punto de inicio de la escala un valor conocido como **cero absoluto**, que corresponde a una temperatura de −273 °C, en la cual la energía cinética de las partículas es ínfima, y por lo tanto se trata de la temperatura más baja que se puede lograr. El tamaño de los grados en las escalas Kelvin y Celsius es el mismo, lo cual facilita la conversión de valores entre una y otra.
- **Escala Fahrenheit** (°F). Esta escala se emplea comúnmente en los Estados Unidos y se diferencia de las anteriores en que al punto de congelación del agua se le asigna un valor de 32 °F, y al de ebullición, 212 °F. Esto quiere decir que la diferencia de temperatura entre los dos puntos de referencia se compone de 180 partes o grados, en lugar de 100, como en las escalas Celsius y Kelvin. De esta manera, el tamaño relativo de un grado centígrado o Kelvin es mayor que el de un grado Fahrenheit.
- **Escala Rankine** (°R). En esta escala el intervalo entre el punto de congelación y de ebullición del agua es igual al intervalo que existe entre estos puntos en la escala Fahrenheit. La diferencia está en que el punto de congelación del agua se marca como 492 °R, y el punto de ebullición se señala como 672 °R. El cero absoluto de esta escala corresponde al cero absoluto Kelvin. La escala Rankine es muy empleada en el campo de la ingeniería (**figura 8**).

Figura 7. El termómetro es el instrumento empleado para medir la temperatura de los cuerpos.

Trabajo individual

Indaga sobre la historia del descubrimiento de las escalas de temperatura. **Presenta** tus hallazgos en una línea de tiempo.

Investiga TIC

Visita la siguiente dirección electrónica, en donde encontrarás más información sobre las escalas de temperatura: *Teleformación*, goo.gl/F558H.

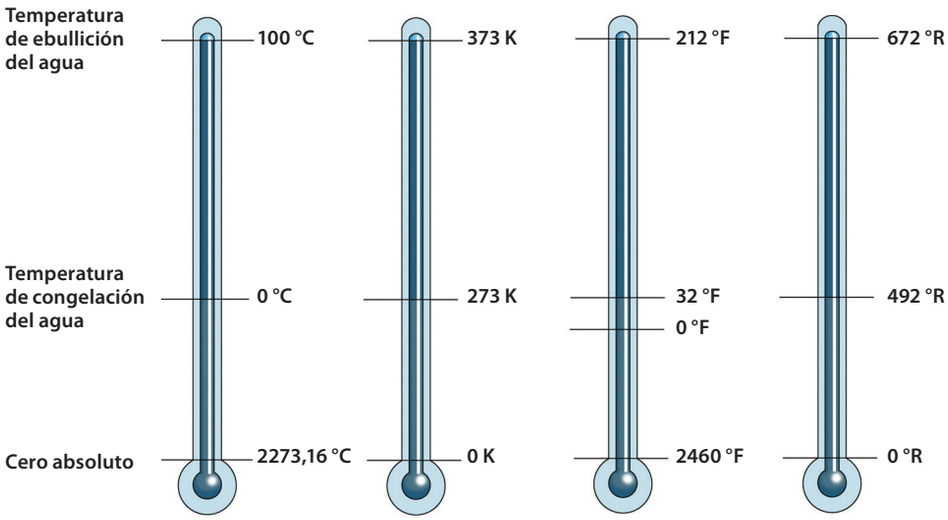


Figura 8. Comparación entre las diferentes escalas de temperatura y los puntos iniciales y finales en las mismas. De izquierda a derecha, escalas Celsius, Kelvin, Fahrenheit y Rankine.

BECU_Q1_B1_U1.indd 11 7/1/14 5:30 PM

Figura 9. Cada medición requiere un procedimiento adecuado para que sea correcta. Por ejemplo, para realizar una medida precisa de la cantidad de líquido que se encuentra dentro de un recipiente, se debe observar el menisco (la curvatura que forma el líquido en el cuello del matraz o de la probeta) a la altura de los ojos. La parte baja del menisco indicará la medida. En el caso de la temperatura, es importante mirar también la altura que alcanza el mercurio de forma horizontal, es decir, a la altura de los ojos.

Conversiones entre escalas de temperatura

Tan importante como conocer las distintas escalas de temperatura es aprender a medir (**figura 9**) y a realizar equivalencias o conversiones entre ellas.

Se muestran a continuación algunas fórmulas aritméticas que nos permiten convertir temperatura de una escala a otra.

Se relacionan en primer lugar la escala centígrada y la Kelvin. Recuérdese que el tamaño de un grado centígrado es el mismo que el de un Kelvin, por consiguiente, para transformar grados centígrados a Kelvin basta con adicionar 273 al valor dado en centígrados. En forma general se escribe como:

$$K = °C + 273$$

o, para realizar el proceso contrario, se tiene:

$$°C = K - 273$$

En el caso de las escalas centígrada y Fahrenheit, la conversión es un poco menos simple: 100 divisiones en °C equivalen a 180 divisiones en °F, o bien 5 divisiones en °C equivalen a 9 divisiones en °F (esto se consigue dividiendo los dos números entre 20).

Debido a que el punto de congelación del agua es 32 °F, se debe hacer la corrección necesaria adicionando 32° correspondientes a la diferencia que existe entre las dos escalas. Es decir, la expresión final será:

$$°F = \frac{9}{5}\,°C + 32 \quad \text{o} \quad F = 1{,}8\,°C + 32$$

Para realizar la conversión contraria se utiliza la expresión siguiente:

$$°C = \frac{5}{9}(F - 32) \text{ o } C = \frac{F - 32}{1{,}8}$$

Para convertir grados Fahrenheit a Kelvin resulta más fácil convertir los primeros en centígrados y luego transformarlos a Kelvin. Si se compara la escala Rankine y la Fahrenheit se puede establecer la siguiente relación:

$$\text{Temperatura Rankine} = \text{Temperatura Fahrenheit} + 460$$

Como el cero absoluto (0 K = −273 °C) concuerda con el cero en la escala Rankine, para convertir grados Rankine a Kelvin se puede utilizar la siguiente expresión:

$$°R = \frac{9}{5} \cdot K$$

Lección

1. El alcohol etílico hierve a 78,5 °C. **Expresa** esta temperatura en Kelvin.
2. La temperatura producida por un arco eléctrico es de 25 600 °F, mientras que un soplete de acetileno alcanza una temperatura de 3 500 °C. **Responde**: ¿Cuál de los dos instrumentos reporta una temperatura mayor?

Ejemplo

1. Convierte 37 °C en Kelvin.

Empleando la fórmula anterior, se tiene:

$$K = °C + 273$$
$$K = 37\,°C + 273$$
$$K = 310$$

2. Convierte 20 °C a °F.

Aplicando $°F = 1{,}8 \cdot 20\,°C + 32$ se tiene que $°F = 68$.

3. Convierte 150 K en grados Rankine.

Aplicando: $°R = \frac{9}{5} \cdot 150$, se obtiene $°R = 270$.

4. Convierte 40 °F a K.

Aplicando: $°F = 1{,}8\,°C + 32 \Rightarrow$

$$\Rightarrow \frac{°F - 32}{1{,}8} = °C \Rightarrow °C = 4{,}4$$

Luego $K = °C + 273 = 4{,}4 + 273 = 277{,}4$.

BECU_Q1_B1_U1.indd 12 7/1/14 5:30 PM

La densidad

La densidad es una propiedad intensiva que mide la relación que existe entre la masa y el volumen de un cuerpo (**figura 10**).

$$d = \frac{m}{V}$$

En el Sistema Internacional de Unidades (SI) se mide en kg/m^3, aunque es frecuente expresarla en otras unidades, como g/cm^3, g/mL o g/L.

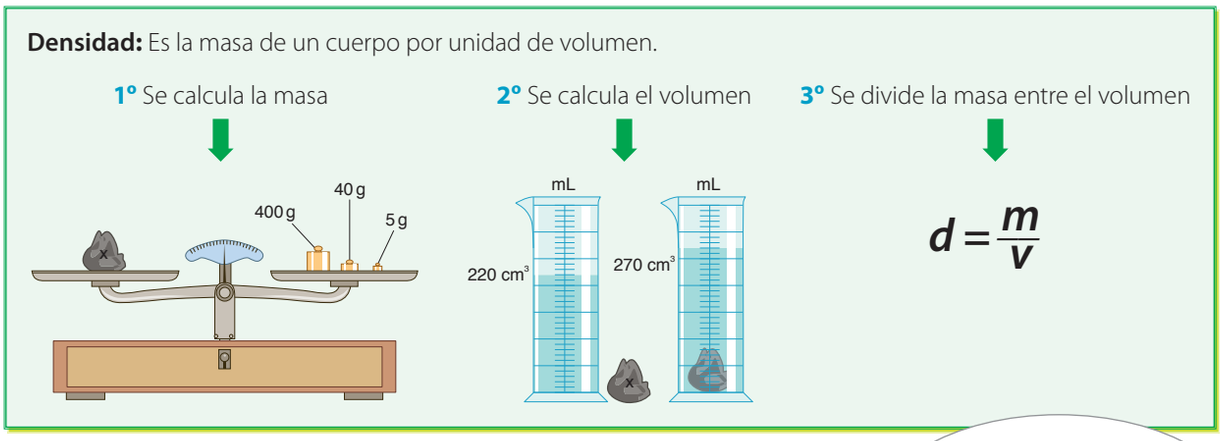


Figura 10. Determinación de la densidad de un sólido.

Para determinar la densidad de un sólido se puede medir la masa directamente con la balanza. Para el caso del volumen, este se obtiene por diferencia, utilizando una probeta y agua; el volumen desplazado por el sólido corresponde a su propio volumen. Finalmente con los datos obtenidos se aplica la formula: d = m/V

La masa

La masa es la cantidad de materia que tiene un cuerpo y el peso es la fuerza con que la Tierra lo atrae, es decir, la intensidad de la fuerza gravitatoria que la Tierra ejerce sobre un cuerpo. En el Sistema Internacional de Unidades, la masa se mide en kilogramos (kg) y el peso, en newtons (N). La masa es una propiedad intrínseca de un cuerpo que no varía cuando se lo desplaza. El peso, sin embargo, puede variar.

La masa de un cuerpo no depende de las condiciones (presión y temperatura) en las que se encuentre, pero su volumen sí. Algunos cuerpos, como los gases, varían mucho su volumen dependiendo de la temperatura y la presión a la que se encuentren. Otros, como los líquidos y los sólidos, apenas cambian de volumen con la presión, pero sí lo hacen con la temperatura. Por este motivo, cuando se da el dato de la densidad de una sustancia hay que indicar las condiciones en las que se ha medido. Cuando no se indica nada quiere decir que se ha medido en condiciones estándar de temperatura y presión (25 °C y 1 atm).

Trabajo cooperativo

Realicen en grupos una pequeña práctica de laboratorio en la cual deben determinar la densidad de dos sólidos pequeños utilizando la balanza y la probeta.

Tarea

Si se quisiera determinar la densidad de un líquido ¿cómo se debería determinar primero su masa? **Utiliza** un esquema o gráfico para explicar tu respuesta.

BECU_Q1_B1_U1.indd 13 7/1/14 5:30 PM

Tarea

Demostrando visiblemente diversas densidades de líquidos

Para esta pequeña demostración necesitas cinco diferentes líquidos de distintas densidades; todos se encuentran dentro de los armarios de la cocina: jarabe de maíz o miel de abeja, aceite, líquido para lavar platos, agua, alcohol. También necesitas un vaso largo, un poco de colorante de alimentos y un palillo. **Coloca** cada uno de los líquidos en un recipiente individual y **agrega** a cada uno un diferente color. Luego, en el vaso largo **agrega** uno a continuación de otro y **observa**. **Anota** el color que le asignaste a cada líquido y **elabora** una escala de densidad desde el menor al mayor, con base en los resultados.

Ejemplo

Calcula la cantidad de aceite que cabe en una cisterna de 10 m^3.

Dato: Densidad del aceite = 0,88 g/mL.

Utilizamos el concepto de densidad:

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{por lo tanto} \quad m = V \cdot d$$

Como el volumen de la Cisterna está en m^3, expresamos la densidad en unidades del SI:

$$0{,}88\ \frac{\cancel{g}}{\cancel{mL}} \cdot \frac{10^{-3}\ kg}{1\cancel{g}} \cdot \frac{10^{6}\ \cancel{mL}}{1m^3} = 880\ \frac{kg}{m^3}$$

$$m = V \cdot d = 10\ \cancel{m^3} \cdot 880\ \frac{kg}{\cancel{m^3}} = \mathbf{8\ 800\ kg}$$

Trabajo individual

1. En general, el volumen de los cuerpos aumenta al aumentar la temperatura. **Explica** si la densidad de los cuerpos aumenta o disminuye al aumentar temperatura.
2. **Expresa** en unidades del SI la densidad de las sustancias que se recogen en la tabla siguiente:

Sustancia	Densidad (a 25 °C y 1 atm)
Agua	1 kg /L
Aire	1,3 g/L
Aceite	0,88 g/mL
Plomo	11,35 g/ cm^3
Aluminio	2700 kg/dm^3

3. El agua presenta un comportamiento anómalo con respecto a su dilatación que hace que entre 0 y 4 °C su volumen disminuya al aumentar la temperatura. **Utiliza** este hecho para explicar por qué el agua se encuentra en estado líquido debajo de la capa de hielo del Ártico.
4. Tenemos una bola de plomo y otra de aluminio de 3 cm de diámetro. ¿Cuál es su masa? **Explica**, a partir de este resultado, por qué se prefieren las bicicletas de aluminio frente a las de otros metales.

   Dato: volumen de la esfera = $\frac{4}{3}\pi r^3$
5. En los platillos de una balanza colocamos dos vasos de cristal exactamente iguales. En uno de ellos echamos 100 mL de aceite. **Responde**: ¿Cuál debe ser el diámetro de la bola de plomo que introduzcamos en el interior del otro vaso para que la balanza esté equilibrada?

BECU_Q1_B1_U1.indd 14 7/1/14 5:30 PM

Cifras significativas

Cuando se realiza la lectura de una medida con un instrumento calibrado, la incertidumbre afecta exclusivamente al dígito que está situado más a la derecha. Al conjunto de dígitos con el que se expresa la medida, incluyendo el dígito afectado por la incertidumbre, se le conoce como **cifra significativa**.

Por ejemplo, si se mide una masa m con un balanza que aprecie hasta los decigramos y se obtiene un valor de 67,0 g, la expresión completa de la medida sería m = (67,0 0,1) g, siendo el 6, el 7 y el 0 las cifras significativas, mientras que la incertidumbre (0,1 g) vendría determinada por la división más pequeña de la calibración del instrumento. Si se mide la misma masa con una balanza que aprecie hasta los centigramos y se obtiene un valor de 67,05 g, la expresión completa sería m = (67,05 0,001) g, siendo el 6, el 7, el 0 y el 5 las cifras significativas. En este caso, la incertidumbre valdría 0,01 g (un centigramo), la división más pequeña de esta balanza (**figura 11**).

Las medidas se expresan con cifras significativas. Se tiene como criterio aceptado para las ciencias que el número de cifras decimales con el que se expresa el resultado de una operación aritmética debe ser igual al número de cifras decimales que posea la cifra significativa que tenga menos cifras decimales. Por ejemplo la suma 0, 412 + 27,2 + 4,53 = 32,142; debe expresarse así: 0,4 + 27,2 + 4,5 = 32,1 pues el número con la cifra significativa que tiene menos cifras decimales es 27,2 que tiene una cifra decimal. Es decir, que el grado de precisión del resultado de una operación matemática debe regirse por la medida que tenga menor grado de precisión.

Balanza electrónica que aprecia los decigramos.

Balanza electrónica que aprecia los centigramos.

Figura 11. Balanzas electrónicas.

Reglas a tomar en cuenta para las cifras significativas

1. Cualquier dígito diferente de cero es significativo.

   2294.568 = 7 cifras significativas

2. Ceros entre dígitos distintos de cero son significativos.

   8002.4 = 5 cifras significativas

3. Ceros a la izquierda del primer dígito distinto de cero no son significativos.

   0009463 = 4 cifras significativas

   0.00396 = 3 cifras significativas

4. Si el número es mayor que (1), todos los ceros a la derecha del punto decimal son significativos.

   742.17 = 5 cifras significativas

   900.00 = 5 cifras significativas

5. Si el número es menor que uno, se tomará en cuenta solo los ceros que están al final del número y entre los dígitos distintos de cero son significativos.

   0,060300 = 5 cifras significativas

6. Para los números que contengan puntos decimales, los ceros que se arrastran pueden o no pueden ser significativos.

   3,000 1, 2, 3, o 4 cifras significativas. Supondremos 4 en nuestros cálculos

   0,0070 = 2 cifras significativas

   3.000 = 4 cifras significativas

Lección

Identifica el número de cifras significativas para los siguientes números:

89,567	1,0088	600,00
0,000765	8,0000	573,98

Trabajo individual **TIC**

Visita la página web *Educaplus* donde podrás verificar tus ejercicios sobre cifras significativas: goo.gl/T14GG.

BECU_Q1_B1_U1.indd 15 7/1/14 5:30 PM

Algunas longitudes expresadas en notación científica:

Distancia Tierra - Sol:

150 000 000 km = $1{,}5 \times 10^8$ km

Radio terrestre:

6 370 km = $6{,}37 \times 10^6$ m

Diámetro de un glóbulo rojo:

7 micras = 7×10^{-6} m.

Investiga

Indaga sobre algunas cifras interesantes descubiertas por la ciencia y **exprésalas** en notación científica, por ejemplo, la circunferencia del planeta Tierra: 40 075 km

Trabajo individual **TIC**

Ingresa a la página web *Matemáticas Mamut*, donde podrás encontrar varios ejercicios sobre redondeo con números enteros y decimales: goo.gl/VzfPA.

Trabajo cooperativo

Elaboren una tabla de resumen o esquema para recordar las reglas a aplicar en el caso de cifras significativas, notación científica y redondeo. **Compartan** con el resto de la clase y **ubíquenlo** en un lugar visible para hacer uso de este recurso cuando sea necesario.

La notación científica

Como resultado de cálculos científicos, a veces aparecen magnitudes físicas que toman valores muy grandes o muy pequeños cuando se les compara con la unidad patrón. Para expresar el valor numérico de dichas magnitudes en las unidades que sirven de patrón, los científicos suelen emplear las cifras significativas seguidas de una potencia de 10. Este tipo de expresión numérica se conoce con el nombre de **notación científica**.

Al escribir una cantidad según la notación científica se colocan las cifras significativas en forma de una parte entera (comprendida entre 1 y 9) y otra parte decimal, multiplicada por la correspondiente potencia de 10 con exponente positivo (para los valores grandes) o con exponente negativo (para los valores pequeños). De esta forma pueden ser comparados fácilmente los valores de una determinada magnitud física, pues se convierten todos a la misma unidad de medida.

Redondeo de números

Aproximar un número consiste en sustituir su valor exacto por un número próximo a él. Cuando el valor aproximado es mayor que el real, la aproximación se llama por exceso y cuando es menor, por defecto. Las aproximaciones pueden realizarse por redondeo o por truncamiento.

Redondear un número decimal es aproximarlo a la unidad más cercana de un determinado orden. Si la cifra siguiente a la que tenemos que aproximar es mayor o igual que 5, sumamos una unidad a la cifra que estamos redondeando. Si es menor que 5, no cambia la cifra que queremos redondear.

Redondeo con números decimales

Lo primero que se debe tomar en cuenta es si se está redondeando a décimas, centésimas, etc., para aplicar la regla antes mencionada.

Ejemplo

Redondea los números 56,632 y 13,479 a las centésimas.
En ambos casos debemos fijarnos en la cifra de las milésimas:

a) 56,632 — La cifra de las milésimas es 2.
Como $2 < 5$, no cambia la cifra de las centésimas.
El número aproximado es 56,63.

b) 13,479 — La cifra de las milésimas es 9.
Como $9 \geq 5$, cambia la cifra de las centésimas; se aumenta en una unidad (7 + 1).
El número aproximado es 13,48.

Redondea el número 32,841 a las centésimas.
La cifra de las milésimas es 1. Como $1 < 5$, no cambia la cifra de las centésimas.
El número aproximado es 32,84.

Redondea el número 32,847 a las centésimas.
La cifra de las milésimas es 7. Como $7 \geq 5$, cambia la cifra de las centésimas: la aumentamos una unidad (4 + 1 = 5).
El número aproximado es 32,85.

BECU_Q1_B1_U1.indd 16 7/1/14 5:30 PM

Actividades

- Valora la importancia del Sistema Internacional de Unidades.

1. **Explica** qué es el Sistema Internacional de Unidades y cuál es su función.

- Reconoce las unidades y símbolos del SI.

2. **Indica** cuál es la unidad y el símbolo de las siguientes magnitudes:

a) Longitud
b) Masa
c) Tiempo
d) Temperatura
e) Superficie
f) Volumen
g) Densidad

- Aplica múltiplos y submúltiplos del SI para realizar mediciones.

3. **Indica** en qué múltiplos o submúltiplos de unidades se miden las siguientes cantidades para evitar números demasiado grandes o pequeños:

a) El volumen de un vaso de agua.
b) La distancia entre dos estrellas.
c) La cantidad de agua contenida en un embalse.
d) El tamaño de un átomo.

- Utiliza la notación exponencial.

4. **Representa** los siguientes números usando la notación exponencial.

a) 8 000 000 000
b) 0,00014
c) 143 000 000
d) 0,005556

- Caracteriza temperatura, volumen y densidad y explica la manera de medir estas magnitudes.

5. **Responde** las siguientes preguntas.

a) ¿Qué es la temperatura y qué instrumento se usa para medirla?
b) ¿A qué llamamos volumen y cuál es su unidad de medición?
c) ¿Qué es la densidad y cómo se puede expresar su definición en forma matemática?

6. **Enumera** las escalas termométricas con sus correspondientes temperaturas de ebullición, congelación y cero absolutos.

7. **Lista** tres instrumentos que se utilicen para medir la longitud.

8. **Establece** diferencias entre:

a) Temperatura y calor.
b) Escala absoluta y escala de Rankine.
c) Magnitudes fundamentales y magnitudes derivadas.
d) Masa y densidad.

- Resuelve problemas de transformación de unidades.

9. **Expresa** en unidades del Sistema Internacional el valor de las siguientes unidades.

a) 4,5 kilómetros
b) 210 libras
c) 250 minutos
d) 60 grados Celsius

10. **Realiza** las siguientes conversiones de temperatura.

a)	5 °C → °F	Fórmula: °F = °C · 1,8 + 32
b)	21 °F → °C	Fórmula: °C = (°F – 32) ÷ 1,8
c)	3 °F → °R	Fórmula: °R = °F + 460
d)	14 K → °C	Fórmula: °C = K – 273
e)	45 °C → K	Fórmula: K = °C + 273
f)	11 °R → K	Fórmula: K = °R · 5/9

11. El Sistema Internacional de Unidades permite estandarizar las mediciones. Sin embargo, en muchos países se siguen utilizando unidades de medida que no corresponden al SI. Por ejemplo, en Miami es posible observar letreros como: 70 millas/hora y 80 °F. **Explica** cómo se interpretan esos valores.

- Realiza el redondeo de cifras.

12. **Redondea** los siguientes números a las centésimas.

a) 98,632
b) 46,479
c) 23,456

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B1_U1.indd 17 7/1/14 5:30 PM

Unidad 2

La química y otras ciencias

Destreza con criterio de desempeño:

Interpretar las relaciones de la Química con otras ciencias desde la resolución de ejercicios cuantitativos y cualitativos que involucran situaciones de Astronomía, Geografía, Matemáticas, Física, Deportes, Ciencias Sociales, Problemas del Mundo Contemporáneo, etc.

Conocimientos previos

- ¿Qué aplicaciones de la Química podemos ver en la vida cotidiana?
- ¿Consideras que la Química ha permitido el avance de nuestra sociedad?
- ¿Podríamos afirmar que Química ha permitido o apoyado otras ramas de la ciencia?

La Química se encuentra en todo lo que nos rodea, su avance ha permitido mejorar la calidad de vida de los seres humanos. Para cumplir con sus objetivos al estudiar y generar nuevo conocimiento sobre la naturaleza de la materia, la Química trabaja en conjunto o se apoya de otras ramas de la ciencia como la Astronomía, Física, Matemática, Ciencias Sociales, Biología, Medicina, etc.

Química, Física y Astronomía

La química se ha fusionado con la física y la astronomía para formar una nueva ciencia: la **astroquímica**. Esta rama estudia la composición y estructura de los materiales interestelares, cometas, asteroides, nebulosas, planetas y otros elementos que conforman el Universo.

La astroquímica ha sido una ciencia de gran producción en las últimas décadas. Actualmente se han detectado más de 120 moléculas, por ejemplo, un 75% de las moléculas interestelares descubiertas en nuestra galaxia contiene carbono. Este elemento presenta una característica en particular que no se da en ningún otro elemento conocido: los átomos de carbono pueden unirse entre sí llegando a formar larguísimas cadenas. Este hecho es sobresaliente porque para la composición y funcionamiento de los seres vivos se requiere de la presencia de estas moléculas, lo que ha llevado a muchos investigadores a buscar evidencias de vida superior en otros planetas.

Para estudiar la composición química y la temperatura superficial de las estrellas o planetas, se utiliza como técnica la **espectrometría**. Con ella se evalua la concentración o cantidad de una determinada especie química (atómica, molecular o iónica).

El instrumento que realiza las mediciones es un espectrómetro, espectrofotómetro o espectrógrafo (**figura 12**). Los telescopios más grandes tienen espectrómetros, que se utilizan para medir la composición química y propiedades físicas de los cuerpos celestes a través de un análisis detallado del espectro de emisión o de absorción de las estrellas, planetas y del medio interestelar ya que cada elemento químico posee un espectro de emisión característico que puede ser identificado.

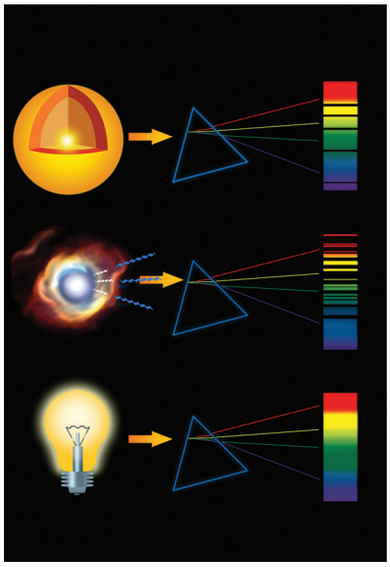


Figura 12. Comparación de un espectrómetro con un prisma.

Para comprender como funciona un espectrómetro lo compararemos con un prisma. Cuando la luz blanca (como la emitida por un foco) atraviesa un prisma, se descompone en los colores que encontramos en un arcoíris, a esto se denomina *espectro continuo*. En el caso de los planetas, estrellas o nebulosas, estos emiten o absorben luz, la misma que al ser analizada por el espectrómetro se descompone en colores que presentan un orden, ancho y separación característico, que permiten descubrir los elementos y compuestos químicos que los conforman, ya que cada elemento tiene un espectro característico.

Investiga

Indaga sobre los espectros de emisión y de absorción de cinco elementos químicos. **Preséntalos** a través de un collage y **compártelos** con tus compañeros y compañeras de clase.

Trabajo cooperativo **TIC**

En grupos, **elaboren** una demostración experimental sobre el espectro de emisión continuo, es decir, descomponer la luz blanca en los colores del arcoíris. **Visiten** la página web *El rincón de la ciencia* para obtener su arcoíris casero: goo.gl/cGyxn.

BECU_Q1_B1_U2.indd 18 7/1/14 5:33 PM

Química y matemática

Las matemáticas juegan un papel muy importante dentro de la química, no solo por las relaciones numéricas, sino también porque muchos fenómenos pueden explicarse mediante fórmulas matemáticas. Por ejemplo, se necesitan de las matemáticas para hacer cálculos estequiométricos, rendimiento de reacciones químicas o simplemente para despejar alguna incógnita; en estos casos requerimos de aritmética y álgebra básica, pero también se utilizan las matemáticas para analizar fenómenos químicos utilizando modelos matemáticos e informáticos.

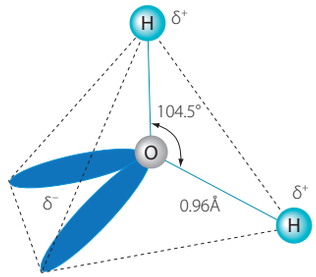


Figura 13. Geometría molecular: Apoyándose en la geometría y la clase de enlace que presentan las moléculas se las puede representar gráficamente. En la molécula de agua se forma un ángulo de 104,5 grados entre el oxígeno y los átomos de hidrógeno.

Lección

Si la molécula de CO_2 forma un ángulo de 180 grados, **responde**: ¿Cómo quedaría representada gráficamente?

Química y geología

La química está estrechamente relacionada con la geología, tal es así, que de esta relación se formó una nueva ciencia la *geoquímica*. Esta ciencia estudia la composición química de la Tierra, la distribución y abundancia de elementos químicos en minerales, rocas, suelos, agua y atmósfera, por lo tanto apoya a otras ramas de la geología como la cristalografía, mineralogía, petrología, hidrología y climatología (**figura 14**).

Por ejemplo, para determinar la composición química del suelo, se utilizan técnicas geoquímicas de forma directa sobre la propia muestra, o mediante ensayos con reactivos (generalmente ácido clorhídrico). También se usan instrumentos, como espectrómetros de masa, espectrofotómetros y otros. Los resultados de los análisis se dan en forma de óxidos (SiO_2, CaO, Al_2O_3, etc) o en forma de elementos, que permiten elaborar gráficas y diagramas de gran valor para deducir mecanismos de formación y procedencia de materiales que forman la corteza terrestre.

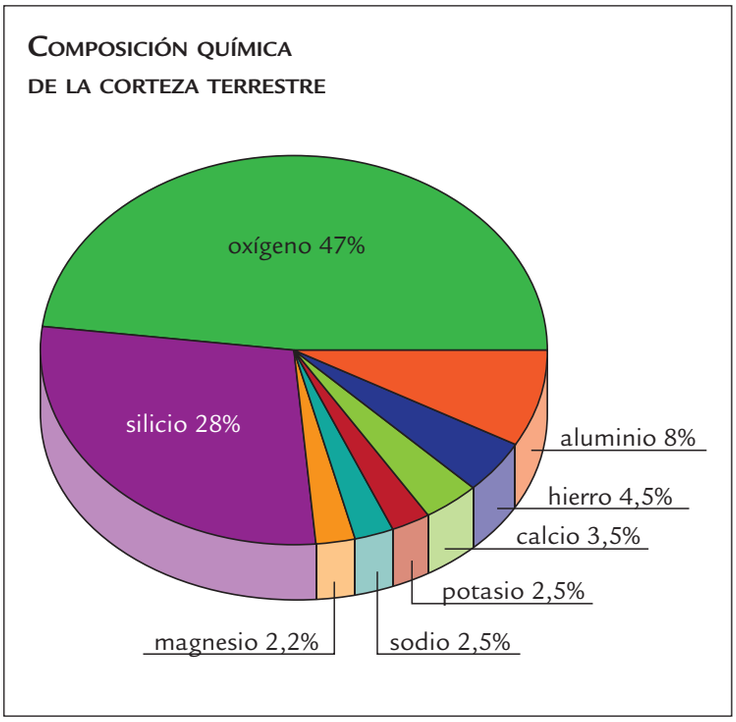


Figura 14. Composición química de la corteza terrestre.

Química y biología

Una de las relaciones más estrechas, la podemos encontrar entre la química y la biología. Si consideramos que la biología es la ciencia que estudia a los seres vivos, y a su vez, si tomamos en cuenta que una serie de reacciones químicas sucesivas ocurren en el interior de cada ser vivo para mantener su existencia, esta relación queda consolidada en una nueva rama de la ciencia: la *bioquímica*. La bioquímica estudia los elementos químicos de la materia viva y las estructuras completas de muchos compuestos biológicos, como aminoácidos, azúcares, lípidos, nucleótidos, vitaminas y hormonas y su comportamiento durante las reacciones metabólicas.

Trabajo cooperativo **TIC**

Demuestren por grupos la presencia de carbonatos en el suelo. Para ello, **tomen** varias muestras de suelo correspondientes a lugares distintos. Para realizar la práctica **visiten** la página web *Experimentos caseros*: goo.gl/lo3l8, donde encontrarán los pasos a seguir.

BECU_Q1_B1_U2.indd 19 7/1/14 5:33 PM

Tarea

Indaga sobre los elementos químicos que conforman la materia viva. **Elabora** un cuadro comparativo para determinar el porcentaje en el que se encuentran y su función en el interior de los organismos.

Figura 15. Aplicaciones de la química en la medicina.

Investiga TIC

Visita la página web *Profesor en línea* para profundizar las reacciones químicas metabólicas que ocurren en el interior del organismo: goo.gl/Ifyqh.

Trabajo individual TIC

Simula el trabajo de un químico forense utilizando materiales comunes. **Visita** la página web *show en español*, para seguir las instrucciones que se presentan y elaborar una presentación sobre tu trabajo: goo.gl/UNLIr.

Tarea

Averigua en qué consiste cada uno de los pasos del método científico y **elabora** un resumen.

Para comprender integralmente la bioquímica se requiere el conocimiento de la **estequiometría** (relaciones cuantitativas entre los elementos y los compuestos en una reacción química). Además, la comprensión de los principios básicos termodinámicos es esencial para aprender cómo las plantas derivan la energía de la luz solar (fotosíntesis) y cómo los animales obtienen energía de los alimentos (catabolismo).

Química y medicina

Una de las interacciones de la química y la medicina se conoce como la *química clínica* (**figura 15**). Esta utiliza procesos químicos para medir los niveles de los componentes químicos en la sangre o en la orina. Por ejemplo, un examen muy común es determinar la presencia de glucosa o azúcar en la sangre para saber cómo el cuerpo controla la glucosa. Medir los niveles de glucosa en ayunas puede ayudar a diagnosticar la diabetes o la hipoglucemia. Otro examen importante es la identificación de ciertos electrolitos como sodio, potasio, cloruro, bicarbonato, calcio, fósforo y magnesio; su medición puede indicar específicamente ciertos trastornos metabólicos renales.

La química también apoya a una rama de la medicina conocida como *medicina legal* o *química forense*. Esta rama abarca análisis orgánicos e inorgánicos, toxicología, investigación de incendios provocados, y serología. Cada método de análisis utiliza técnicas e instrumentos especializados. El proceso puede ser tan simple como la creación de una columna de gradiente de densidad para comparar las muestras de suelo o tan complicado como el uso de un espectrómetro de masas para caracterizar una sustancia desconocida.

El hecho de que la mayoría de las muestras examinadas no son sustancias puras, y se mezclen con suciedad o restos, presenta un gran reto para el químico forense. Esto también puede ser una ventaja, ya que todas las sustancias recogidas en la escena del crimen son una mezcla única de compuestos químicos que a la larga pueden ser identificados. Los incendiarios, por ejemplo, suelen utilizar acelerantes como gasolina o queroseno para la combustión y propagación de las llamas en el interior de un edificio. Un químico forense puede recoger muestras de los materiales quemados y no quemados, e identificar los hidrocarburos volátiles que se utilizó para este crimen.

El trabajo científico

Todos los avances que se han realizado en el ámbito de la química y otras ciencias se basan en la experimentación y en el posterior planteamiento de explicaciones, que a su vez son la base para la construcción de teorías científicas.

No existe una metodología única para desarrollar un proceso científico. Cada áreas del conocimiento tiene sus propios métodos, sus propias estrategias y enfrenta los problemas de su área desde distintos ángulos; sin embargo todas se riguen por unos principios comunes. En el caso de las ciencias experimentales como la química, la biología y la física se emplea el **método científico**, el cual tiene las siguientes etapas:

- Observación de fenómenos.
- Formulación de preguntas.
- Revisión de trabajos previos.
- Formulación de hipótesis.
- Comprobación experimental de la hipótesis.
- Control de variables.
- Planteamiento y divulgación de las conclusiones.
- Elaboración de leyes.

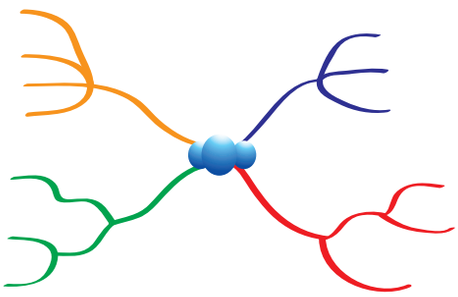
BECU_Q1_B1_U2.indd 20 7/1/14 5:33 PM

Actividades

- Relaciona la química con otras ciencias.

1. Todo lo que nos rodea en nuestro planeta está constituido por moléculas. Por eso podemos afirmar que *todo* es química. Esta característica hace que la química sea considerada la ciencia central. La química interacciona con otras ciencias, aparte de las que hemos analizado. **Investiga** y **describe** un ejemplo de cómo la química se relaciona con la toxicología, la ciencia de los alimentos, las ciencias medioambientales, la ciencia de los materiales, las ciencias agrícolas, y la veterinaria.

2. **Elabora** un mapa mental de la química como ciencia central. **Utiliza** esta figura de un mapa mental para elaborarlo.



- Analiza las aplicaciones de la química.

3. **Contesta** las siguientes preguntas.

a) ¿Cómo la química ha descubierto la composición química de cuerpos celestes como planetas, asteroides o estrellas?

b) ¿Por qué es vital la relación de la química con la matemática?

c) ¿Cuál puede ser una aplicación de la relación entre la Química y la Geología?

4. **Cita** tres descubrimientos científicos en el campo de la Química que hayan contribuido al mejoramiento de nuestra vida.

- Reconoce beneficios y perjuicios de los avances de la química.

5. El desarrollo de la química le ha brindado al ser humano avances muy importantes en el ámbito científico y tecnológico. Sin embargo, algunos de estos aportes han sido utilizados con fines destructivos, o han perjudicado el equilibrio del planeta.

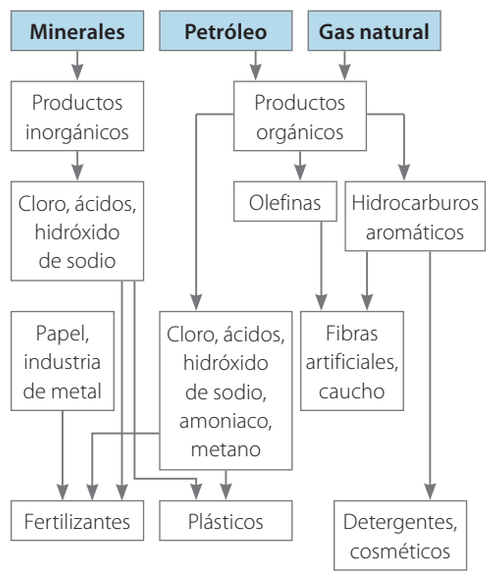
Menciona diez aportes de la química que hayan mejorado la calidad de vida de las personas y otros diez que la estén afectando negativamente.

6. Los químicos industriales se dedican al análisis y a la investigación de las propiedades de numerosas sustancias utilizadas en la fabricación de productos y en el desarrollo de nuevos compuestos.

En el siguiente diagrama se presentan algunas materias primas, compuestos intermedios y productos de uso cotidiano que se obtienen a partir de procesos generados en la industria química.

a) **Responde**: ¿Cuáles son las ventajas y cuáles las desventajas de la obtención de estos productos?

b) **Realiza** una investigación bibliográfica acerca de los diferentes campos de acción de la química en el país.



7. **Responde** razonadamente: ¿se puede afirmar que el impacto producido por la actividad industrial y doméstica de diversos procesos químicos generados por el ser humano, son comparables con las catástrofes naturales del pasado, que ocasionaron importantes cambios geológicos y extinción de especies? **Justifica** la respuesta.

8. Las ciencias experimentales como la física, biología y la química utilizan el método experimental como herramienta para la investigación. Este se fundamenta en el método científico y utiliza la deducción como proceso lógico.

a) **Enumera** las diferentes etapas que conforman el método científico.

b) **Describe** cada etapa del método científico.

c) **Indica** para qué sirve el método científico.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B1_U2.indd 21 7/1/14 5:33 PM

Evaluación

- Define y diferencia masa y peso, realiza ejercicios de transformación de unidades SI a otros sistemas, y viceversa.

1 punto **1. Contesta** las siguientes preguntas.

- ¿Qué es medir?
- ¿Por qué necesitamos de un Sistemas Internacional de medidas? **Utiliza** un ejemplo para argumentar tu respuesta.
- ¿Qué diferencia se puede establecer entre temperatura y calor?
- ¿Por qué es útil determinar el valor de densidad en los cuerpos y sustancias?
- ¿Cómo se puede determinar la densidad de un sólido?
- ¿Cuál es la diferencia entre masa y peso?

1 punto **2. Elabora** una tabla de magnitudes del Sistema Internacional. **Incluye** en la tabla las magnitudes fundamentales y derivadas, las unidades y símbolos respectivos.

1 punto **3. Realiza** los siguientes ejercicios.

a) Convierte 27,356 metros a millas.

b) Convierte 386 kilogramos a libras.

c) Convierte 2,352 segundos a año.

d) Convierte 1,1 millas/hora a metros/segundo.

- Aplica la teoría de errores y las leyes de las cifras significativas en la resolución de ejercicios concretos.

0.5 puntos **4. Expresar** las siguientes cantidades en forma de notación científica.

a) 3 200 **c)** 4 450 000 000 **e)** 5,3

b) dos millones **d)** 0,000 05 **f)** 87

0.5 puntos **5.** Las cantidades que se presentan a continuación son magnitudes físicas determinadas experimentalmente. **Indica** el número de cifras significativas que contiene cada una de ellas:

a) $4\,000 \cdot 102$ g **c)** $4 \cdot 10^{-3}$ km

b) 435,4 m **d)** 0,05250 L

- Resuelve exitosamente ejercicios sobre transformaciones de unidades de longitud, masa, volumen, temperatura y densidad.

1 punto **6. Resuelve** los siguientes problemas.

- ¿Cuál es la densidad de un líquido si 17,45 mL de este tiene la masa de 16,3 g?
- ¿Cuál es la masa en gramos de un bloque de plata que mide 2,5 cm por 8 cm y por 4 cm, si la densidad de la plata es 10,5 g/cm^3?
- Una solución de ácido clorhídrico tiene la densidad de 1,12 g/mL. **Calcula** la masa de 750 mL de solución y el volumen ocupado por 750 g de la solución.
- ¿Cuál es la velocidad en kilómetros por hora, de un atleta que tarda 11 segundos en recorrer la distancia de 100 m planos?
- La sangre de una persona adulta contiene en promedio 5 millones de glóbulos rojos por cada mm^3 de sangre. El volumen de una gota de sangre es de aproximadamente 0,1 cm^3 ¿Qué cantidad de glóbulos rojos se encuentran presentes en una gota de sangre?

BECU_Q1_B1_U2.indd 22 7/1/14 5:33 PM

1 punto **7.** **Elabora** una tabla comparativa entre la escala Celsius o centígrada, la escala Kelvin o absoluta, la escala Fahrenheit y la escala Rankine. **Incluye** en esta tabla información relacionada con sus ceros absolutos, sus puntos de congelación y ebullición del agua.

1 punto **8.** **Realiza** las siguientes conversiones:

a) 50 grados Centígrados a grados Fahrenheit.

b) 400 grados Kelvin a grados Fahrenhit.

c) 200 grados Centígrados a grados Kelvin.

d) 15 grados Fahrenheit a grados Centígrados.

e) 450 grados Fahrenheit a grados Kelvin.

f) 450 grados Kelvin a grados Centígrados.

● Relaciona de manera positiva la Química con otras ciencias.

0.5 puntos **9.** **Elabora** un ideograma con la palabra QUÍMICA. En él, establece la relación de esta ciencia con otras. **Utiliza** preguntas y respuestas para armar tu ideograma. **Recuerda** que las respuestas deben contener la letra enumerada, no es necesario empezar con dicha letra, basta con que la contenga.

0.5 puntos **10.** **Responde**: ¿Por qué podemos afirmar que la química es fundamental para mantener el equilibrio en el medio ambiente?

1 punto **11.** **Explica** cómo se relaciona la química con las siguientes ciencias:

a) Matemática

b) Biología

c) Física

d) Medicina.

1 punto **12.** **Resuelve** las siguientes preguntas:

a) ¿Qué requisitos debe cumplir una observación para que pueda ser considerada científicamente correcta?

b) ¿Se puede considerar cierto que solo es posible observar científicamente lo que vemos?

c) ¿Qué pasos del método científico se deberían emplear para explicar la corrosión que experimentan algunos metales como el hierro?

Coevaluación

Investiguen en parejas sobre los descubrimientos más relevantes de la química en los últimos años.

Elaboren un collage con la información investigada y **presenten** un mensaje sobre la química como ciencia central.

Comparen sus collage y **analicen** los aportes obtenidos.

Autoevaluación (Metacognición)

Reflexiona sobre lo que aprendiste en el bloque:

- ¿Qué dificultades encontraste para resolver los problemas de aplicación?
- ¿Qué temas crees que necesitas ampliar para comprender mejor?
- ¿Qué estrategias utilizas para integrar al equipo de trabajo?

● **Indicador esencial de evaluación.**

Educación para la Interculturalidad

¿Existen las razas humanas?

Uno de los temas más delicados en la biología evolutiva humana es en general la cuestión de si existen razas humanas. Si miramos atrás, se daba por sentado que la respuesta era no solo «sí», sino además una escala jerárquica elaborada por biólogos «blancos» en la que se ubicaba a los caucásicos en la parte superior, los asiáticos un poco más bajo, y los afrodescendientes invariablemente en la parte inferior. La triste historia del racismo de base biológica se ha documentado en muchos lugares, incluyendo en libros como el de Steve Gould titulado *La falsa medida del hombre*.

A partir de ese pasado científico se ha llegado a una reacción: el tema de las razas humanas, o incluso la idea de que existen, se ha convertido en un tabú, ya que la delimitación racial podría, dicen los críticos, conducir a un resurgimiento del racismo, la discriminación racial, o incluso la eugenesia.

¿Existen las razas humanas? La respuesta de Jan Sapp, profesor de Biología en la Universidad de York en Toronto, es un firme «no». Él menciona: «Aunque los biólogos y antropólogos culturales suponen que las razas humanas son genéticamente distintas poblaciones de una misma especie, muchos científicos sociales y genetistas sostienen hoy que simplemente no hay base biológica válida para el concepto. El consenso entre los investigadores occidentales hoy en día es que las razas humanas son construcciones socioculturales». La *raza* es el término que se utiliza para clasificar a la humanidad de acuerdo a características físicas y genéticas. El concepto de raza no resulta particularmente útil desde el punto de vista biológico o sociológico, ya que todas las razas pertenecen a una única especie biológica, *Homo sapiens*, y solo muestran pequeñas variaciones genéticas. La cultura constituye un factor mucho más importante a la hora de determinar la conducta y estilo de vida de los diferentes grupos humanos.

La genética y la bioquímica reafirman la misma conclusión y señalan que no existe diferencia entre las supuestas razas humanas. Las variaciones de color de piel y rasgos exteriores de los distintos grupos humanos se deben históricamente a las diferentes adaptaciones al medio ambiente. Muchos científicos sostienen que aunque parezca fácil reconocer a una persona por ser caucásica, africana o asiática, esta supuesta facilidad se desvanece cuando se analiza el ADN.

BECU_G1_B1_U2.indd 24 7/1/14 5:33 PM

El ADN es una molécula que forma parte de todas las células del organismo y que contiene toda la información genética que va a determinar nuestro ser. Al analizar más a fondo la molécula de ADN se puede apreciar cómo la variación a nivel de los nucleótidos que conforman esta molécula es insignificante. Por lo tanto, se puede concluir que la «raza» respecto a los seres humanos no es un concepto científico, sino un concepto social o cultural. Los estudios del genoma humano evidencian que los seres humanos constituyen una sola especie biológica. El uso de la palabra «raza» es producto de la era colonialista europea y sirvió para justificar el trato bárbaro de los esclavos africanos y posteriormente de los indígenas de América y otras partes del mundo.

Actividades

1. **Investiga** sobre el libro *La falsa medida del hombre* de Steve Gould y su aporte para fomentar un trato igualitario entre los seres humanos. **Elabora** un organizador gráfico con los puntos más sobresalientes.
2. **Contesta** las siguientes preguntas:
   - ¿Cuál fue el origen del término *raza* en los seres humanos?
   - ¿Por qué razón se utilizó por muchos años el término *raza* para los seres humanos?
   - ¿Por qué podemos afirmar que la clasificación de los seres humanos por razas no es válida?
   - Si tuvieras que explicarle a una persona de otra época sobre los fundamentos que ahora tenemos en contra del racismo ¿Cómo lo harías?
3. **Organícense** en grupos de 4 estudiantes. **Elaboren** un *collage* sobre el racismo, la interculturalidad y los derechos humanos. **Socialícenlo** en clases y **expongan** sus trabajos en la cartelera del colegio.
4. **Investiguen** por grupos la estructura del ADN. **Elaboren** una maqueta para identificar sus elementos constitutivos y **demuestren** que la constitución básica del ADN para todos los seres humanos es la misma.
5. **Observa** la siguiente imagen y **contesta** las siguientes preguntas.
   - ¿Por qué razón los pueblos indígenas y afroamericanos han sido relegados de la sociedad y han sufrido un trato injusto desde la época colonial?
   - ¿Qué deberíamos hacer cada uno de nosotros para promover el respeto a las diferentes culturas de nuestro país y la equidad social?

Pirámide social

Españoles: Virreyes, gobernadores, presidentes y oidores de Audiencia, arzobispos, obispos, curas de parroquias importantes de comunidades religiosas. Funcionarios y comerciantes de la corona.

Criollos: Encomenderos y hacendados con acceso a cargos en los cabildos. Podían ingresar a comunidades religiosas y estar al frente de las parroquias.

Mestizos, mulatos, zambos. Peones agrícolas, artesanos, carpinteros, albañiles, etc., de las ciudades. Podían ingresar al clero.

Indios: Encomendados a españoles y criollos o en resguardos que suministraban trabajadores para minas y haciendas.

Afrodescendientes: Esclavos. Trabajan en minas y plantaciones.

BECU_Q1_B1_U2.indd 25 7/1/14 5:33 PM

Registro de una experimentación

La sistematización detallada de un trabajo experimental es indispensable en el estudio y la interpretación de los fenómenos que ocurren a nuestro alrededor. Una vez que se haya realizado una experiencia de laboratorio, se debe elaborar el informe de la experimentación con el fin de organizar y analizar los resultados obtenidos y establecer conclusiones que permitan relacionar la teoría con la práctica.

EL INFORME DEBE CONTENER:

1. Título de la experiencia realizada.
2. El problema que se desea resolver con la práctica. Puede estar formulado como pregunta.
3. La formulación de hipótesis, que consiste en proponer respuestas o explicaciones a la pregunta planteada.
4. El fundamento teórico, que se basa en la consulta de diversas fuentes para informarse acerca del fenómeno, objeto de la práctica. Comprende los conceptos que permiten interpretar el fenómeno analizado en el trabajo experimental.
5. Lista de materiales y reactivos utilizados en la práctica. En el caso de los reactivos, se indican los nombres y los cuidados que se deben tener cuando se manipulan.
6. El procedimiento, que hace referencia a la descripción de las actividades realizadas en el trabajo experimental. Se recomienda elaborar diagramas de flujo o explicar cada uno de los pasos para desarrollar los experimentos planteados.
7. Análisis de resultados en el que se deben registrar las explicaciones e interpretaciones de los fenómenos observados durante la realización de la práctica.
8. Resultados experimentales que hacen referencia a las observaciones cualitativas o cuantitativas de los fenómenos estudiados durante la experiencia. Se pueden registrar en tablas de resultados, gráficas, dibujos o esquemas.
9. Conclusiones, que son las respuestas a la pregunta planteada y dan explicación a la falsedad o certeza de la hipótesis.
10. Bibliografía, que es el registro detallado de los textos o direcciones de Internet consultadas.

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

En el laboratorio de química se emplean sustancias denominadas **reactivos químicos**. Todos ellos deben ser considerados potencialmente tóxicos y, por lo tanto, es preciso tomar todas las precauciones y medidas de seguridad recomendadas, como las siguientes (*ver también el anexo de seguridad y material básico*):

1. Usar bata, guantes y gafas de seguridad.
2. Identificar los símbolos de peligrosidad que aparecen en las etiquetas de los reactivos y tener en cuenta su significado:

3. Seguir las instrucciones del protocolo de la experiencia y del profesor.
4. Guardar los reactivos en un sitio seco y con buena ventilación, debidamente clasificados.
5. Marcar todos los recipientes que contengan algún reactivo químico con la fórmula, el nombre, el símbolo de peligrosidad y la fecha de preparación.
6. Mantener alejadas de la llama las sustancias inflamables.
7. Nunca probar las sustancias químicas. Cuando sea necesario oler, deben llevarse los vapores con precaución hacia la nariz y nunca se debe acercar esta directamente al recipiente con el reactivo.
8. Lavar con abundante agua en caso de untarse de algún reactivo.
9. Nunca consumir alimentos o bebidas en el laboratorio de química.
10. Mantener cerradas las llaves del gas.

BECU_Q1_B1_U2.indd 26 7/1/14 5:33 PM

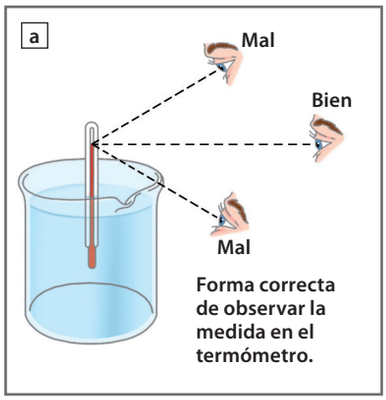
Mediciones

La precisión y la exactitud para realizar las mediciones son fundamentales para obtener resultados en la experimentación que expliquen el fenómeno observado. En esta práctica se propone la utilización de instrumentos para medir masa, volumen y temperatura.

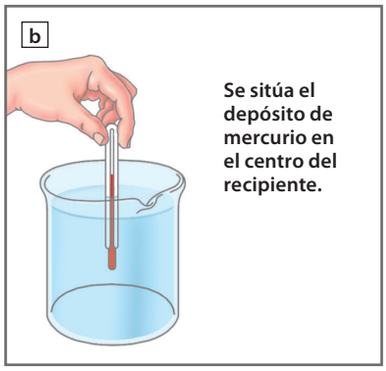
Conocimientos necesarios: Medición, masa, volumen, temperatura, precisión y exactitud.

Reactivos
- Agua

Materiales
- 1 balanza calibrada
- 1 probeta de 50 mL
- 1 termómetro de 100 °C
- 1 soporte universal
- 1 malla de asbesto



Forma correcta de observar la medida en el termómetro.

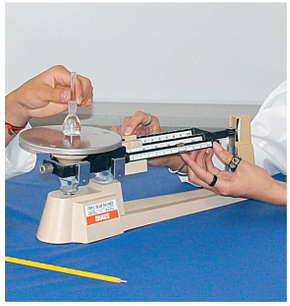


Se sitúa el depósito de mercurio en el centro del recipiente.

EXPERIMENTO 1

Procedimiento

Toma cinco objetos diversos y **determina** la masa con la balanza. **Repite** la experiencia con objetos similares entre sí pero que puedan presentar variaciones de masa, por ejemplo: lapiceros, o semillas. **Registra** los datos obtenidos en una tabla de resultados.



EXPERIMENTO 2

Procedimiento

Toma la probeta limpia y seca. **Ponla** en una superficie plana y **mide** en ella 10 mL de agua, teniendo en cuenta que se debe mirar la escala de frente y ubicar el menisco sobre la línea que indica la medida solicitada. **Repite** este paso midiendo 35 y 49 mL de agua.

EXPERIMENTO 3

Procedimiento

En un vaso de precipitados **mide** 150 mL de agua y **calienta** lentamente. **Mide** la temperatura cada tres minutos hasta obtener el punto de ebullición. **Organiza** los resultados en una tabla y **elabora** una gráfica que explique el cambio de temperatura del agua a medida que transcurre el tiempo de calentamiento.

Análisis de resultados

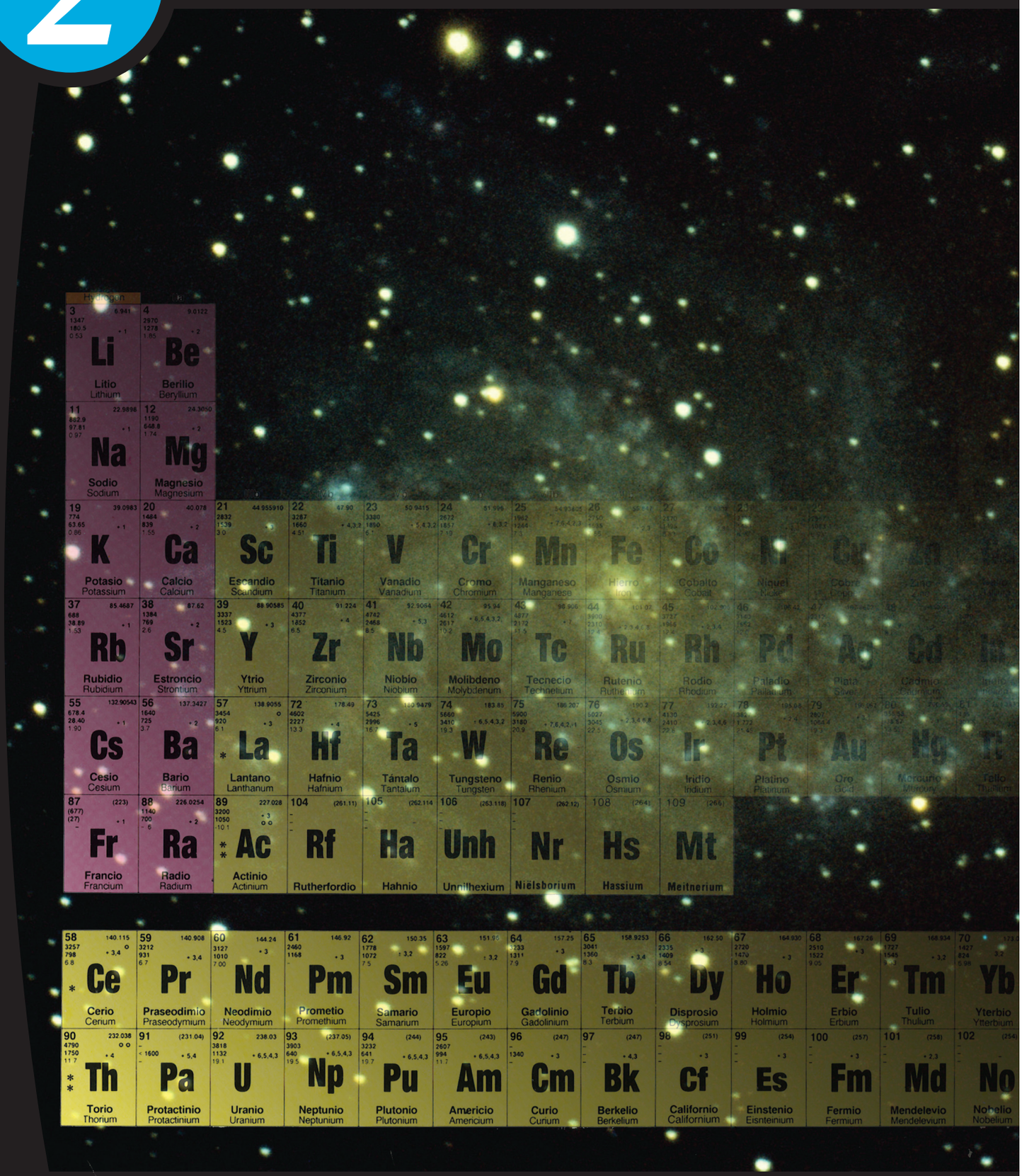
Responde:

1. ¿Por qué es necesario calibrar la balanza antes de hacer una medición?
2. ¿Cómo se interpreta la escala de un instrumento de medición?
3. ¿Qué recomendaciones se deben tener en cuenta para hacer una medición?
4. **Busca** información para responder a la siguiente pregunta. ¿Qué diferencias existen entre la precisión y la exactitud en una medida?
5. Cuando se realiza una medición del volumen de un líquido con una probeta, ¿a qué se denomina menisco?
6. ¿Para qué se puede utilizar la medición en la vida diaria?

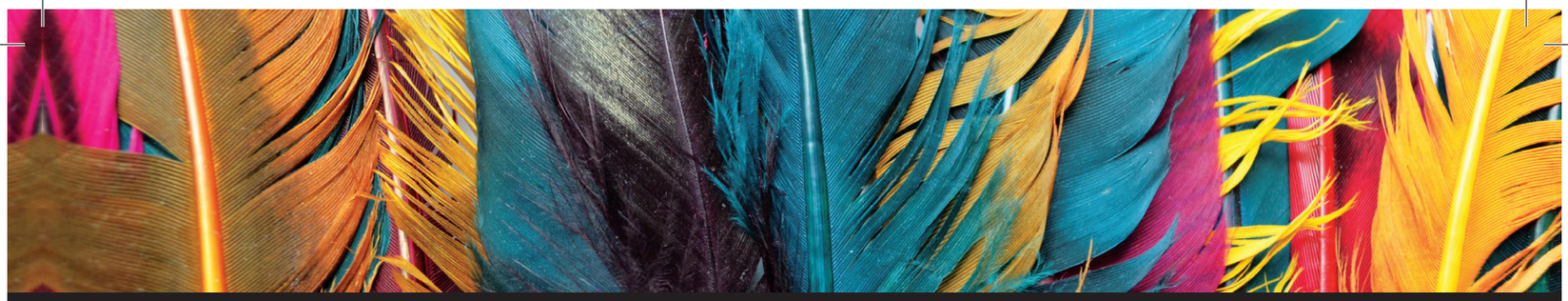
BECU_Q1_B1_U2.indd 27 7/1/14 5:34 PM

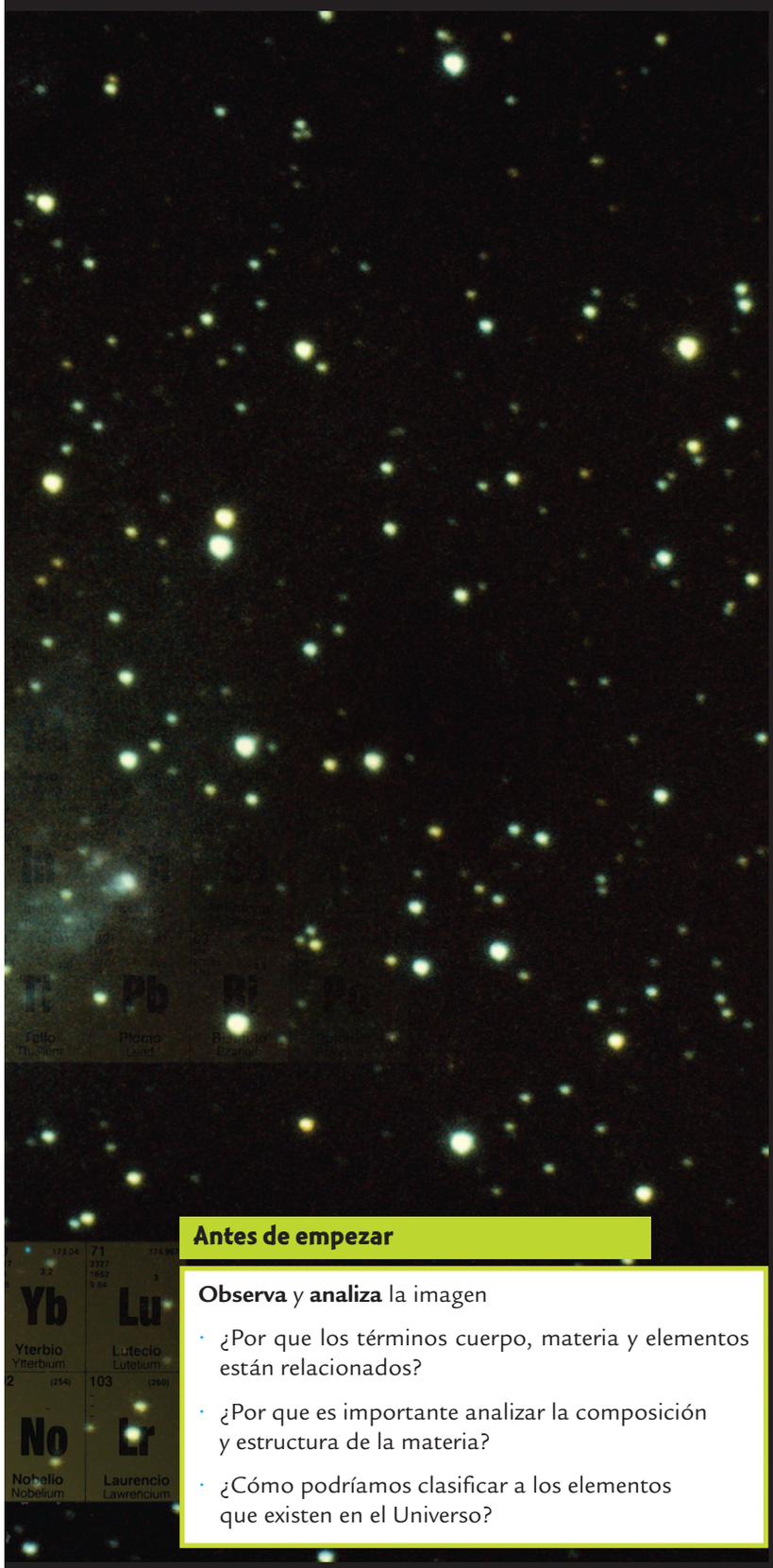
Bloque 2

Los cuerpos y la materia



BECU_Q1_B2_U3.indd 28 7/1/14 3:36 PM





Todos los cuerpos u objetos celestes del Universo, y por tanto todo lo que se encuentra a nuestro alrededor, están formados por materia. Por ejemplo, en el caso de las estrellas podemos asegurar que la materia se transforma en energía. Por eso se afirma que todo el Universo está formado, básicamente, de materia y energía.

Cada cuerpo formado por materia a su vez está compuesto por los alrededor de 92 elementos que se encuentran en la tabla periódica de forma natural. El primer elemento, y de estructura más simple de todos, es el hidrógeno, elemento básico en la constitución de las estrellas como el Sol. Este elemento es el más ligero y también el más abundante, constituyendo más del 75% en masa y más del 90% en número de átomos del Universo. Así hay otros elementos como el uranio, el elemento con mayor peso atómico de entre todos los elementos que se encuentran en la naturaleza y que, junto a todos los elementos con pesos atómicos superiores al del hierro, se origina de forma natural durante las explosiones de supernovas.

Antes de empezar

Observa y **analiza** la imagen

- ¿Por que los términos cuerpo, materia y elementos están relacionados?
- ¿Por que es importante analizar la composición y estructura de la materia?
- ¿Cómo podríamos clasificar a los elementos que existen en el Universo?

Objetivo educativo

Aplicar las propiedades de los estados físicos de la materia y mostrar aptitud en el manejo de la tabla periódica, comentando sus partes más importantes y buscando informaciones específicas; además, identificar aquellos elementos que nos ofrecen riesgos para la salud si trabajamos expuestos a ellos y establecer las precauciones necesarias.

Tocado de plumas de los pueblos indígenas amazónicos.

BECU_Q1_B2_U3.indd 29 7/1/14 5:36 PM

Unidad 3

La materia

Destreza con criterio de desempeño:
Describir la materia, sus elementos y su clasificación sobre la base de la observación de material audiovisual histórico-científico y de la identificación de su estructura básica.

Conocimientos previos

- ¿Qué es materia?
- ¿Cómo podría reconocer a las distintas clases de materia?
- ¿Cuáles son los estados de la materia que conozco?

Figura 1. Todo lo que nos rodea está constituido por materia: el aire, el agua, las rocas, incluso los seres vivos.

Materia (**figura 1**) es todo lo que nos rodea, todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio. La química es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades, su constitución cualitativa y cuantitativa, los cambios que experimenta, así como las variaciones de energía que acompañan a todas las transformaciones en las que interviene.

Propiedades de la materia

Se distinguen dos grandes tipos de propiedades de la materia: las generales y las específicas.

Propiedades generales o extrínsecas

Las **propiedades generales o extrínsecas de la materia** son las propiedades comunes a toda clase de materia; es decir, las que no proporcionan información acerca de la forma como una sustancia se comporta y se distingue de las demás. Las propiedades generales más importantes son:

- **Masa**. Es la cantidad de materia que posee un cuerpo.
- **Volumen**. Espacio que ocupa un cuerpo.
- **Peso**. Resultado de la fuerza de atracción o gravedad que ejerce la Tierra sobre los cuerpos.
- **Inercia**. Tendencia de un cuerpo a permanecer en estado de movimiento o de reposo mientras no exista una causa que modifique esta condición. Esta propiedad se relaciona con la cantidad de materia que posee el cuerpo (**figura 2**).
- **Impenetrabilidad**. Es la característica por la cual un cuerpo no puede ocupar el espacio que ocupa otro cuerpo distinto al mismo tiempo.
- **Porosidad**. Es la característica de la materia que consiste en presentar poros o espacios vacíos.

Figura 2. Todos los cuerpos presentan una resistencia a modificar el estado en el que se encuentran, sea de reposo o de movimiento.

BECU_Q1_B2_U3.indd 30 7/1/14 5:36 PM

Propiedades específicas o intrínsecas

Las **propiedades específicas o intrínsecas** son características de cada sustancia y permiten diferenciar un cuerpo de otro. Las propiedades específicas se clasifican en propiedades físicas y propiedades químicas.

Propiedades físicas de la materia

Las propiedades físicas son las que se pueden determinar sin que los cuerpos varíen su naturaleza. Entre las propiedades físicas se encuentran:

- **Propiedades organolépticas**: son aquellas que se determinan a través de las sensaciones percibidas por los órganos de los sentidos. Por ejemplo: el color, el olor, el sabor, el sonido y la textura.
- **Estado físico**: es la propiedad de la materia que se origina por el grado de cohesión de las moléculas. La menor o mayor movilidad de las moléculas caracteriza cada estado.
- **Punto de ebullición**: es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado líquido al estado gaseoso.
- **Punto de fusión**: es la temperatura a la cual una sustancia pasa del estado sólido al estado líquido.
- **Solubilidad**: es la propiedad que tienen algunas sustancias de disolverse en un líquido a una temperatura determinada.

Ti Trabajo individual

El punto de fusión y ebullición de las sustancias puras son valores constantes. **Indaga** los valores de estas propiedades de cinco elementos químicos comunes.

I Investiga **TIC**

Para ampliar la información, **investiga** más afondo sobre los estados de la materia en la dirección electrónica *Vision learning*: goo.gl/IIAq7.

AMPLIACIÓN DE CONOCIMIENTOS

Los cinco estados de la materia

Aunque tradicionalmente se considera la existencia de solo tres estados de la materia (sólido, líquido y gaseoso), investigaciones recientes proponen la existencia de otros estados, los cuales se producen, sobre todo, en condiciones extremas de temperatura y presión. Estos nuevos estados corresponden al estado de plasma y el superfluido.

El **plasma** es un estado que adoptan los gases cuando se calientan a elevadas temperaturas del orden de 10 000 °C: las moléculas adquieren tanta energía cinética que los frecuentes choques provocan la ruptura de las moléculas –incluso de los átomos–, lo que origina una mezcla de iones positivos y electrones deslocalizados, donde el número de cargas, además de los átomos y las moléculas, es prácticamente el mismo. En el Universo la mayoría de materia se encuentra en este estado debido a las altas temperaturas que poseen las estrellas (**figura 3**).

El **superfluido** es un estado que se consigue cuando un gas, como el helio, se licúa a altas presiones y temperaturas cercanas al cero absoluto. La sustancia se comporta como un líquido que trepa por las paredes y escapa. Presenta muy poca fricción y viscosidad.

Figura 3. Nebulosa de Orión.

BECU_Q1_B2_U3.indd 31 7/1/14 5:36 PM

Tarea

1. ¿Hay materia que no puede observarse a simple vista? **Justifica** la respuesta.
2. Si todos los cuerpos están hechos de materia, **indica** en qué se diferencian unos de otros.
3. Si un objeto tiene una masa muy grande, ¿debe tener necesariamente una densidad elevada? **Explica**.

Trabajo cooperativo

Elaboren en grupos y en un pliego de cartulina un mapa mental sobre las propiedades de la materia. El mapa mental debe explicarse por sí solo, por lo tanto deberán utilizar ejemplos gráficos para representar cada propiedad.

- **Densidad**: es la relación que existe entre la masa de una sustancia y su volumen. Por ejemplo, un trozo de plomo pequeño es más denso que un objeto grande y liviano como el corcho.
- **Dureza**: es la resistencia que oponen las sustancias a ser rayadas. Se mide mediante una escala denominada **escala de Mohs** que va de uno hasta diez. Así, por ejemplo, dentro de esta escala el talco tiene una dureza de uno (1), el yeso tiene dureza de dos (2), mientras que el diamante presenta el máximo grado de dureza, de diez (10).
- **Elasticidad**: es la capacidad que tienen los cuerpos de deformarse cuando se aplica una fuerza sobre ellos y de recuperar su forma original cuando la fuerza aplicada se suprime.
- **Ductilidad**: mide el grado de facilidad con que ciertos materiales se dejan convertir en alambres o hilos.
- **Maleabilidad**: mide la capacidad que tienen ciertos materiales para convertirse en láminas, como el cobre o el aluminio. En general, los materiales que son dúctiles también son maleables.
- **Tenacidad**: es la resistencia que ofrecen los cuerpos a romperse o deformarse cuando se les golpea. Uno de los materiales más tenaces es el acero.
- **Fragilidad**: es la tendencia a romperse o fracturarse. Es importante no confundir esta propiedad con la dureza: que un material sea frágil, como el vidrio, no quiere decir que no sea duro.

Propiedades químicas de la materia

Las **propiedades químicas** son las que determinan el comportamiento de las sustancias cuando se ponen en contacto con otras. Cuando determinamos una propiedad química, las sustancias cambian o alteran su naturaleza (**figura 4**).

Por ejemplo, cuando se abandona un clavo de hierro a la intemperie durante un tiempo, es posible observar un cambio que se manifiesta por la aparición de una fina capa de óxido en la superficie del clavo. Se dice entonces que el clavo se oxidó y esto constituye una propiedad química tanto del hierro como del aire; el primero por experimentar una oxidación y el segundo por producirla.

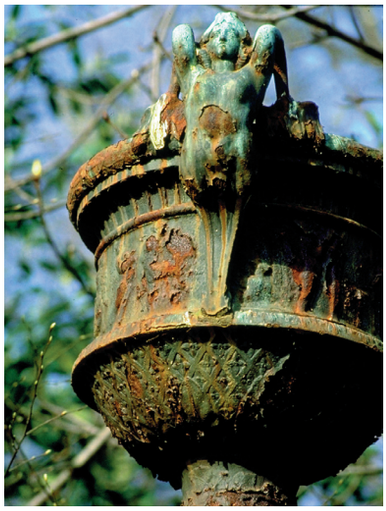


Figura 4. Un metal se oxida en presencia de aire o agua (corrosión).

Algunas propiedades químicas de la materia son las siguientes:

- **Combustión**: es la cualidad que tienen algunas sustancias para reaccionar con el oxígeno, desprendiendo, como consecuencia de la reacción, energía en forma de luz o calor.
- **Reactividad con el agua**: algunos metales como el sodio y el potasio reaccionan violentamente con el agua y forman sustancias químicas denominadas **hidróxidos** o **bases**.
- **Reactividad con las sustancias ácidas**: es la propiedad que tienen algunas sustancias de reaccionar con los ácidos. Por ejemplo, el magnesio, que es un metal, reacciona con el ácido clorhídrico para formar hidrógeno gaseoso y una sal de magnesio.
- **Reactividad con las bases**: es la propiedad que poseen ciertas sustancias de reaccionar con el grupo de compuestos químicos denominados bases o hidróxidos. Así, por ejemplo, la formación de la sal común o cloruro de sodio (NaCl) se debe a la reacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH).

BECU_Q1_B2_U3.indd 32 7/1/14 5:36 PM

Transformaciones de la materia

Se distinguen dos tipos de transformaciones de la materia: las transformaciones físicas y las químicas.

Transformaciones físicas

Son aquellas transformaciones o cambios que no afectan la composición de la materia. En los cambios físicos no se forman nuevas sustancias: químicamente, el estado inicial y final son el mismo, aunque cambie la forma, la posición o bien otros aspectos de la materia.

Se dan cambios físicos cuando ocurren fenómenos como los siguientes: el aroma de un perfume se esparce por la habitación al abrir el frasco que lo contiene; al añadir azúcar al agua, el azúcar se disuelve en ella. En estos ejemplos, el perfume se evapora y el azúcar se disuelve.

Cada una de estas transformaciones se produce sin que cambie la identidad de las sustancias; solo cambian algunas de sus propiedades físicas por lo que se dice que ha sucedido una **transformación física** (**figura 5**).

Figura 5. La transformación del agua líquida en hielo y viceversa son cambios físicos.

Los cambios de estado

Ejemplos característicos de transformaciones físicas son los **cambios de estado**. Estas transformaciones se producen sin alteración de la composición o naturaleza de la sustancia que experimenta el cambio (**figura 6**).

Los cambios de estado dependen de las variaciones en las fuerzas de cohesión y de repulsión entre las partículas. Cuando se modifica la presión o la temperatura, la materia pasa de un estado a otro, según se explica a continuación:

- Al **aumentar la presión**, las partículas de materia se acercan y aumenta la fuerza de cohesión entre ellas. Por ejemplo, un gas se puede transformar en líquido si se somete a altas presiones.
- Al **aumentar la temperatura**, las partículas de materia se mueven más rápido y, por lo tanto, aumenta la fuerza de repulsión entre ellas. Por ejemplo, si se calienta un líquido pasa a estado gaseoso.

Los cambios de estado son la fusión, la solidificación, la vaporización, la condensación y la sublimación.

- **Fusión**: es el paso del estado sólido al estado líquido.
- **Solidificación**: es el proceso inverso a la fusión, es decir, es el cambio del estado líquido al estado sólido.
- **Vaporización**: es el paso de estado líquido a estado gaseoso por acción del calor.
- **Condensación**: es el proceso inverso a la evaporación, es decir, es el cambio de gas a líquido.
- **Sublimación progresiva**: es el paso del estado sólido al estado gaseoso sin pasar por el estado líquido.
- **Sublimación regresiva**: es el proceso inverso a la sublimación progresiva. Del estado gaseoso se pasa al estado sólido al bajar la temperatura.

Existen dos tipos de cambios de estado según se produzcan por absorción o desprendimiento de calor. Si se producen por absorción de calor se denominan cambios de estado **progresivos**; si tienen lugar por desprendimiento de calor, se llaman **regresivos**.

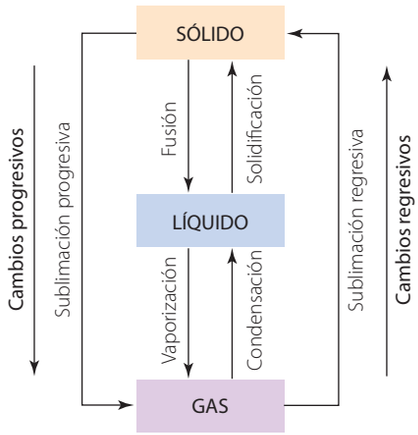


Figura 6. Esquema de los cambios de estado y sus tipos.

Lección

Establece una semejanza y una diferencia entre cambios de estado de la materia y transformaciones químicas.

¿Cuáles son los factores fundamentales para que se produzcan los cambios de estado? **Explica**.

Trabajo individual

A través de un esquema propio y utilizando un ejemplo, **representa** los cambios de estado de la materia.

BECU_Q1_B2_U3.indd 33 7/1/14 5:36 PM

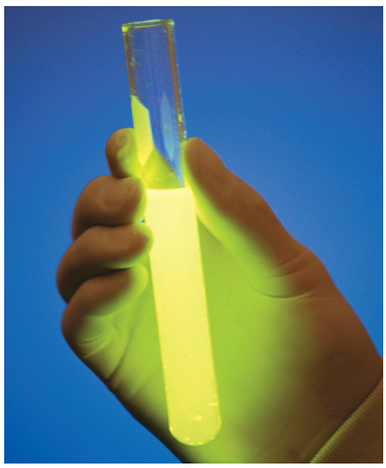


Figura 7. La fosforescencia es la propiedad de algunas sustancias para emitir radiación que puede observarse en la oscuridad. Se debe a una transformación química.

Transformaciones químicas

Son aquellas transformaciones o cambios que afectan la composición de la materia. En los cambios químicos se forman nuevas sustancias (**figura 7**).

Por ejemplo, cuando ocurren fenómenos como los siguientes: un papel arde en presencia de aire (combustión) y un metal se oxida en presencia de aire o agua (corrosión) podemos decir que cambió el tipo de sustancia, convirtiéndose en otra diferente: por eso se dice que se produjo una **transformación química**.

En las transformaciones químicas se producen **reacciones químicas**. Una reacción química se da cuando dos o más sustancias entran en contacto para formar otras sustancias diferentes. Es posible detectar cuándo se está produciendo una reacción química porque observamos cambios de temperatura, desprendimiento de gases, etc.

Clases de materia

La materia puede presentarse de dos formas: como una sustancia pura o como una mezcla (**figura 8**).

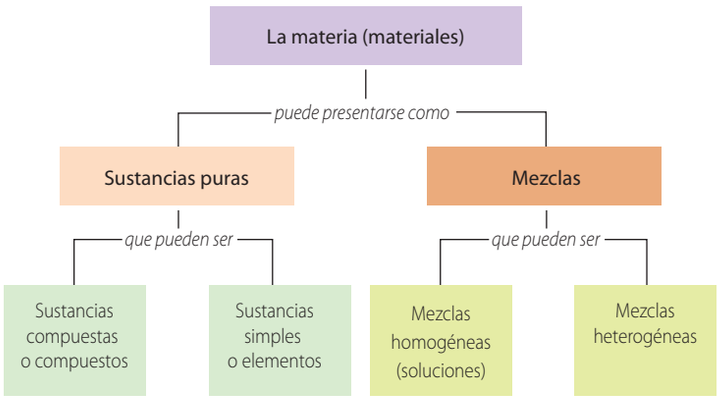


Figura 8. Clasificación de la materia.

Tarea **TIC**

Visita la página web *Química net*, donde podrás ampliar la información sobre los cambios físicos y químicos de la materia. Además, en esta página se encuentran simuladores de prácticas de laboratorio para que observes algunos cambios químicos de la materia: goo.gl/Hk49x.

Las sustancias puras

Una **sustancia pura** es aquella compuesta por un solo tipo de materia, presenta una composición fija y se puede caracterizar por una serie de propiedades específicas. Por ejemplo, al analizar una muestra pura de sal común siempre encontramos los mismos valores para propiedades tales como la solubilidad (36 g/100 cm^3 a 20 °C), la densidad (2,16 g/cm^3) y el punto de fusión (801 °C). Los valores de las propiedades específicas de las sustancias puras siempre son los mismos.

Las sustancias puras no pueden separarse en sus componentes por métodos físicos.

Según su composición, las sustancias puras se clasifican en: **sustancias simples o elementos químicos, y compuestas o compuestos químicos**.

Elemento químico

Un elemento químico es una sustancia pura que no puede descomponerse en otras más sencillas que ella. El hierro, el oro y el oxígeno son ejemplos de elementos químicos (**figura 9**), ya que no pueden descomponerse en otras sustancias diferentes a ellos.

Figura 9. El hidrógeno es un elemento que se puede obtener en laboratorio a partir de la reacción entre el ácido clorhídrico y el cinc.

BECU_Q1_B2_U3.indd 34 7/1/14 5:36 PM

Los elementos químicos se representan mediante **símbolos**. Los símbolos siempre empiezan con una letra mayúscula. En algunos casos el símbolo corresponde a la inicial del nombre del elemento: por ejemplo, carbono (C) y oxígeno (O). En otros casos, se simboliza con la letra inicial del elemento en mayúscula, seguida por una segunda letra del nombre que siempre es minúscula, por ejemplo, cesio (Cs) y magnesio (Mg).

Hay algunos elementos cuyos nombres latinos o griegos no coinciden con los españoles y de ahí que haya símbolos que no tienen relación con el nombre en español del elemento, por ejemplo, el hierro (Fe), del latín ***ferrum***.

Los elementos químicos se clasifican en dos grandes grupos: los **metales** y los **no metales**.

Compuesto químico

Un compuesto químico es una sustancia pura, formada por la combinación química de dos o más elementos en proporciones definidas (**figura 10**). Por ejemplo, 1 g de cloruro de sodio siempre contiene exactamente 0,3934 g de sodio y 0,6066 g de cloro, combinados químicamente.

Los compuestos se representan por medio de **fórmulas**. Una fórmula química muestra los símbolos de los elementos que forman el compuesto y la proporción que existe entre ellos, es decir, señalan su composición química. Por ejemplo, la fórmula del agua es H_2O, lo que indica que esta sustancia está formada por hidrógeno y oxígeno en una proporción de 2:1.

Los compuestos se pueden clasificar en dos grandes grupos:

- **Compuestos orgánicos**: son aquellos que tienen al carbono como elemento principal combinado con elementos como el hidrógeno, el oxígeno y el nitrogeno. Los carbohidratos, los lípidos y las proteínas son ejemplos de compuestos orgánicos.
- **Compuestos inorgánicos**: son aquellos que no tienen al carbono como elemento principal. El agua (H_2O) y el cloruro de sodio (NaCl) son ejemplos de compuestos inorgánicos.

Las mezclas

Las mezclas son uniones físicas de sustancias en las que la estructura de cada sustancia no cambia, por lo cual sus propiedades químicas permanecen constantes y las proporciones pueden variar. Además, es posible separar los componentes aplicando procesos físicos. Por ejemplo, la unión de agua con tierra es una mezcla.

En una mezcla, la sustancia que se encuentra en mayor proporción recibe el nombre de **fase dispersante** o **medio**, y la sustancia que se encuentra en menor proporción recibe el nombre de **fase dispersa**.

De acuerdo con la fuerza de cohesión entre las sustancias, el tamaño de las partículas de la fase dispersa y la uniformidad en la distribución de las partículas, las mezclas pueden ser homogéneas o heterogéneas.

- **Mezclas homogéneas**: son aquellas mezclas que poseen la máxima fuerza de cohesión entre las sustancias combinadas; las partículas de la fase dispersa son más pequeñas y dichas partículas se encuentran distribuidas uniformemente. De esta manera, sus componentes no son identificables a simple vista, es decir, se perciben como una sola fase.

  Las mezclas homogéneas también reciben el nombre de **soluciones** o **disoluciones**.

Figura 10. Halita o sal gema, forma mineral de la sal común. El cloruro de sodio es un compuesto químico formado por dos elementos, sodio y cloro, combinados en una proporción fija.

Lección

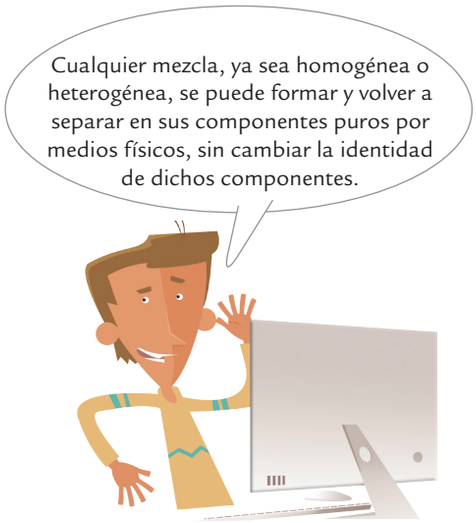
1. **Indica** si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y **explica** todas las respuestas.
   - Todas las disoluciones son mezclas.
   - Todas las mezclas son disoluciones.
   - Todas las sustancias puras son homogéneas.
   - Ninguna mezcla presenta un aspecto homogéneo.
2. **Clasifica** las siguientes sustancias en sustancias puras, mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas: mayonesa, madera, salsa de tomate, cartón, cemento, jugo de naranja, agua marina, papel y granito.

Trabajo cooperativo TIC

Elaboren un cuadro comparativo sobre los elementos y compuestos químicos y otro sobre las sustancias puras y las mezclas. Para este trabajo pueden ampliar su información visitando el link *Full Química*: goo.gl/69JCE.

BECU_Q1_B2_U3.indd 35 7/1/14 5:36 PM

Figura 11. Mezcla heterogénea formada por dicromato de potasio (cristales de color naranja) y limaduras de hierro.



Investiga

En química también se suele emplear con frecuencia el término disolución. **Investiga** si las mezclas y disoluciones son lo mismo y para esclarecer los términos **añade** ejemplos a tu investigación.

Figura 12. La levigación y el tamizado son métodos empleados tradicionalmente en la minería para separar los metales preciosos.

- **Mezclas heterogéneas**: son aquellas mezclas en las que la fuerza de cohesión entre las sustancias es menor; las partículas de la fase dispersa son más grandes que en las soluciones y dichas partículas no se encuentran distribuidas de manera uniforme (**figura 11**).

  Una forma sencilla de distinguir una mezcla heterogénea es que sus componentes se pueden diferenciar a simple vista. Por ejemplo, la reunión de arena y piedras forma una mezcla heterogénea.

  Las mezclas heterogéneas pueden ser de dos tipos: las **suspensiones** y los **coloides**.

  — **Suspensiones**: son las mezclas en las que se aprecia con mayor claridad la separación de las fases. Generalmente las suspensiones están formadas por una fase dispersa sólida que es insoluble en la fase dispersante líquida, por lo cual la mezcla recién agitada tiene un aspecto opaco o traslúcido y, si se deja en reposo, las partículas de la fase dispersa terminan por sedimentar (depositarse en el fondo del recipiente). El tamaño de las partículas de la fase dispersa es mayor que en las disoluciones y en los coloides. Por ejemplo, el agua con arena es una suspensión. En este caso la experiencia dice que, por mucho que se agite la mezcla, la arena siempre termina por sedimentar.

  — **Coloides**: son mezclas heterogéneas en las cuales las partículas de la fase dispersa tienen un tamaño intermedio entre las disoluciones y las suspensiones y no se sedimentan. Las partículas coloidales se reconocen porque pueden reflejar y dispersar la luz. Por ejemplo, la clara de huevo y el agua jabonosa son coloides.

Separación de mezclas

Cuando se desean separar los componentes de una mezcla, es necesario conocer el tipo de mezcla que se va a utilizar antes de seleccionar el método que se va a emplear.

Una forma de agrupar las mezclas es la siguiente: mezclas de sólidos, mezclas de sólido con líquido y mezclas de líquidos entre sí. Las formas de separación de los componentes de cada mezcla serán diferentes en estos distintos tipos.

Separación de mezclas de sólidos

Se emplean básicamente dos métodos: la separación manual o tamizado y la levigación.

- La **separación manual** o **tamizado** se utiliza cuando la mezcla está formada por partículas de diferentes tamaños. El instrumento utilizado se denomina *tamiz*, consta de un cedazo, de un recipiente y su tapa. Este método es muy utilizado en el análisis de suelos y en la industria de las harinas.
- La **levigación** consiste en pulverizar la mezcla sólida y tratarla luego con disolventes apropiados. La separación se realiza así, basándose en su diferencia de densidad. Este método es muy empleado en la minería especialmente en la separación del oro (**figura 12**).
- La **imantación** o **separación magnética** consiste en separar metales y no metales, utilizando un campo magnético (imán). Los materiales metálicos son atraídos por el imán, de forma que pueden separarse de las sustancias no metálicas.

BECU_Q1_B2_U3.indd 36 7/1/14 5:36 PM

Separación de mezclas de un sólido y un líquido

Para separar estas mezclas se pueden utilizar los siguientes métodos:

- **Decantación**: este método se basa en la diferencia de densidad de las sustancias que componen la mezcla. Para separar una mezcla de un sólido con un líquido, se pone la mezcla en un recipiente y se deja en reposo por algún tiempo hasta que el sólido se precipite, es decir, se deposite en el fondo del recipiente. Como casi siempre queda una pequeña parte de líquido en la parte sólida, se puede terminar la separación por evaporación.
- **Filtración**: consiste en pasar la mezcla por un filtro. El filtro es un material poroso de papel especial que deja pasar por los poros el líquido y retiene las sustancias en estado sólido que se encuentran en forma de grano grueso o polvo muy fino. En una filtración se llama **residuo** lo que queda en el papel de filtro y **filtrado** lo que pasa a través del papel.

La filtración es un método muy empleado en el laboratorio, en la industria y en el tratamiento de aguas residuales (**figura 13**).

Figura 13. Planta depuradora de aguas residuales. En este tipo de instalaciones se combinan las técnicas de decantación y filtración en el proceso de depurado de las aguas.

- **Centrifugación**: consiste esencialmente en someter la mezcla a la acción de la fuerza centrífuga haciendo girar el recipiente con la mezcla a gran velocidad, con esto el sólido se deposita en el fondo del recipiente, mientras que el componente líquido queda como un sobrenadante que se puede separar de forma sencilla por decantación. Este método se lleva a cabo mediante los dispositivos denominados centrífugas y es muy empleado en química analítica, en la industria (**figura 14**) y en el laboratorio clínico.

Figura 14. Centrífuga empleada para separar los componentes de una mezcla.

Separación de mezclas de líquidos

Para realizar la separación de mezclas de líquidos se pueden utilizar los siguientes procedimientos: destilación simple, destilación fraccionada y cromatografía.

- **Destilación simple**: se fundamenta en la diferencia en los puntos de ebullición de los componentes de la mezcla. Por calentamiento se hace que el líquido de más bajo punto de ebullición se evapore primero, para luego recogerlo haciendo pasar sus vapores por un medio refrigerado llamado **refrigerante** o **condensador** (**figura 15**).

Trabajo individual

Elabora un organizador gráfico para clasificar y explicar los métodos de separación de mezclas de sólidos, mezclas de sólidos y líquidos, y mezclas de líquidos.

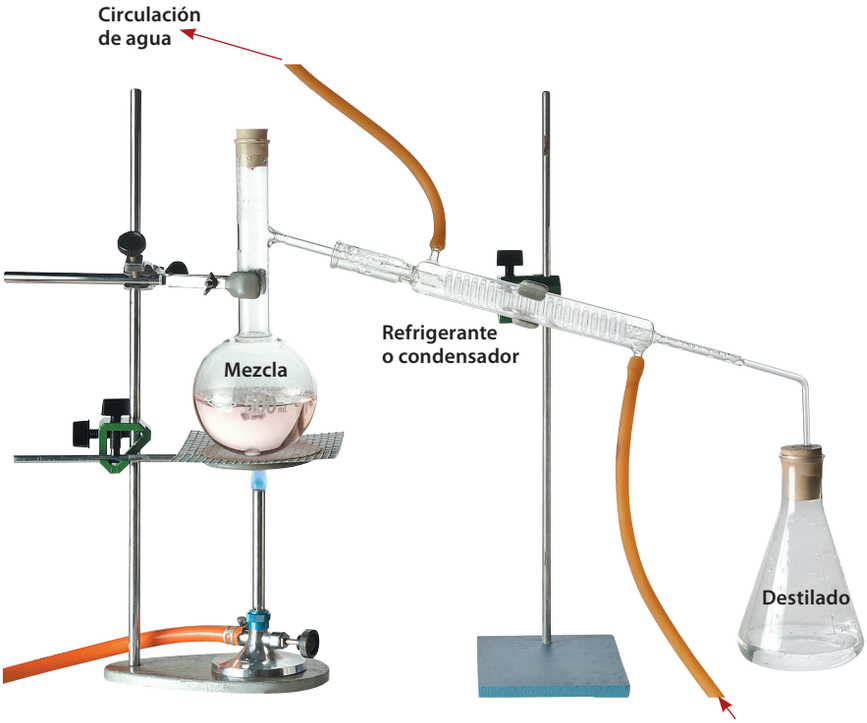


Figura 15. Equipo de destilación simple, como los que se usan habitualmente en cualquier laboratorio de química. La mezcla se coloca en un matraz que se calienta con un mechero bunsen. El líquido evaporado pasa por un serpentín de vidrio por el que circula el agua, de forma que se condensa y se recoge en el matraz Erlenmeyer.

BECU_Q1_B2_U3.indd 37 7/1/14 5:36 PM

Figura 16. Equipo utilizado en la técnica de cromatografía en columna.

- **Destilación fraccionada**: es un procedimiento empleado cuando se requiere hacer la separación de una mezcla que está formada por varios líquidos distintos cuyos puntos de ebullición son diferentes pero muy próximos entre sí. El líquido con el punto de ebullición más bajo saldrá primero convertido en vapor, el cual se condensa al pasar por un refrigerante y posteriormente se recoge en un recipiente; la temperatura se controla mediante un termómetro. Este procedimiento se repite las veces necesarias hasta aislar todos los componentes de la mezcla.

  La destilación fraccionada es un método empleado en la industria petrolera, para separar los componentes el petróleo que son objeto de explotación comercial: parafina, queroseno, gasóleo, gasolina, etc. Todos ellos se pueden separar gracias a las diferencias en el punto de ebullición: el procedimiento se lleva a cabo en complejas instalaciones industriales, las refinerías.

- **Cromatografía**: las primeras investigaciones sobre cromatografía fueron realizadas entre 1903 y 1906 por el botánico ruso **Mikhail Tswett**.

  Tswett separó pigmentos de las hojas de las plantas por **cromatografía en columna**. Primero disolvió los pigmentos de las hojas en éter de petróleo, un líquido similar a la gasolina; luego, los hizo pasar a través de una columna de vidrio empacada con carbonato de calcio pulverizado y, finalmente, lavó la columna vertiendo en ella más éter de petróleo. Tswett observó que los diferentes pigmentos se repartían a lo largo de la columna formando bandas coloreadas; estas bandas, cada una de las cuales contenía un pigmento puro, se separaban más a medida que se movían hacia abajo de la columna, de modo que se podían obtener pigmentos puros.

  El nombre cromatografía se originó de esta primera separación de sustancias coloridas (la raíz *chromato* significa «color») aunque la técnica no se limita a sustancias coloridas (**figura 16**).

  La **cromatografía** es entonces un método analítico empleado en la separación, identificación y determinación de los componentes químicos en mezclas complejas.

  Aunque puede resultar difícil definir con rigor el término cromatografía, ya que el concepto se ha aplicado a una gran variedad de sistemas y técnicas, se puede decir que todos estos métodos tienen en común el empleo de una **fase estacionaria** y una **fase móvil**. En todos los casos, los componentes de una mezcla son llevados a través de la fase estacionaria por el flujo de una fase móvil gaseosa o líquida. Las separaciones están basadas en las diferencias en la velocidad de migración entre los componentes de la muestra.

  — La **fase estacionaria** se encuentra empacada en un tubo o columna y puede ser un sólido poroso o un líquido poco volátil a la temperatura de la columna y uniformemente distribuido sobre un soporte sólido inerte.

  — La **fase móvil** en cromatografía líquida es un líquido que fluye continuamente a través de la columna y arrastra en su paso la muestra por separar; puede ser un solvente puro o una mezcla de solventes.

- **Cromatografía de papel**: es una de las más sencillas de realizar y tiene notables aplicaciones en el laboratorio de química. Utiliza como adsorbente papel de filtro, en él se coloca la mezcla que se va a separar y se pone en contacto con el disolvente. Una vez corrido el disolvente, se retira el papel y se deja secar (**figura 17**).

Trabajo individual **TIC**

Utiliza papel filtro y mezclas de tintas de marcadores o esferográficos para realizar una cromatografía de papel casera. Para esta sencilla práctica **visita** la página web *100cia química*, en donde encontrarás a detalle las instrucciones. **Presenta** los resultados de esta práctica en un informe: goo.gl/sqitQ.

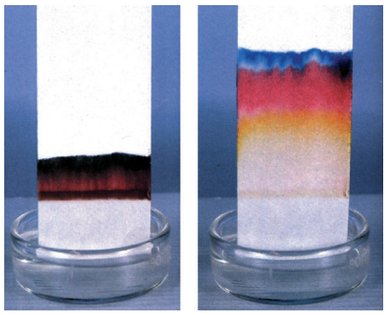


Figura 17. Dos fases en la realización de una cromatografía de papel con una solución de tinta. Los colorantes de la tinta se separan a medida que la fase móvil (solución de metanol y agua) se desplaza sobre la fase estacionaria.

BECU_Q1_B2_U3.indd 38 7/1/14 5:36 PM

Actividades

- Reconoce las propiedades generales y específicas de las sustancias.

1. Las sustancias existen en forma de elementos y compuestos, cada uno de los cuales poseen características particulares. **Responde**: ¿Qué hace que una sustancia posea propiedades exclusivas?

2. Un laboratorista, al estudiar las propiedades de una sustancia química desconocida, X, obtiene los siguientes resultados:

- X es un sólido blanco a temperatura ambiente.
- X tiene punto de fusión de 200 °C, aproximadamente.
- X se disuelve en agua para dar una solución coloreada.
- Al someterla a electrólisis, de X se obtiene más de un producto.
- X forma un sólido blanco al calentarlo en presencia de aire.

Determina cuál de estos resultados corresponde a una propiedad física o química de la materia y si la sustancia analizada es un elemento o un compuesto químico.

3. El deterioro de los metales producido por la acción del medio ambiente se denomina corrosión, fenómeno que afecta a los barcos, los automóviles y las construcciones metálicas que está expuestos a la intemperie.

Analiza este fenómeno y **responde**. ¿Qué propiedades deben presentar los anticorrosivos para evitar esta reacción?

- Diferencia entre sustancias puras y mezclas.

4. **Copia** un cuadro como el siguiente en tu cuaderno y **complétalo** indicando si las sustancias y materiales son elementos, compuestos o mezclas.

Sustancias y materiales	Elemento, compuesto o mezcla
Aspirina	
Gasolina	
Oro	
Leche	
Papel	
Algodón	
Agua con azúcar	
Vidrio	
Sal	

5. **Escribe** una lista de 10 sustancias químicas diferentes de uso doméstico habitual. **Indica** si cada una de las sustancias en una sustancia simple, compuesta o una mezcla.

- Diferencia entre cambios físicos y químicos de la materia.

6. **Determina** cual de los siguientes cambios son físicos y cuáles son químicos. **Explica** por qué.

a) Quemar papel
b) Limpiar objetos de plata
c) Hacer hielo en el congelador
d) Hervir agua
e) Quemar carbón
f) Diluír azúcar en agua
g) Formar un caramelo
h) Cocinar un huevo

7. Algunos fenómenos se aprovechan para producir energía. Otros se utilizan para fabricar productos de consumo diario. **Explica** por qué se afirma que estos procesos son cambios químicos.

- Reconoce los diversos tipos de separación de mezclas a emplear de acuerdo a la clase de mezcla.

8 . **Completa** un cuadro como el siguiente y **especifica** el procedimiento de separación utilizado y la propiedad física en la que se basa la separación de las siguientes mezclas.

Mezcla	Procedimiento	Fundamento físico
Hierro y azufre		
Agua y sal común		
Alcohol y vinagre		
Agua y aceite		
Mezcla de tintas		

9. **Diseña** un experimento que permita la separación de una mezcla de agua, arena y sal.

10. Se tiene una sustancia desconocida formada por varios compuestos de los cuales dos se encuentran en estado líquido y uno en estado sólido. Este último es miscible en uno de los líquidos y en el otro no. **Diseña** un procedimiento que permita separar cada uno de los componentes.

11. Si se tiene vapor de agua y quieres obtener hielo, **explica** qué procedimientos se deben aplicar.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B2_U3.indd 39 7/1/14 5:36 PM

Unidad 4

La tabla periódica

Destrezas con criterio de desempeño:

- Reconocer la importancia de la ley periódica desde la observación crítica de una tabla periódica moderna, de la explicación sobre la disposición de los elementos y sus utilidades.
- Analizar la influencia de la energía de ionización, de la afinidad electrónica y de la electronegatividad en la formación de enlaces, a partir de la descripción de estas propiedades de los elementos químicos y de sus variaciones en la tabla periódica.

Conocimientos previos

- ¿Qué diferencias puedo encontrar entre un átomo de hierro y otro de azufre?
- ¿Porqué era necesario clasificar a los elementos químicos?
- ¿Qué se puede utilizar para organizar a los elementos químicos bajo un sistema de clasificación? ¿Por qué?

En el año 1830 ya se habían descubierto el 50% de los elementos químicos conocidos en la actualidad; sus propiedades físicas y químicas y sus combinaciones con otros elementos para formar compuestos habían sido estudiadas por muchos químicos. Sin embargo, era necesario organizar toda esta información de manera clara.

A lo largo de esta parte de la unidad se va a tratar cómo se llegó a la clasificación actual basada en la periodicidad de algunas propiedades de los elementos químicos.

Primeras clasificaciones de los elementos

Desde finales del siglo XVIII, en la época de **Lavoisier** y **Berzelius**, se había intentado clasificar los elementos químicos conocidos buscando semejanzas en sus propiedades. Así, los elementos se clasificaban en **metales**, como el hierro, la plata o el cobre, y **no metales**, como el fósforo, el oxígeno y el azufre. Algunos elementos, como el arsénico o el germanio, no se ajustaban claramente a una de estas dos categorías, por lo que también se podía hablar de elementos **semimetálicos**.

Esta clasificación, sin embargo, era demasiado general, ya que existían considerables diferencias entre las propiedades de los elementos que pertenecían a la misma categoría. Utilizando un criterio más restringido que el anterior se hicieron las siguientes clasificaciones, que ganaron bastante en precisión respecto de la anterior.

Tríadas de Döbereiner

En 1829, el químico alemán **Johann W. Döbereiner** (1780-1849) observó que había grupos de tres elementos que tenían propiedades físicas y químicas muy parecidas o mostraban un cambio gradual en sus propiedades. Con base en sus observaciones clasificó los elementos en grupos de a tres y los llamó **tríadas** (**figura 18**). Mostró también que el peso atómico del elemento central de cada tríada era aproximadamente el promedio aritmético de los pesos de los otros dos.

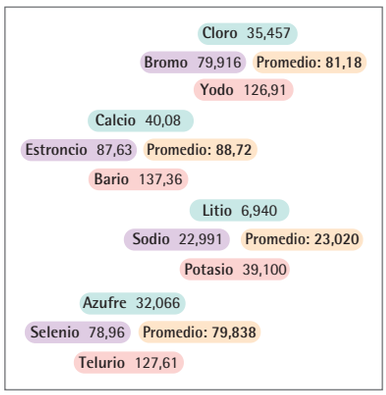


Figura 18. Tríadas propuestas por Johann Döbereiner.

Octavas de Newlands

En 1864, el inglés **Johan Alexander Newlands** (1838-1889) ordenó los elementos conocidos de acuerdo con sus pesos atómicos crecientes; observó que después de ubicar siete elementos, en el octavo se repetían las propiedades químicas del primero (sin tener en cuenta el hidrógeno ni los gases nobles). Newlands llamó a esta organización la **ley de las octavas**; de esta manera quedaron en el mismo grupo (columna), el litio, el sodio y el potasio; el berilio, el magnesio y el calcio; el oxígeno y el azufre, etc., que tienen propiedades similares (**figura 19**).

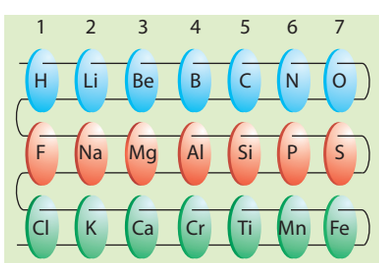


Figura 19. Octavas de Newlands.

Gracias a sus observaciones, Newlands ordenó los elementos en **grupos** y **períodos**, pero este ordenamiento presentó un problema: mientras algunos grupos tenían elementos con propiedades muy parecidas, otros tenían elementos con propiedades completamente diferentes.

Investiga

Indaga sobre otros científicos importantes que aportaron para el sistema de clasificación de los elementos químicos como Berzelius, Jean Beaptiste Dumas, Alexander Chancourtois, entre otros.

BECU_Q1_B2_U4.indd 40 7/1/14 5:38 PM

La tabla periódica de Mendeleiev

En 1869, los químicos **Ivanovich Dimitri Mendeleiev** (1834-1907) y **Lothar Meyer** (1830-1895) publicaron por separado dos tablas periódicas prácticamente coincidentes, en las que clasificaban los 63 elementos conocidos hasta entonces (entre 1830 y 1869 se descubrieron ocho nuevos elementos). La clasificación de Mendeleiev hacía énfasis en las propiedades químicas de los elementos; mientras que Meyer hacía hincapié en las propiedades físicas.

Mendeleiev, que fue el primero en dar a conocer su tabla periódica, organizó los elementos en orden creciente de sus pesos atómicos en filas y columnas, de modo que los elementos que quedaban en la misma fila tenían propiedades semejantes (**figura 20**). Lo ingenioso de la idea de este científico era que las filas no tenían todas la misma longitud pero en cada una de ellas existía una analogía gradual de las propiedades de los elementos. Por otro lado, no dudó en dejar espacios en la tabla, en invertir elementos e incluso llegó a predecir con éxito las propiedades de los elementos que algún día ocuparían los espacios vacíos.

Mendeleiev resumió su descubrimiento estableciendo su **ley periódica**, que dice: *Las propiedades de los elementos químicos no son arbitrarias, sino que varían con el peso atómico de una manera periódica.*

El sistema periódico de Mendeleiev, no obstante, presentaba algunas fallas. Por ejemplo, cuando años más tarde empezaron a descubrirse los gases nobles y ubicarse en su sitio, resultó que el argón, Ar, tenía un peso atómico superior al del potasio, mientras que los restantes gases nobles tenían pesos atómicos inferiores a los elementos posteriores. Era evidente que no resultaba totalmente aceptable el aumento de peso atómico como referencia para ubicar los elementos en el sistema periódico.

C \ F	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H							
2	Li	Be	B	C	N	O	F	
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	
4	K	Ca		Ti	V	Cr	Mn	Fe, Co, Ni, Cu
5	(Cu)	Zn			As	Se	Br	
6	Rb	Sr	?Y	Zr	Nb	Mo		Ru, Rh, Pd, Ag
7	(Ag)	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	
8	Cs	Ba	?Di	?Ce				
9								
10			?Er	?La	Ta	W		Os, Ir, Pt, Au
11	(Au)	Hg	Tl	Pb	Bi			
12				Th		U		

C = columna F = fila

Figura 20. Primera tabla periódica elaborada por Dimitri Mendeleiev (1869).

La tabla periódica moderna

En 1913, **Henry G. J. Moseley** (1887-1915) sugirió que los elementos se ordenaran de acuerdo con su número atómico en forma creciente.

Esto trajo como consecuencia que la ley periódica de los elementos cambiaría su enunciado de tal manera que desde entonces se enuncia como: *Las propiedades físicas y químicas de los elementos son función periódica de sus números atómicos.*

La tabla periódica moderna presenta un ordenamiento de los 118 elementos que se conocen actualmente, ordenándolos según su número atómico (**Z**). Los elementos se disponen en filas horizontales llamadas **períodos** y en columnas denominadas **grupos** o **familias** (**figura 21**).

Es de resaltar que existe una relación fuerte entre la configuración electrónica de los elementos y su ubicación en la tabla periódica. Cuando se realiza esta configuración, se observa que los elementos que pertenecen al mismo grupo tienen la misma configuración electrónica en su último nivel. Por ejemplo, si se observa la configuración electrónica para los elementos Li y Na, se tiene: Li, $1s^2\ 2s^1$ y Na, $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

Entre las páginas 182 y 194 de los Anexos encontrarás más información sobre los elementos químicos de la tabla periódica.

Trabajo individual **TIC**

Visita la página web *La manzana de Newton*, donde encontrarás una Tabla periódica interactiva. **Realiza** las actividades propuestas para verificar tu dominio sobre el tema: goo.gl/Vwy1T.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	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	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo
Lantánidos			Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
Actínidos			Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Figura 21. Tabla periódica moderna.

BECU_Q1_B2_U4.indd 41 7/9/14 11:38 AM

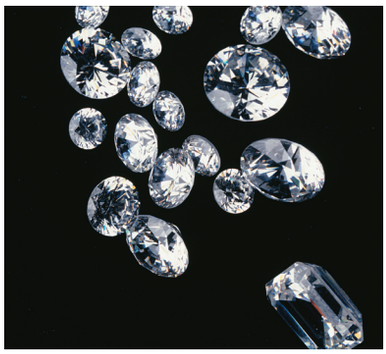


Figura 22. (Diamante) Elementos como el carbono se encuentran en diferentes formas en la naturaleza.

Los períodos

Los períodos se designan con **números arábigos** y corresponden a las **filas horizontales** de la tabla periódica.

Cada período indica el comienzo del llenado de un nuevo nivel energético y termina con aquellos elementos cuyos tres orbitales **p** del nivel principal más externo están llenos con 6 electrones. El primer período representa la ocupación del primer nivel energético (n = 1); el segundo período representa la del segundo nivel (n = 2) y así sucesivamente; por lo tanto, cada período se caracteriza por el número cuántico principal (n).

La tabla periódica moderna consta de siete períodos. A continuación se mencionan algunos de los elementos más relevantes de cada uno de ellos.

- El **primer período** comprende solo dos elementos: hidrógeno (Z =1) y helio (Z = 2), son los dos elementos gaseosos más ligeros que se encuentran en la naturaleza.
- El **segundo período** consta de ocho elementos; comienza con el litio (Z = 3) y termina con el neón (Z = 10). En este período se ubican el oxígeno y el nitrógeno, gases fundamentales en la composición del aire que respiramos. También se encuentra en este período el carbono, elemento que es la materia prima fundamental de los seres vivos por ser el que aparece en todos los compuestos orgánicos (**figura 22**).
- El **tercer período** tiene igualmente ocho elementos; se inicia con el sodio (Z = 11) y termina con el argón (Z = 18). En este período aparecen el fósforo y el azufre, elementos importantes para la síntesis de los ácidos nucleicos y las proteínas.
- El **cuarto período** comprende un total de 18 elementos, comienza con el potasio (Z = 19) prolongándose hasta el kriptón (Z = 36). En este período se encuentran metales como el titanio, el cromo, el hierro, el cobalto, el níquel, el cobre y el cinc, que son ampliamente utilizados en la industria (**figura 23**).
- El **quinto período**, también con 18 elementos, comienza con el rubidio (Z = 37) hasta el xenón (Z = 54). En esta serie se destaca el yodo por su valor biológico.
- El **sexto período**, con 32 elementos, se inicia con el cesio (Z = 55) y termina en el radón (Z = 56). Entre los elementos de este período destacan el oro y el platino, como metales preciosos, y el mercurio, que es el único metal líquido que existe en la naturaleza.

  Dentro de este período hay un conjunto particular de 14 elementos, comenzando por el cerio (Z = 58) y terminando con el lutecio (Z = 71) que se denominan **serie de los lantánidos**, debido a que sus propiedades son semejantes a las del lantano (Z = 57). Se ubican generalmente al final de la tabla en una fila aparte; son metales que se hallan en minerales raros como la euxenita.
- El **séptimo período** se extiende desde el francio (Z = 87) hasta el elemento 109, unilenio (que forma parte de los de más reciente descubrimiento y aún no tiene nombre definitivo).

  Este período incluye, como el anterior, un conjunto de 14 elementos, desde el torio (Z = 90) hasta el unilenio (Z = 109), llamados **serie de los actínidos** porque sus propiedades son semejantes al actinio. Se ubican, al igual que los lantánidos, en la parte inferior de la tabla periódica.

Tarea

1. **Elabora** una lista con los elementos que conozcas y **relaciónalos** con productos que uses en la vida cotidiana.
2. **Señala** a qué grupo de la tabla periódica pertenecen los siguientes elementos y **menciona** algunas de sus aplicaciones más importantes: cobre (Cu), mercurio (Hg), aluminio (Al), platino (Pt) y titanio (Ti).

Figura 23. Muchos de los elementos químicos que se conocen actualmente son usados en la industria farmacéutica.

BECU_Q1_B2_U4.indd 42 7/1/14 5:38 PM

Los grupos o familias

Los grupos son las **columnas** de la tabla periódica y se designan con los **números romanos I a VIII**. Se encuentran divididos en los subgrupos **A**, **B** y **tierras raras**. Este último subgrupo no se numera. En el subgrupo A hay ocho familias llamadas también **elementos representativos**.

El número romano representa **la valencia del grupo o el número de electrones en el último nivel**, de forma que los elementos de cada grupo presentan propiedades químicas similares. Así, por ejemplo, todos los elementos del grupo IA tienen valencia 1 mientras que los elementos del grupo IIIA tienen valencia 3.

- **Grupo IA o metales alcalinos**: se caracterizan por presentar un electrón en su capa más externa (capa de valencia). Su notación es ns (n corresponde al número del nivel). Ejemplo: sodio (Z = 11), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

  Son blandos y su color es blanco plata. Tienen baja densidad, bajos puntos de fusión y ebullición, son buenos conductores del calor y la electricidad y reaccionan rápidamente al exponerlos al aire. Su gran reactividad química se debe a su baja energía de ionización y electronegatividad, su gran tamaño y su estructura electrónica (**figura 24**).

  Estos elementos no se encuentran libres en la naturaleza; cuando forman compuestos pierden su único electrón de valencia.

- **Grupo IIA o metales alcalinotérreos**: la distribución de los electrones en el nivel más externo corresponde a ns^2. Ejemplo: magnesio (Z = 12), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$. Son más duros que los del primer grupo; tienen las mismas propiedades metálicas, pero presentan mayor densidad y puntos de fusión y ebullición más elevados. Cuando forman compuestos pierden sus dos electrones de valencia. Su reactividad aumenta a medida que aumenta su tamaño. Del Ca hacia abajo reaccionan con el agua a temperatura ambiente. Se oxidan rápidamente con el aire para formar óxidos, hidróxidos o carbonatos, con excepción del Be y el Mg que forman una capa de óxido que protege el metal interior (**figuras 25 y 26**).

- **Grupo IIIA o elementos térreos**: su notación más externa es $ns^2\ np^1$. Ejemplo: aluminio (Z = 13), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$. Su configuración externa los hace similares en algunos aspectos, pero en general presentan contrastes debido al pequeño tamaño del boro, a la aparición de los orbitales d en el galio y de los orbitales f en el indio.

Trabajo cooperativo

Construyan para el aula de clase una tabla periódica gigante. Cada elemento, con la información respectiva, deben tener el tamaño de una media hoja de papel bond. **Organicen** al aula por grupos de trabajo de tal manera que se distribuyan los períodos o familias de manera equitativa.

Tarea **TIC**

Prueba tus conocimientos sobre la ubicación de los elementos en la tabla periódica en la siguiente página web *Educa plus*: goo.gl/SeGT6.

Investiga

Explica cuál es la notación espectral mas externa si el elemento «X» se encuentra en el grupo IIIA y el elemento «Y» se encuentra en el grupo VII A.

Figura 24. El potasio es un elemento que pertenece al grupo IA y reacciona violentamente con el agua.

Figura 25. Las estalactitas y estalagmitas son sales que contienen buenas cantidades de calcio o magnesio.

Figura 26. El magnesio arde con el aire y deja una ceniza blanca que corresponde al óxido de magnesio.

BECU_Q1_B2_U4.indd 43 7/1/14 5:38 PM

Lección

1. **Menciona** las propiedades físicas y químicas de los elementos del grupo de los halógenos.
2. **Menciona** las propiedades físicas y químicas de los elementos del grupo de los gases nobles.

Trabajo individual

Elabora un crucigrama vacío con los grupos de la tabla periódica para repasar las características más sobresalientes de cada grupo. Al llegar a la clase, **intercámbialo** con tus compañeros y compañeras, y **resuelvan** los crucigramas.

- **Grupo IVA o familia del carbono**: su notación externa es $ns^2\ np^2$. Ejemplo: carbono (Z = 6), $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$. Este grupo está constituido por carbono, silicio, germanio, estaño y plomo. El carbono es un no metal, el silicio en cambio siendo no metal, presenta propiedades eléctricas de semiconductor, el germanio es un metaloide y el estaño y el plomo tienen carácter metálico.
- **Grupo VA o familia del nitrógeno**: la distribución de su nivel más externo es $ns^2\ np^3$. Ejemplo: nitrógeno (Z = 7), $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$. Todos los elementos de este grupo con excepción del nitrógeno, son sólidos a temperatura ambiente. El nitrógeno existe en forma de moléculas de N_2. El fósforo y el arsénico forman moléculas tetraatómicas P_4 y As_4.
- **Grupo VIA o familia del oxígeno**: la notación de su nivel externo es $ns^2\ np^4$. Ejemplo: azufre (Z = 16), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$ (**figura 27**). Este grupo está conformado por el oxígeno, el azufre, el selenio, el teluro y el polonio. El oxígeno posee propiedades muy diferentes a los demás elementos del grupo.

  Una característica de este grupo es alcanzar un estado de oxidación (2^-) al ganar dos electrones y conseguir configuración de gas noble.
- **Grupo VIIA o familia de los halógenos**: su distribución electrónica externa es $ns^2\ np^5$. Ejemplo: cloro (Z = 17), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ (**figura 28**).

  Este grupo está conformado por el flúor, el cloro, el bromo y el yodo. Con excepción de los gases nobles, los halógenos tienen las energías de ionización más elevadas, en consecuencia son los elementos más electronegativos.

  Los halógenos reaccionan fácilmente con los metales formando sales.
- **Grupo VIIIA, gases nobles o inertes**: tienen completo su nivel más externo; todos tienen ocho electrones en su último nivel de energía excepto el helio que tiene dos electrones. El helio se halla en este grupo porque el único nivel que contiene se encuentra completo.

  La notación del nivel más externo para este grupo es $ns^2\ np^6$. Ejemplo: argón (Z = 18), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ (**figura 29**). Se caracterizan por su poca reactividad química por la razón anotada anteriormente. Se hallan al final de cada período en la tabla periódica. Existen como átomos simples en todos los estados físicos; difícilmente forman moléculas. Los pocos compuestos que se conocen de los gases nobles son fluoruros y óxidos de xenón y kriptón.

Figura 27. El azufre es un elemento que se encuentra en forma nativa en las cercanías de los volcanes.

Figura 28. El cloro se emplea en la industria de los detergentes.

Figura 29. En los avisos luminosos se utilizan diferentes gases nobles. El argón genera una luz de color rojo, y el neón, de color azul.

BECU_Q1_B2_U4.indd 44 7/1/14 5:38 PM

Ventajas de la tabla periódica moderna

La organización periódica tiene muchas ventajas sobre las anteriores:

- De izquierda a derecha en un período las propiedades físicas cambian de metal a no metal, mientras que de arriba hacia abajo en un grupo principal los elementos aumentan su carácter metálico (**figura 30**).
- Todos los elementos de los subgrupos son metales.
- Los grupos de elementos similares son fáciles de localizar, así, por ejemplo: los no metales se hallan en el extremo superior derecho de la tabla, los metales ligeros se localizan en la parte superior izquierda, los metales pesados están en la parte inferior central de la tabla, los metales más activos se encuentran en la parte inferior izquierda, en los grupos IA, IIA y IIIB, y los no metales más activos aparecen en el extremo derecho de la tabla en los grupos VA, VIA y VIIA.
- Los elementos de transición, que son metales con más de una capacidad de combinación, se localizan en la parte central de la mitad inferior de la tabla, desde el grupo IIIB al VIII inclusive.
- Por último, las propiedades de un elemento pueden predecirse más fácilmente a partir de su posición en esta tabla que en las anteriores.

Figura 30. Los metales son buenos conductores del calor.

Algunas propiedades físicas y químicas de los elementos de la tabla periódica

Los elementos presentan propiedades según sea la posición que ocupen en la tabla periódica.

Metales

Localización en la tabla periódica

Los metales se encuentran localizados en la parte izquierda y en el centro de la tabla periódica. Están presentes en todos los grupos excepto en el VIIA y VIIIA. De los 118 elementos clasificados en la tabla periódica, un poco más de las tres cuartas partes son metales. En la actualidad, nuestra sociedad depende en gran parte de los metales (**figura 31**). Se cuenta con un gran número de aleaciones que tienen infinidad de usos (**figura 32**). También son indispensables para la vida del ser humano, por ejemplo, el hierro está en la hemoglobina y el calcio en los huesos (**figura 33**).

Figura 31. Los metales como el cobre son muy maleables, propiedad que los hace ideales para la fabricación de implementos decorativos o de uso doméstico.

Figura 32. La principal aleación del hierro es el acero, que es mucho más resistente a la corrosión.

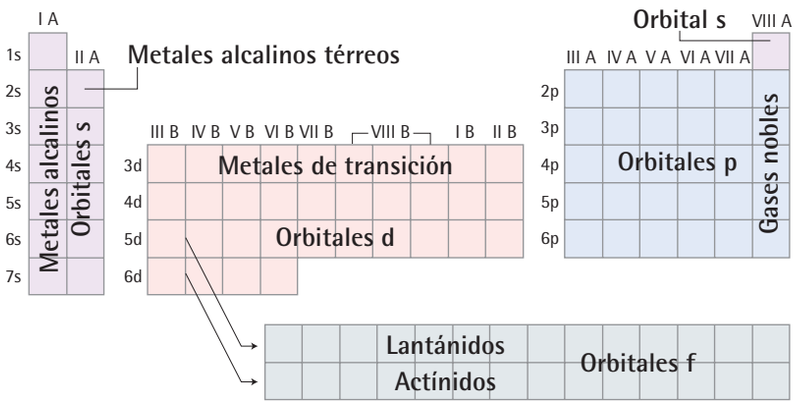


Figura 33. El esquema resalta la ubicación de los metales en la tabla periódica.

BECU_Q1_B2_U4.indd 45 7/1/14 5:38 PM

Trabajo cooperativo **TIC**

Realicen una práctica de laboratorio para identificar algunas características típicas de los metales. Para esta práctica **visiten** la página web *100cia Química*: goo.gl/yaocc. **Elaboren** un informe sobre la práctica.

Tarea

Elabora un mapa mental sobre las características de los metales. **Recuerda** que un mapa mental contiene gráficos pertinentes para apoyar cada idea.

Propiedades físicas de los metales

Los metales presentan algunas propiedades físicas comunes. Veamos.

- **Estado de agregación**: los metales son sólidos a temperatura ambiente con excepción del mercurio que es líquido. También son excepciones relativas el cesio, el galio y el francio, que tienen puntos de fusión muy bajos: 28,7 °C, 29,8 °C y 30 °C, respectivamente.
- **Conductividad**: los metales son buenos conductores de la energía calórica y eléctrica. Por ejemplo, los recipientes usados para cocinar son por lo general metálicos, ya que esta composición es la ideal para trasladar el calor de la fuente calorífica al alimento que se cocina.
- **Apariencia**: presentan un brillo característico llamado brillo metálico; este solo se aprecia cuando su superficie ha sido recientemente cortada o pulida, porque tienden a reaccionar de inmediato con el oxígeno del aire formando un óxido metálico opaco.
- **Ductilidad**: se pueden convertir en hilos. Por ejemplo, el oro y la plata se usan en la elaboración de piezas de joyería.
- **Maleabilidad**: se pueden extender fácilmente en láminas. Por ejemplo, las láminas de aluminio se emplean en construcción.
- **Elasticidad y tenacidad**: en general los metales son elásticos y presentan resistencia a la ruptura; por eso los metales se emplean en la elaboración de materiales que deben soportar gran tensión, como las varillas para la construcción.
- **Color**: el color en la mayoría de metales es parecido al de la plata, es decir, son argentíferos (plateados) a excepción del cobre que es rojo y el oro que es amarillo.

Propiedades químicas de los metales

- **Propiedades periódicas**: los metales retienen débilmente los electrones de la capa más externa (capa de valencia), por ello los pierden en una reacción química.
- **Reactividad**: la mayoría de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxido y con los halógenos formando halogenuros. El grado de reactividad varía tanto para los elementos de un grupo como para los de diferente grupo. Por ejemplo, el litio y el sodio pertenecen al grupo IA, pero el sodio es mucho más reactivo; el calcio que pertenece al grupo IIA reacciona con más facilidad que el aluminio que pertenece al grupo IIIA.

No metales

Los no metales, así como los metales, cumplen funciones dentro del equilibrio que debe presentarse para la existencia de la vida en nuestro planeta. Así, por ejemplo, el oxígeno es indispensable para la respiración y el carbono constituye una parte fundamental dentro de la estructura de los seres vivos.

Localización en la tabla periódica

Los no metales se encuentran situados en la parte derecha de la tabla periódica; difieren de los metales, tanto por sus propiedades físicas como por sus propiedades químicas. En la naturaleza se pueden encontrar unidos a los metales o a otros no metales para formar una amplia gama de compuestos. También se pueden encontrar libres en estado natural, como sucede con el azufre (**figura 34**).

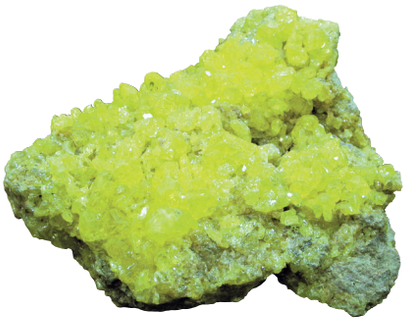


Figura 34. El azufre es uno de los elementos que se encuentran libres en la naturaleza. Como todos los no metales, el azufre es mal conductor del calor y de la electricidad.

BECU_Q1_B2_U4.indd 46 7/1/14 5:38 PM

Propiedades físicas de los no metales

Los no metales tienen propiedades físicas y químicas variadas. A continuación, se presentan algunas de estas.

- **Estado físico**: a temperatura ambiente pueden ser sólidos como el carbono, líquidos como el bromo y gaseosos como el oxígeno (**figuras 35** y **36**).
- **Apariencia**: presentan variedad de colores. Por ejemplo: el bromo es rojo, el azufre es amarillo y otros son incoloros como el nitrógeno. No presentan brillo metálico.
- **Densidad**: por lo general es menor que la de los metales.
- **Conductibidad térmica y eléctrica**: son malos conductores del calor y de la electricidad, por ello se suelen emplear en la industria como aislantes eléctricos y térmicos.
- **Ductilidad y maleabilidad**: no son dúctiles ni maleables; no se pueden convertir en láminas ni hilos, son duros pero cuando se les golpea se fragmentan con facilidad, es decir, son muy quebradizos.
- **Alotropía**: son formas diferentes del mismo elemento en el mismo estado físico. Por ejemplo, el oxígeno gaseoso se puede presentar como molécula diatómica, O_2, y molécula triatómica, O_3, conocida como ozono. En los dos casos se trata de **alótropos** del oxígeno.

  Los sólidos no metálicos también pueden presentar el fenómeno de la alotropía. Los átomos de los alótropos sólidos se encuentran dispuestos en diferentes formas geométricas. Por ejemplo, el carbono comúnmente presenta dos formas alotrópicas: el diamante (que presenta una estructura molecular tetraédrica característica) y el grafito (con estructura molecular hexagonal).

Propiedades químicas de los no metales

Las propiedades químicas comunes del grupo de los no metales son las siguientes:

- **Propiedades periódicas**: retienen con fuerza los electrones de la capa externa (electrones de valencia) y tienden a atraer los electrones de otros elementos durante una reacción química.
- **Electrones en la capa externa o de valencia**: tienen en su capa de valencia cuatro electrones o más, por ejemplo, los elementos del grupo IVA tienen cuatro electrones, y los del VIA, seis electrones.
- **Reactividad**: la facilidad con que los no metales reaccionan con otros elementos es variable; algunos no metales son muy reactivos, como el flúor y el oxígeno, pero otros prácticamente no se combinan con ningún otro elemento: estos son los gases nobles (grupo VIIIA).

  Los no metales pueden reaccionar con los metales o con otros elementos no metales.

  El hidrógeno se localiza en el grupo IA, sin embargo, es un no metal; químicamente se comporta como los halógenos (grupo VIIA). Se encuentra libre en la naturaleza, arde con mucha facilidad y reacciona con muchos metales y no metales.

  Muchos elementos no metálicos, tales como el hidrógeno y el oxigeno, así como los elementos del grupo de los gases nobles, son gases a temperatura ambiente. Los que son sólidos se consideran aislantes; se combinan con el oxígeno para producir óxidos ácidos.

	F	Cl	Br	I
Estado a temperatura ambiente	(g)	(g)	(l)	(s)
Fórmula molecular	F_2	Cl_2	Br_2	I_2
Punto de fusión, °C	−218	−101	−7	113
Punto de ebullición, °C	−188	−34	59	184

Figura 35. Propiedades físicas de los elementos del grupo VIIA.

Lección

Elabora un cuadro comparativo sobre los metales y no metales. **Adiciona** ejemplos para demostrar cada comparación.

	O	S	Se	Te
Aspecto a temperatura ambiente	(g)	(s)	(s)	(s)
Fórmula molecular	O_2	S_2, S_4, S_6, S_8	Se_2, Se_8	Te_2, ¿Te_8?
Punto de fusión, °C	−218,8	119,0	217	450
Punto de ebullición, °C	−183,0	444,6	685	1.087

Figura 36. Propiedades físicas de los elementos del grupo VIA.

BECU_Q1_B2_U4.indd 47 7/1/14 5:38 PM

Figura 37. Jacob Berzelius (1779-1848) descubrió varios elementos, entre ellos el torio, elemento radiactivo utilizado en la industria.

Elementos de transición

Son los elementos del grupo B, sus electrones de valencia se encuentran distribuidos en órbitas diferentes a las del grupo A. Tienen llenos o semillenos los orbitales d, están formados por ocho subgrupos y se hallan ubicados en el centro de la tabla periódica entre los grupos IIA y IIIA.

En la tabla se designan con **número romano** y la letra **B**. El número romano es el resultado de sumar los electrones de los últimos subniveles d y s del penúltimo y del último nivel respectivamente, si la suma es 3, 4, 5, 6 y 7, el grupo es IIIB, IVB, VB, VIB y VIIB; pero si el resultado de la suma es 8, 9 o 10, el grupo es el VIIIB, primera columna, segunda columna y tercera columna, respectivamente, y si la suma es 11 o 12, el grupo es IB o IIB, respectivamente.

El número del grupo no coincide con el número de electrones del nivel más externo. Ejemplo: cromo (Z = 24), $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1\ 3d^5$. Período: 4. Grupo: VIB.

La mayoría de las propiedades físicas de los elementos de transición dependen de la configuración electrónica.

Elementos de transición interna o tierras raras

Se hallan en la parte inferior de la tabla periódica. Se dividen en dos series: lantánidos y actínidos.

- **Lantánidos**: el descubrimiento de los elementos de las tierras raras es uno de los temas más importantes de la química.

  En 1794, **Gadolin** descubrió un nuevo mineral cerca de Estocolmo; encontró en él un óxido desconocido, una tierra que denominó itria y que después se halló en gran número de minerales. El mineral recibió el nombre de gadolinita.

  En 1803, **Klaproth** localizó otro óxido que se conoce como ceria, que es el óxido de un nuevo elemento llamado cerio. Este nombre proviene de Ceres, el primer asteroide descubierto dos años antes.

  En 1839, **Mosander** constató que una parte del cerio (lantana) se solubilizaba en ácido nítrico diluido y otra era insoluble (ceria). A partir de la lantana obtuvo una tierra de color rosado, la didimia, que era el óxido de didimio. Sin embargo, la didimia no era pura y Boisbaudran separó de ella la samaria (en honor de Samarsky), y en 1880, la gadolinia.

- **Actínidos**: los elementos de la familia de los actínidos son: torio, protoactinio, uranio y los diez elementos transuránicos (después del uranio) que son: neptunio, plutonio, americio, curio, berkelio, californio, einstenio, fermio, mendelevio y nobelio, todos ellos con propiedades radiactivas (**figuras 37 y 38**).

  Es muy curioso el origen del nombre de los elementos transuránicos. En general, derivan de los nombres de científicos famosos, de planetas o de lugares donde se descubrieron, por ejemplo:

  — **Neptunio**, se deriva del nombre del planeta Neptuno; fue descubierto por Mc Millan.

  — **Americio**, denominado así por América; fue descubierto por Seaborg.

  — **Curio**, recordando a Marie Curie, fue obtenido en 1944 por Seaborg.

  — El **einstenio** y el **fermio** se obtuvieron en 1953, fueron nombrados así en honor de Albert Einstein y de Enrico Fermi.

Investiga

Indaga sobre las utilidades o usos que presentan algunos elementos de transición como el Cerio, Uranio, Neodimio, etc.

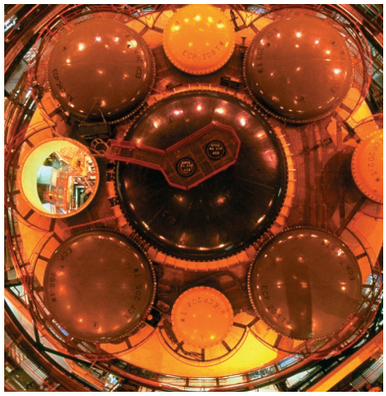


Figura 38. Reactor de una central nuclear. El uranio 235 se utiliza como combustible en los reactores nucleares.

BECU_Q1_B2_U4.indd 48 7/1/14 5:38 PM

Algunas propiedades periódicas importantes

Algunas propiedades de los elementos varían de manera **regular** en función de la posición que dichos elementos ocupan en la tabla periódica. A estas propiedades se les llama **propiedades periódicas**.

Radio atómico y radio iónico

El radio atómico

Como se puede deducir, los átomos son partículas tan diminutas que es imposible medirlos directamente. No obstante, los químicos han desarrollado técnicas que permiten estimar la distancia que hay entre los núcleos de dos átomos o dos iones contiguos. Si se supone que el átomo tiene forma esférica, el radio atómico corresponde a la mitad de la distancia que existe entre los núcleos de dos átomos contiguos que forman un enlace, tanto si se trata de un sólido metálico como de una molécula covalente.

En un mismo grupo o familia el radio atómico aumenta directamente con su número atómico y su número de niveles. Por ejemplo: el potasio (Z = 19) tiene un radio atómico mayor que el litio (Z = 3) pero menor que el cesio (Z = 55).

Se puede concluir entonces que **en un grupo de la tabla periódica, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo** (**figura 39**).

Por otra parte, se observa también que **el radio atómico decrece al desplazarnos hacia la derecha dentro de un período**. Esto es debido a que al no aumentar el número de niveles, los electrones que se incorporan a la estructura ocupan orbitales energéticamente muy próximos a los anteriores, y se ven atraídos con mayor fuerza por el núcleo, al ser mayor la carga nuclear. Debido a esta mayor fuerza de atracción se produce una disminución del tamaño del átomo.

Si se tiene en cuenta esta variación del radio atómico a lo largo de los períodos y los grupos de la tabla periódica, el elemento con mayor radio atómico es el francio y el de menor radio el helio.

El radio iónico

El radio iónico se define a partir de la estructura de los compuestos iónicos, de tal suerte que la suma de los radios iónicos es igual a la distancia que existe entre los núcleos en un enlace iónico.

El radio del catión es menor que el radio atómico, siendo tanto menor la diferencia cuanto menor sea la carga positiva del ion. Por el contrario, el radio de los aniones siempre es mayor que el radio atómico.

Resumiendo se puede decir que:

- Cuando dos iones tienen la misma carga y pertenecen a elementos del mismo grupo, el radio iónico es mayor cuanto mayor es el número atómico.
- Cuando dos iones monoatómicos tienen el mismo número de electrones, el radio iónico menor corresponde al ion cuya carga nuclear es mayor.

  Observemos el siguiente ejemplo:

  Los iones K^{1+} y Ca^{2+} contienen el mismo número de electrones (18 en cada caso) y sus radios iónicos respectivos miden 1,33 y 0,99 Å. Como se puede ver, resulta menor el radio del ion calcio, debido a su mayor carga nuclear.

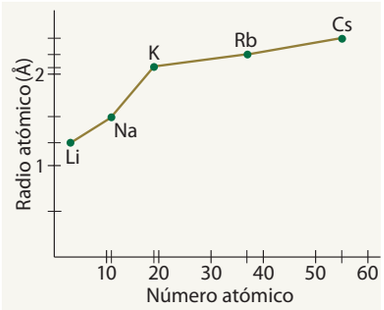


Figura 39. La ilustración indica la variación del radio atómico de los metales alcalinos en función del número atómico.

Ti Trabajo individual **TIC**

Dibuja una tabla periódica vacía y en ella **ubica** a los elementos de mayor y menor radio atómico. **Realiza** lo mismo con las otras propiedades periódicas. Para apoyarte en este trabajo **revisa** la página web *Educaplus*: goo.gl/wmxno.

T Tarea

Ordena los siguientes elementos químicos de acuerdo a su radio atómico, electronegatividad y energía de ionización, de menor a mayor: Fe, Cs, F, N y Si.

L Lección

Con ayuda de la tabla periódica, **indica**:

1. ¿Cómo es el tamaño del ion O^{2-} si se compara con el tamaño del átomo de Ne?
2. ¿Cómo es el tamaño del ion Na^{1+} si se compara con el tamaño del átomo de Ne?

BECU_Q1_B2_U4.indd 49 7/1/14 5:38 PM

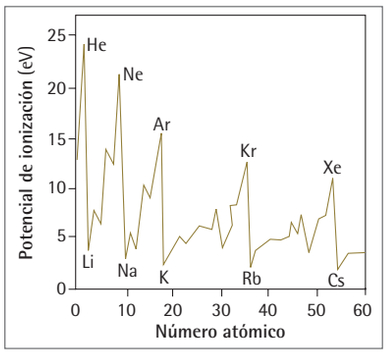


Figura 40. En cada período la energía de ionización presenta un valor mínimo para los elementos alcalinos y un valor máximo para los gases nobles.

Energía de ionización (Ei)

Es la mínima energía necesaria para liberar el electrón más externo de un átomo gaseoso:

$$M_{(g)} - e^- + \text{energía de ionización} \longrightarrow M^+_{(g)}$$

$M_{(g)}$ es el átomo gaseoso, M^+ el ion formado y e^- el electrón liberado.

La energía de ionización se mide en **electrón voltio** el cual se define como la cantidad de energía impartida a un electrón cuando es acelerado por medio de un potencial eléctrico de un voltio. Un electrón voltio es aproximadamente 100 kJ/mol. Numéricamente 1 eV = 96,5 kJ/mol.

En un período, la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha al aumentar el número atómico, alcanzando valores máximos en los gases nobles (**figura 40**). En un **grupo** o **familia**, la energía de ionización disminuye de arriba hacia abajo al aumentar el número atómico. Si la energía de ionización es elevada, la configuración electrónica es estable, tal como ocurre con los gases nobles.

La energía de ionización influye en la formación del enlace químico y en las propiedades reductoras de los elementos químicos.

Afinidad electrónica (AE)

Es la energía liberada o absorbida cuando un electrón se agrega a un átomo gaseoso. El proceso se representa:

$$X_{(g)} + 1e^- + (-)\ AE \longrightarrow X^-_{(g)}$$

En los períodos, la afinidad electrónica aumenta de izquierda a derecha al aumentar el número atómico y en los **grupos**, los valores no varían notablemente, sin embargo, disminuye de arriba hacia abajo, cuando aumenta el número atómico. La importancia de esta propiedad radica en su utilidad para predecir el carácter oxidante de un elemento químico.

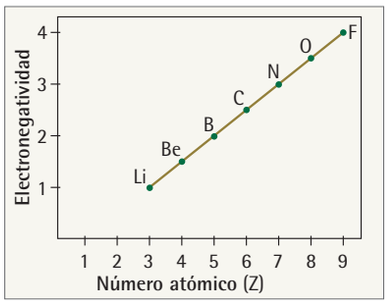


Figura 41. La gráfica ilustra la variación de la electronegatividad para los elementos del primer período.

Electronegatividad

La electronegatividad mide la tendencia de un átomo a atraer electrones, cuando se forma un enlace químico. Es decir, mide la capacidad de un elemento para atraer hacia sí los electrones que lo enlazan con otro elemento. Los valores que corresponden a la electronegatividad de los elementos presentan variaciones regulares tanto en los grupos como en los períodos (**figuras 41 y 42**). La electronegatividad aumenta al desplazarnos hacia la derecha en la tabla periódica. Carece de unidades, y dentro de un mismo grupo disminuye a medida que aumenta el número atómico.

Grupo I	Grupo IV	Grupo VI	Grupo VII
H: 2,1			
Li: 1,0	C: 2,5	O: 3,5	F: 4,0
Na: 0,9	Si: 1,8	S: 2,5	Cl: 3,0
K: 0,8	Ge: 1,8	Se: 2,4	Br: 2,8
Rb: 0,8	Sn: 1,8	Te: 2,1	I: 2,5
Fr: 0,7	Pb: 1,8	Po: 2,0	At: 2,2

Figura 42. La tabla muestra los valores para la electronegatividad de algunos elementos.

Carácter metálico

Al desplazarnos de izquierda a derecha por un período de la tabla periódica, observamos que se produce una transición gradual en el carácter de los elementos. Si observamos por ejemplo el segundo período de la tabla periódica, veremos que se produce un cambio gradual en las propiedades de los elementos, desde el litio, típicamente metálico, hasta el flúor, cuyas propiedades son claramente no metálicas.

En los períodos del cuarto al séptimo, llamados períodos largos, el intervalo para la transición metal-no metal es mayor. Así, en el cuarto período los dos primeros elementos, potasio y calcio, son metales; sin embargo, los elementos no metálicos no aparecen sino hasta el final del período.

BECU_Q1_B2_U4.indd 50 7/1/14 5:38 PM

Actividades

● Reconoce las propiedades periódicas de los elementos.

1. En la tabla periódica, el arsénico (^{33}As) tiene como vecinos más próximos los elementos cuyos números atómicos son: 15, 32, 34 y 51. **Responde**: ¿Cuáles de estos elementos presentan propiedades similares a las del arsénico? **Justifica** la respuesta.

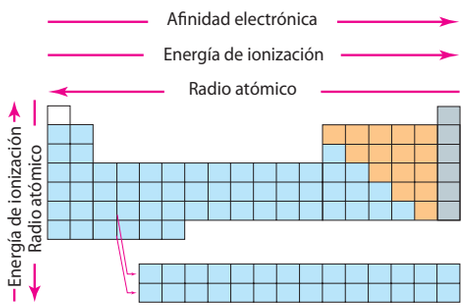
2. Teniendo en cuenta los siguientes iones: N^{-3}, O^{-2}, F^{-1}, Na^{+1} y Mg^{+2}:

a) **Razona**: ¿Qué características tienen en común?

b) **Dibuja** un modelo que permita representar adecuadamente la ubicación de sus electrones en los respectivos niveles de valencia.

c) **Ordena** de manera ascendente los iones de acuerdo con su tamaño.

3. **Utiliza** la información sobre las propiedades periódicas de los elementos para responder a las siguientes preguntas.



a) ¿Por qué el radio atómico del sodio es menor que el del rubidio?

b) ¿Por qué el selenio presenta mayor energía de ionización que el calcio?

c) ¿Cuál de los siguientes elementos presenta menor energía de ionización: Bi, Ba, Re y Cs?

d) ¿Cuál de los elementos del grupo IVA presenta menor afinidad electrónica?

e) ¿Cuál de los elementos del grupo IIA es el más pequeño?

● Identifica los diversos intentos de clasificación de los elementos químicos de acuerdo a sus propiedades periódicas.

4. La construcción de la tabla periódica que conocemos en la actualidad es fruto de múltiples propuestas consolidadas a través de la historia. Mediante un esquema, **explica** algunas de estas propuestas justificando sus ventajas y desventajas en la organización periódica de los elementos químicos.

● Relaciona la configuración electrónica de los elementos con las propiedades periódicas.

5. El aluminio es uno de los metales más utilizados en la industria para fabricar electrodomésticos.

a) **Indica** qué propiedades presenta este elemento para ser empleado en la construcción de aparatos

b) **Explica** cuál es la configuración electrónica de este elemento.

c) ¿En qué bloque s, p, d o f de la tabla periódica está ubicado? **Explica** la respuesta.

6. Los elementos conocidos como actínidos y lantánidos se encuentran ubicados en la parte inferior de la tabla periódica, bloque F. **Responde** las siguientes preguntas.

a) ¿Qué características generales presentan estos elementos?

b) ¿Qué similitud existe en sus configuraciones electrónicas?

c) ¿A qué períodos pertenecen estos elementos?

● Resuelve ejercicios de aplicación sobre las propiedades periódicas de los elementos

7. En el hipotético caso de que un científico hubiera encontrado el elemento con Z = 120, **analiza** y **responde** las siguientes preguntas.

a) ¿En qué lugar de la tabla periódica se ubicaría?

b) ¿Qué propiedades presentaría?

c) ¿Qué nombre provisional se le asignaría?

8. **Justifica** la afirmación «tanto en el Universo, en el planeta Tierra, como en los seres vivos se encuentran los mismos elementos químicos». **Aporta** ejemplos.

9. **Responde** a las preguntas con base en las siguientes ecuaciones:

$Ca + \text{energía} = Ca^{+2} + 2^{e-}$

$F + \text{electrón} = F^{-1} + \text{energía}$

a) ¿Qué propiedad periódica representa la primera ecuación?

b) ¿Por qué el calcio puede perder únicamente dos electrones?

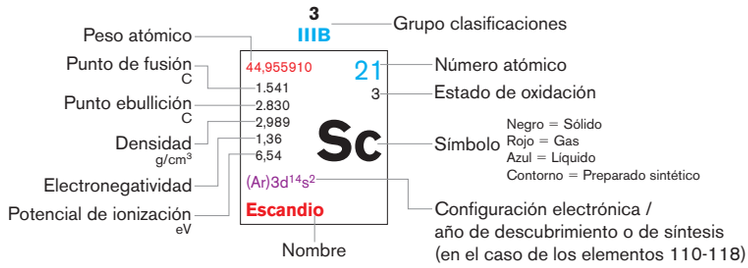
c) ¿Qué clase de ion forma este átomo al perder dos electrones y el flúor al ganar un electrón?

d) ¿Qué propiedad periódica representa la segunda ecuación? **Justifica** la respuesta.

● **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B2_U4.indd 51 7/1/14 5:38 PM

TABLA PERIÓDICA



1 IA	2 IIA	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIII	9 VIII
1,00794 1 -259,34 -252,87 0,0899 2,20 13,598 **H** $1s^1$ **Hidrógeno**								
6,941 3 1 180,5 1.342 0,534 0,98 5,392 **Li** $(He)2s^1$ **Litio**	9,012182 4 2 1.287 2.471 1,8477 1,57 9,322 **Be** $(He)2s^2$ **Berilio**							
22,989768 11 1 97,72 883 0,97 0,93 5,139 **Na** $(Ne)3s^1$ **Sodio**	24,3050 12 2 650 1.090 1,74 1,31 7,646 **Mg** $(Ne)3s^2$ **Magnesio**							
39,0983 19 1 63,38 759 0,86 0,82 4,341 **K** $(Ar)4s^1$ **Potasio**	40,078 20 2 842 1.484 1,54 1,00 6,113 **Ca** $(Ar)4s^2$ **Calcio**	44,955910 21 3 1.541 2.830 2,989 1,36 6,54 **Sc** $(Ar)3d^14s^2$ **Escandio**	47,88 22 3, 4 1.668 3.287 4,5 1,54 6,82 **Ti** $(Ar)3d^24s^2$ **Titanio**	50,9415 23 2, 3, 4, 5 1.910 3.407 5,96 1,63 6,74 **V** $(Ar)3d^34s^2$ **Vanadio**	51,9961 24 2, 3, 6 1.907 2.671 7,20 1,66 6,766 **Cr** $(Ar)3d^54s^1$ **Cromo**	54,93805 25 2, 3, 4, 6, 7 1.246 2.061 7,47 1,55 7,435 **Mn** $(Ar)3d^54s^2$ **Manganeso**	55,847 26 2, 3 1.538 2.861 7,86 1,83 7,870 **Fe** $(Ar)3d^64s^2$ **Hierro**	58,93320 27 2, 3 1.495 2.927 8,92 1,88 7,86 **Co** $(Ar)3d^74s^2$ **Cobalto**
85,4678 37 1 39,31 688 1,532 0,82 4,177 **Rb** $(Kr)5s^1$ **Rubidio**	87,62 38 2 777 1.382 2,6 0,95 5,695 **Sr** $(Kr)5s^2$ **Estroncio**	88,90585 39 3 1.526 3.336 4,469 1,22 6,38 **Y** $(Kr)4d^15s^2$ **Itrio**	91,224 40 4 1.855 4.409 6,49 1,33 6,84 **Zr** $(Kr)4d^25s^2$ **Zirconio**	92,90638 41 3, 5 2.477 4.744 8,57 1,6 6,9 **Nb** $(Kr)4d^45s^1$ **Niobio**	95,94 42 2, 3, 4, 5, 6 2.623 4.639 10,2 2,16 7,099 **Mo** $(Kr)4d^55s^1$ **Molibdeno**	(97,9072) 43 7 2.157 4.265 11,5 1,9 7,28 **Tc** $(Kr)4d^55s^2$ **Tecnecio**	101,07 44 2, 3, 4, 6, 8 2.334 4.150 12,3 2,2 8,7 **Ru** $(Kr)4d^75s^1$ **Rutenio**	102,90550 45 2, 3, 4 1.964 3.695 12,4 2,28 7,46 **Rh** $(Kr)4d^85s^1$ **Rodio**
132,90543 55 1 28,44 671 1,879 0,79 3,894 **Cs** $(Xe)6s^1$ **Cesio**	137,327 56 2 727 1.897 3,594 0,89 5,212 **Ba** $(Xe)6s^2$ **Bario**	138,9055 57 3 920 3.455 6,146 1,10 5,577 • **La** $(Xe)5d^16s^2$ **Lantano**	178,49 72 4 2.233 4.603 13,31 1,3 7,0 **Hf** $(Xe)4f^{14}5d^26s^2$ **Hafnio**	180,9479 73 5 3.017 5.458 16,6 1,5 7,89 **Ta** $(Xe)4f^{14}5d^36s^2$ **Tántalo**	183,84 74 2, 3, 4, 5, 6 3.422 5.555 19,35 2,36 7,98 **W** $(Xe)4f^{14}5d^46s^2$ **Tungsteno**	186,207 75 -1, 2, 4, 6, 7 3.186 5.596 20,5 1,9 7,88 **Re** $(Xe)4f^{14}5d^56s^2$ **Renio**	190,23 76 2, 3, 4, 6, 8 3.033 5.012 22,61 2,2 8,7 **Os** $(Xe)4f^{14}5d^66s^2$ **Osmio**	192,22 77 2, 3, 4, 6 2.446 4.428 22,65 2,20 9,1 **Ir** $(Xe)4f^{14}5d^76s^2$ **Iridio**
(223,0197) 87 1 27 677 - 0,7 - **Fr** $(Rn)7s^1$ **Francio**	226,0254 88 2 700 <1.140 5,8 0,9 5,279 **Ra** $(Rn)7s^2$ **Radio**	227,0278 89 3 1.051 3.198 10,07 1,1 6,9 • • **Ac** $(Rn)6d^17s^2$ **Actinio**	(261,11) 104 4 - - - - - **Rf** $(Rn)5f^{14}6d^27s^2$ **Ruterfordio**	(262,114) 105 - - - - - - **Ha** $(Rn)5f^{14}6d^37s^2$ **Hahnio**	(263,118) 106 - - - - - - **Sg** $(Rn)5f^{14}6d^47s^2$ **Seaborgio**	(262,12) 107 - - - - - - **Bh** $(Rn)5f^{14}6d^57s^2$ **Bohrio**	(265) 108 - - - - - - **Hs** $(Rn)5f^{14}6d^67s^2$ **Hasio**	266 109 - - - - - - **Mt** $(Rn)5f^{14}6d^77s^2$ **Meitnerio**

* Indica valores aproximados

• 140,115 58 3, 4 799 3.424 6.770 1,12 5,466 **Ce** $(Xe)4f^15d^16s^2$ **Cerio**	140,90765 59 3, 4 931 3.510 6,773 1,13 5,422 **Pr** $(Xe)4f^36s^2$ **Praseodimio**	144,24 60 3 1.016 3.066 7,00 1,14 5,489 **Nd** $(Xe)4f^46s^2$ **Neodimio**	(144,9127) 61 3 1.042 3.000 7,264 1,13 5,554 **Pm** $(Xe)4f^56s^2$ **Prometio**	150,36 62 2, 3 1.072 1.790 7,536 1,17 5,631 **Sm** $(Xe)4f^66s^2$ **Samario**	
• • 232,0381 90 4 1.750 4.788 11,72 1,3 6,08 **Th** $(Rn)6d^27s^2$ **Torio**	231,03588 91 4, 5 1.572 - 15,37 1,5 5,89 **Pa** $(Rn)5f^26d^17s^2$ **Protactinio**	238,0289 92 3, 4, 5, 6 1.135 4.131 19.050,02 1,38 6,05 **U** $(Rn)5f^36d^17s^2$ **Uranio**	(237,0482) 93 3, 4, 5, 6 644 - 20,45 1,36 6,19 **Np** $(Rn)5f^46d^17s^2$ **Neptunio**	(244,0642) 94 3, 4, 5, 6 640 3.228 19,816 1,28 5,8 **Pu** $(Rn)5f^67s^2$ **Plutonio**	

BECU_Q1_B2_U4.indd 52 7/1/14 5:38 PM

DE LOS ELEMENTOS

10 VIII	11 IB	12 IIB	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0
								4,002602 2 -272,2$^{26\ atm}$ -268,93 0,1785 - 24,587 **He** $1s^2$ Helio
			10,811 5 2,075 3 4.000 2,31 2,04 8,298 **B** $(He)2s^2p^1$ Boro	12,011 6 4.492^{TP} 2, ±4 3.825^{SP} 2,25 2,55 11,260 **C** $(He)2s^2p^2$ Carbono	14,00674 7 -210,00 2, ±3, 4, 5 -195,79 1,25046 3,04 14,534 **N** $(He)2s^2p^3$ Nitrógeno	15,9994 8 -218,79 -2 -182,95 1,429 3,44 13,618 **O** $(He)2s^2p^4$ Oxígeno	18,9984032 9 -219,62 -1 -188,12 1,69 3,98 17,422 **F** $(He)2s^2p^5$ Flúor	20,1797 10 -248,59 -246,08 0,9002 - 21,564 **Ne** $(He)2s^2p^6$ Neón
			26,981539 13 660,32 3 2.519 2,702 1,61 5,986 **Al** $(Ne)3s^2p^1$ Aluminio	28,0855 14 1.414 4 3.265 2,33 1,90 8,151 **Si** $(Ne)3s^2p^2$ Silicio	30,973762 15 44,15 ±3, 4, 5 277 1,82 2,19 10,486 **P** $(Ne)3s^2p^3$ Fósforo	32,066 16 115,21 ±2, 4, 6 444,60 2,07 2,58 10,360 **S** $(Ne)3s^2p^4$ Azufre	35,4527 17 -101,5 ±1, 3, 5, 7 -34,04 3,214 3,16 12,967 **Cl** $(Ne)3s^2p^5$ Cloro	39,948 18 -189,35 -185,85 1.784 - 15,759 **Ar** $(Ne)3s^2p^6$ Argón
58,6934 28 1.455 2, 3 2.913 8,90 1,91 7,635 **Ni** $(Ar)3d^8 4s^2$ Níquel	63,546 29 1.084,62 1, 2 1.562 8,94 1,90 7,726 **Cu** $(Ar)3d^{10}4s^1$ Cobre	65,39 30 419,53 2 907 7,14^{25C} 1,65 9,394 **Zn** $(Ar)3d^{10}4s^2$ Zinc	69,723 31 29,76 3 2.204 6,095 1,81 5,999 **Ga** $(Ar)3d^{10}4s^2p^1$ Galio	72,61 32 938,25 4 2.833 5,35 2,01 7,899 **Ge** $(Ar)3d^{10}4s^2p^2$ Germanio	74,92159 33 817^{TP} ±3, 5 614^{SP} 5,727^{25C} 2,18 9,81 **As** $(Ar)3d^{10}4s^2p^3$ Arsénico	78,96 34 221 -2, 4, 6 685 4,81 2,55 9,752 **Se** $(Ar)3d^{10}4s^2p^4$ Selenio	79,904 35 -7,2 ±1, 5 58,8 3,119 2,96 11,814 **Br** $(Ar)3d^{10}4s^2p^5$ Bromo	83,80 36 -157,36 -153,22 3,74 - 13,999 **Kr** $(Ar)3d^{10}4s^2p^6$ Kriptón
106,42 46 1.554,9 2, 4 2.963 12,02 2,20 8,34 **Pd** $(Kr)4d^{10}$ Paladio	107,8682 47 961,78 1 2.162 10,5 1,93 7,576 **Ag** $(Kr)4d^{10}5s^1$ Plata	112,411 48 321,07 2 767 8,642 1,69 8,993 **Cd** $(Kr)4d^{10}5s^2$ Cadmio	114,818 49 156,60 3 2.072 7,30 1,78 5,786 **In** $(Kr)4d^{10}5s^2p^1$ Indio	118,710 50 231,93 2, 4 2.602 7,28 1,96 7,344 **Sn** $(Kr)4d^{10}5s^2p^2$ Estaño	121,757 51 630,63 ±3, 5 1.587 6,684^{25C} 2,05 8,641 **Sb** $(Kr)4d^{10}5s^2p^3$ Antimonio	127,60 52 449,51 -2, 4, 6 988 6,25 2,1 9,009 **Te** $(Kr)4d^{10}5s^2p^4$ Telurio	126,90447 53 113,7 ±1, 5, 7 184,4 4,93 2,66 10,451 **I** $(Kr)4d^{10}5s^2p^5$ Yodo	131,29 54 -111,75 -108,04 5,89 - 12,130 **Xe** $(Kr)4d^{10}5s^2p^6$ Xenón
195,08 78 1.768,4 2, 4 3.825 21,45 2,28 9,0 **Pt** $(Xe)4f^{14}5d^9 6s^1$ Platino	196,96654 79 1.064,18 1, 3 2.856 19,31 2,54 9,225 **Au** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^1$ Oro	200,59 80 -38,83 1, 2 356,73 13,546 2,00 10,437 **Hg** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2$ Mercurio	204,3833 81 304 1, 3 1.473 11,85 2,04 6,108 **Tl** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^1$ Talio	207,2 82 327,46 2, 4 1.749 11,34 2,33 7,416 **Pb** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^2$ Plomo	208,98037 83 271,40 3, 5 1.564 9,78 2,02 7,289 **Bi** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^3$ Bismuto	(208,9824) 84 254 2, 4 962 9,196 2,0 8,42 **Po** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^4$ Polonio	(209,9871) 85 302 1, 3, 5, 7 337 - 2,2 - **At** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^5$ Astato	(222,0176) 86 -71 -61,7 9,73 - 10,748 **Rn** $(Xe)4f^{14}5d^{10}6s^2p^6$ Radón
269 110 - - - - - **Ds** 1994 Darmstadtio	272 111 - - - - - **Rg** 1994 Roentgenio	277 112 - - - - - **Cn** 1996 Copernicio	113 - - - - - **Uut** 2004 Ununtrio	285 114 - - - - - **Uuq** 1999 Ununquadio	115 - - - - - **Uup** 2004 Ununpentio	289 116 - - - - - **Uuh** 1999 Ununhexio	117 - - - - - **Uus** 2009 Ununseptio	293 118 - - - - - **Uuo** 1999 Ununoctio

151,965 63 822 2, 3 1.596 5,244 1,2 5,666 **Eu** $(Xe)4f^7 6s^2$ Europio	157,25 64 1.314 3 3.264 7,901 1,20 6,141 **Gd** $(Xe)4f^7 5d^1 6s^2$ Gadolinio	158,92534 65 1.359 3, 4 3.221 8,230 1,2 5,842 **Tb** $(Xe)4f^9 6s^2$ Terbio	162,50 66 1.411 3 2.561 8,551 1,22 5,927 **Dy** $(Xe)4f^{10}6s^2$ Disprosio	164,93032 67 1.472 3 2.694 8,80 1,23 6,018 **Ho** $(Xe)4f^{11}6s^2$ Holmio	167,26 68 1.529 3 2.862 9,066 1,24 6,101 **Er** $(Xe)4f^{12}6s^2$ Erbio	168,93421 69 1.545 2, 3 1.946 9,321 1,25 6,18436 **Tm** $(Xe)4f^{13}6s^2$ Tulio	173,04 70 824 2, 3 1.194 6,966 1,1 6,25394 **Yb** $(Xe)4f^{14}6s^2$ Yterbio	174,967 71 1.663 3 3.393 9,84 1,27 5,42589 **Lu** $(Xe)4f^{14}5d^1 6s^2$ Lutecio
(243,0614) 95 1.176 3, 4, 5, 6 2.607 13,67 1,3 5,993 **Am** $(Rn)5f^7 7s^2$ Americio	(247,0703) 96 1.345 3 - 13,51 1,3 6,02 **Cm** $(Rn)5f^7 6d^1 7s^2$ Curio	(247,0703) 97 1.050 3, 4 - 14,78 1,3 6,23 **Bk** $(Rn)5f^9 7s^2$ Berkelio	(251,0796) 98 900 3 - - 1,3 6,30 **Cf** $(Rn)5f^{10}7s^2$ Californio	(252,083) 99 860 3 - - 1,3 6,42 **Es** $(Rn)5f^{11}7s^2$ Einstenio	(257,0951) 100 1.527 3 - - 1,3 6,50 **Fm** $(Rn)5f^{12}7s^2$ Fermio	(258,10) 101 827 2, 3 - - 1,3 6,58 **Md** $(Rn)5f^{13}7s^2$ Mendelevio	(259,1009) 102 827 2, 3 - - 1,3 6,65 **No** $(Rn)5f^{14}7s^2$ Nobelio	(262,11) 103 1.627 3 - - - - **Lr** $(Rn)5f^{14}6d^1 7s^2$ Laurencio

BECU_Q1_B2_U4.indd 53 7/1/14 5:38 PM

Evaluación

- Reconoce los estados físicos de la materia basándose en las propiedades individuales, mediante la observación de muestras de campo y de laboratorio.

1 punto **1.** **Ubica** en un cuadro como el que se presenta a continuación a las siguientes sustancias y mezclas según el estado físico en el que se encuentran normalmente: hierro, madera, agua de un estanque, aire, vapor, papel, leche, oxígeno, ionósfera, aceite, butano, vino, arena, alcohol, sal, helio.

Estado sólido	Estado líquido	Estado gaseoso	Plasma

0.5 puntos **2.** ¿Cómo podrías demostrar experimentalmente los cambios de estado utilizando materiales y sustancias caseras? **Explica** tu respuesta utilizando gráficos esquemas.

- Diferencia entre sustancias y mezclas, reconociéndolas en ejemplos cotidianos o preparándolas en el laboratorio.

1 punto **3.** **Escribe** en el cuaderno V, si el enunciado es verdadero, o F si es falso. **Explica** en el caso de los enunciados falsos, donde está el error en cada afirmación.

a) Una sustancia pura posee propiedades variables.

b) El ácido clorhídrico comercial es una mezcla homogénea.

c) El punto de fusión es una propiedad química de la materia.

d) Toda mezcla heterogénea posee composición definida.

e) Las propiedades físicas no involucran cambios en la composición y la estructura de la materia.

f) Las mezclas están formadas por sustancias puras.

g) El bronce es considerado una mezcla homogénea.

h) Una sustancia pura como la sangre, posee composición y propiedades definidas.

i) Las mezclas poseen siempre propiedades y composición definidas.

j) El agua es una sustancia pura siempre, provenga de donde provenga.

0.5 puntos **4.** La materia se puede clasificar en mezclas y sustancias puras. Si se pide clasificar el agua potable y el agua pura (agua destilada) en alguna de estas divisiones, ¿en cuál se situaría el agua potable y en cuál el agua destilada?. **Justifica** la respuesta desde el punto de vista químico.

- Define el concepto «elemento» y establece sus propiedades de manera teórica y experimental.

1 punto **5.** **Contesta** las siguientes preguntas.

- ¿Qué es un elemento químico?
- ¿Cómo podrías diferenciar a un elemento químico de un compuesto y de una mezcla?
- ¿Qué propiedades podrías aplicar en el laboratorio para caracterizar a un elemento químico? **Explica** tu respuesta a través de un ejemplo.

1 punto **6.** **Copia** una tabla como la siguiente y **señala** cuáles procesos son cambios físicos y cuáles son cambios químicos. **Argumenta** la respuesta.

Proceso	Tipo de cambio (físico o químico)
Combustión del carbón	
Disolución de azúcar en agua	
Formación de caramelo	
Cristalización del caramelo	
Cocción de un huevo	

1 punto **7.** **Elabora** un cuadro para realizar el análisis sobre qué propiedades de la materia habría que emplear para analizar una muestra desconocida que se encuentra en el laboratorio.

- Explica la ley periódica y la demuestra en una tabla periódica real.

1 punto **8.** **Explica** cómo varían las siguientes propiedades en el contexto de la tabla periódica de los elementos.

a) afinidad electrónica

b) electronegatividad

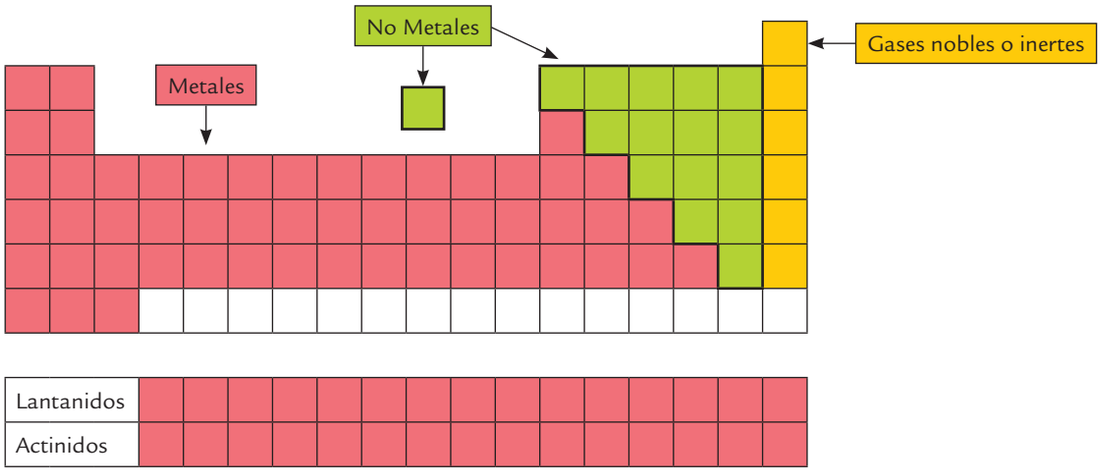
c) potencial o energía de ionización

d) radio o tamaño atómico

e) carácter metálico

BECU_Q1_B2_U4.indd 54 7/1/14 5:38 PM

1 punto **9.** **Copia** en tu cuaderno un diagrama como el que se encuentra a continuación y **ubica** cómo aumenta la electronegatividad y el radio atómico. **Utiliza** flechas con diferentes colores para diferenciar cada propiedad.



1 punto **10.** **Explica** cómo varían las siguientes propiedades en el contexto de la tabla periódica de los elementos.

a) El átomo de menor tamaño en el grupo IA es el hidrógeno.

b) El elemento más electronegativo es el flúor.

c) El elemento de menor afinidad electrónica en el período 3 es el sodio.

d) El fósforo presenta mayor energía de ionización que el silicio.

e) La electronegatividad del cloro es mayor que la del aluminio.

- Resume las características principales de la organización de la tabla periódica de elementos y la información que esta nos brinda.

1 punto **11.** **Menciona** algunas propiedades físicas y químicas de los elementos que conforman los siguientes grupos de la tabla periódica. **Completa** en tu cuaderno la información del cuadro siguiente.

Grupo	Propiedades físicas	Propiedades químicas
		Poseen siete electrones de valencia
IA		
	Se encuentran en estado gaseoso y son muy estables	
VIII B		
IIIB		
		Poseen cuatro electrones de valencia

Coevaluación

Formen grupos y **lean** la siguiente información. La mayoría de los elementos del grupo de los metales reaccionan con los no metales, principalmente con el oxígeno para formar óxidos y con los halógenos para formar halogenuros. **Organícense** para buscar información y responder lo siguiente: ¿De qué depende la reactividad de los elementos químicos?

Autoevaluación (Metacognición)

Responde las siguientes preguntas.

- ¿Qué temas de este bloque te resultaron más fáciles de aprender? ¿Por qué?
- ¿Cuáles temas o contenidos necesitas estudiar más detalladamente?
- ¿Cómo piensas hacerlo?

- **Indicador esencial de evaluación.**

BECU_Q1_B2_U4.indd 55 7/1/14 5:38 PM

Educación en gestión de riesgo

Manejo de sustancias peligrosas

Los residuos peligrosos son sustancias químicas de origen inorgánico y orgánico, se clasifican en función de sus propiedades biológicas, químicas y físicas. Estas propiedades generan materiales que son o bien tóxicos, reactivos, inflamables, corrosivos, infecciosos, o radiactivos. Los residuos tóxicos son venenosos, incluso en cantidades muy pequeñas o trazas. Pueden tener efectos agudos, causando la muerte violenta o enfermedad, o pueden tener efectos crónicos, causando lentamente daños irreparables en la salud humana. Por ejemplo, algunos son cancerígenos y, causan esta enfermedad después de muchos años de exposición. Otros son mutagénicos, provocando importantes cambios biológicos en la descendencia de personas expuestas y la vida silvestre.

Los residuos reactivos son químicamente inestables y reaccionan violentamente con el aire o el agua. Ellos causan explosiones o forman vapores tóxicos. Los residuos inflamables arden a temperaturas relativamente bajas y pueden causar un riesgo de fuego inmediato. Los desechos corrosivos fuertes incluyen sustancias ácidas o alcalinas. Destruyen material sólido y tejidos vivos al entrar en contacto, por reacción química.

La recolección, tratamiento y eliminación de los residuos tóxicos manejados en forma inadecuada pueden causar daños importantes a la salud y seguridad de las personas como también ocasionar deterioro al medio ambiente. Los residuos peligrosos pueden adoptar la forma de sólidos, líquidos, lodos, o gases contenidos generados principalmente por actividades industriales, lamentablemente muchas veces el almacenamiento o eliminación de residuos peligrosos contaminan con frecuencia fuentes superficiales y subterráneas de agua e incluso, las personas que viven en casas construidas cerca de lugares antiguos y abandonados de desechos pueden estar en una posición particularmente vulnerable.

En un esfuerzo por solucionar los problemas existentes y prevenir daños futuros a partir de residuos peligrosos, los gobiernos estrechamente regulan la práctica de la gestión de residuos peligrosos, por ejemplo a partir del año 2012 el Ecuador incorporó un reglamento para la prevención y control de la contaminación por sustancias químicas peligrosas, desechos peligrosos y especiales ya que se había determinado que en el país el 56%

BECU_G1_B2_U4.indd 56 7/1/14 5:39 PM

de las industrias no realizaban actividades de manejo de las sustancias peligrosas o tóxicas que se eliminaban como desecho de sus actividades industriales.

Los residuos peligrosos pueden ser tratados por métodos químicos, térmicos, biológicos, y físicos. Los métodos químicos incluyen intercambio iónico, precipitación, oxidación y reducción, y la neutralización. Entre los métodos térmicos están la incineración de alta temperatura, que no solo puede desintoxicar ciertos residuos orgánicos, sino que también pueden destruirlos. El tratamiento biológico de ciertos residuos orgánicos, tales como los de la industria del petróleo, es también una opción, los residuos se mezclan cuidadosamente con la superficie del suelo en una extensión adecuada de la tierra y se añaden microorganismos que pueden metabolizar los residuos, junto con los nutrientes. Los microorganismos también pueden utilizarse para la estabilización de desechos peligrosos en los sitios previamente contaminados, en cuyo caso el proceso se denomina biorremediación. El tratamiento físico, por otro lado, solidifica o reduce el volumen de los residuos. Los procesos físicos incluyen la evaporación, la sedimentación, la flotación y la filtración.

Actividades

1. **Elaboren** en grupo un afiche sobre la importancia del manejo de sustancias peligrosas, **socialícenlo** en clases y **compartan** sus afiches en la cartelera del colegio.
2. **Contesta** las siguientes preguntas.
   - ¿Qué son los residuos peligrosos?
   - ¿Cómo se clasifican a los residuos peligrosos?
   - ¿Qué daños a la salud humana pueden provocar los residuos peligrosos?
   - ¿Por qué podemos afirmar que el medio ambiente también se afecta por un mal manejo de los desechos peligrosos?
3. Del cuadro que se muestra en esta página, **escoge** cinco sustancias e **investiga** sobre sus efectos específicos sobre la salud humana.
4. **Elaboren** un mapa conceptual sobre los métodos utilizados para tratar residuos peligrosos
5. **Promuevan** en el colegio una campaña para incentivar el manejo de residuos, como clasificar la basura para su correcta eliminación, si ya lo hacen en tu colegio, cómo se está llevando a cabo su reciclaje y qué otras alternativas se pueden proponer.

Sustancias o materias tóxicas y peligrosas

1. Arsénico y compuestos del arsénico
2. Mercurio y compuestos del mercurio
3. Cadmio y compuestos del cadmio
4. Talio y compuestos del talio
5. Berilio y compuestos del berilio
6. Compuestos de cromo hexavalente
7. Plomo y compuestos del plomo
8. Antimonio y compuestos del antimonio
9. Fenoles y los compuestos fenólicos
10. Cianuros orgánicos e inorgánicos
11. Isocianatos
12. Compuestos órganohalogenados con exclusión de los polímeros inertes
13. Disolventes clorados
14. Disolventes orgánicos
15. Biocidas y las sustancias fitosanitarias
16. Productos a base de alquitrán procedentes de operaciones de refino y los residuos alquitranados procedentes de operaciones de destilación
17. Compuestos farmacéuticos
18. Peróxidos, cloratos, percloratos y nitruros
19. Éteres
20. Sustancias químicas de laboratorio no identificables
21. Aminato (polvo y fibras)
22. Selenio y compuestos de selenio
23. Teluro y compuestos de teluro
24. Residuos procedentes de la industria de dióxido de titanio
25. Compuestos aromáticos policíclicos (con efectos cancerígenos)
26. Carbonilos metálicos
27. Compuestos solubles de cobre
28. Sustancias ácidas y/o básicas utilizadas en los tratamientos de superficie de los metales
29. Aceites usados, minerales o sintéticos, incluyendo las mezclas agua-aceite y las emulsiones

Fuente: Departamento de Ingeniería Química. Universidad de Concepción Chile.

BECU_Q1_B2_U4.indd 57 7/1/14 5:39 PM

Cambios físicos y químicos

Todos los días ocurren a nuestro alrededor cambios físicos y químicos, sin embargo, pocas veces nos cuestionamos de sucesos tan cotidianos como: ¿Por qué llueve? ¿Por qué cuando encendemos un fósforo queda reducido a cenizas? ¿Qué pasa con los alimentos después de ser ingeridos?, o ¿por qué al calentar el agua se convierte en vapor o al congelarla se vuelve hielo?

En esta práctica se van a observar las diferencias entre los cambios químicos y físicos de la materia.

Conocimientos necesarios: Cambio físico, cambio químico, solución, mezcla, cambios de estado y materia. Manejo del estereoscopio.

Reactivos

- Fósforos
- Sulfato de magnesio (sal de Epson)
- Azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Vinagre diluido, CH_3COOH
- Tintura de yodo

Materiales

- Un huevo crudo
- Fécula de maíz
- Plancha de calentamiento
- Estereoscopio o lupa
- 4 vasos de precipitados de 250 mL
- 6 vidrios de reloj

EXPERIMENTO 1

Procedimiento

Toma un fósforo y **obsérvalo** en un estereoscopio. Luego **enciéndelo** y **apágalo** rápidamente. **Observa** el residuo en el estereoscopio o con la lupa.

EXPERIMENTO 2

Procedimiento

Prepara una solución concentrada de azúcar en agua fría y otra en agua caliente. **Mantén** esta última al fuego hasta que caramelice. Luego, **vierte** cada solución sobre un vidrio de reloj y **deja** ambas muestras a temperatura ambiente durante una semana. Al cabo de ese tiempo **observa**, con el estereoscopio o con la lupa, lo que ha sucedido en cada una de las muestras.

EXPERIMENTO 3

Procedimiento

Agrega 150 mL de vinagre en un vaso de precipitados de 250 mL, luego **introduce** el huevo crudo y **observa** los cambios por unos minutos, a la hora, al día siguiente y después de una semana.

EXPERIMENTO 4

Procedimiento

En un vaso de precipitados, **mezcla** fécula de maíz con un poco de agua. Luego **adiciona** gotas de tintura de yodo y **observa** lo que sucede.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿En qué procedimientos se observan cambios físicos?
2. ¿Qué clase de compuesto se forma en la combustión del fósforo?
3. ¿Qué diferencias existen entre los cambios físicos y químicos que se han observado en la experiencia?
4. ¿En qué situaciones de la vida diaria se pueden observar cambios físicos o químicos?

BECU_Q1_B2_U4.indd 58 7/1/14 5:39 PM

Separación de componentes de una mezcla

La reunión de dos o más sustancias en proporciones variables y sin la alteración de las propiedades químicas de los componentes individuales se denomina **mezcla**. Por lo general, la gran mayoría de las sustancias que se encuentran en la naturaleza son mezclas.

En esta práctica se va a observar la aplicación de algunos métodos para separar mezclas.

Conocimientos necesarios: Técnicas para la separación de mezclas, tamizado, destilación, cromatografía, filtración, centrifugación y decantación.

Reactivos

- Agua
- Tetracloruro de carbono, CCl_4

Materiales

- Gravilla
- Aceite de cocina
- Colorante óleo-soluble
- Hojas de papel
- Media velada de nailon
- 4 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 colador de cocina
- 1 embudo de decantación de 250 mL
- 1 aro metálico con nuez
- 1 balanza
- 1 varilla de vidrio o agitador
- 1 Erlenmeyer con tapón de caucho de 250 mL

EXPERIMENTO 1 Separación de una mezcla por tamizado

Procedimiento

1. Con ayuda de una espátula **deposita** en un vaso de precipitados 10 g de gravilla y 10 g de harina. **Mezcla** los componentes entre sí utilizando el agitador.
2. En otro vaso de precipitados, **introduce** el colador y **adiciona** la mezcla anterior. **Observa** los resultados.
3. **Toma** los materiales que pasaron a través del colador e **introdúcelos** en la media velada de nailon.

EXPERIMENTO 2 Separación de mezclas por decantación

Procedimiento

1. En el Erlenmeyer de 250 mL, **vierte** 30 mL de agua, 30 mL de aceite de cocina, 30 mL de tetracloruro de carbono y 2 gotas de colorante óleo-soluble. **Tapa** el Erlenmeyer y **agita** vigorosamente.
2. **Vierte** la mezcla resultante en el embudo de decantación y **deja** en reposo durante unos minutos. **Observa** y **registra** los resultados obtenidos.
3. **Abre** la llave del embudo y **separa** las capas formadas.

Análisis de resultados

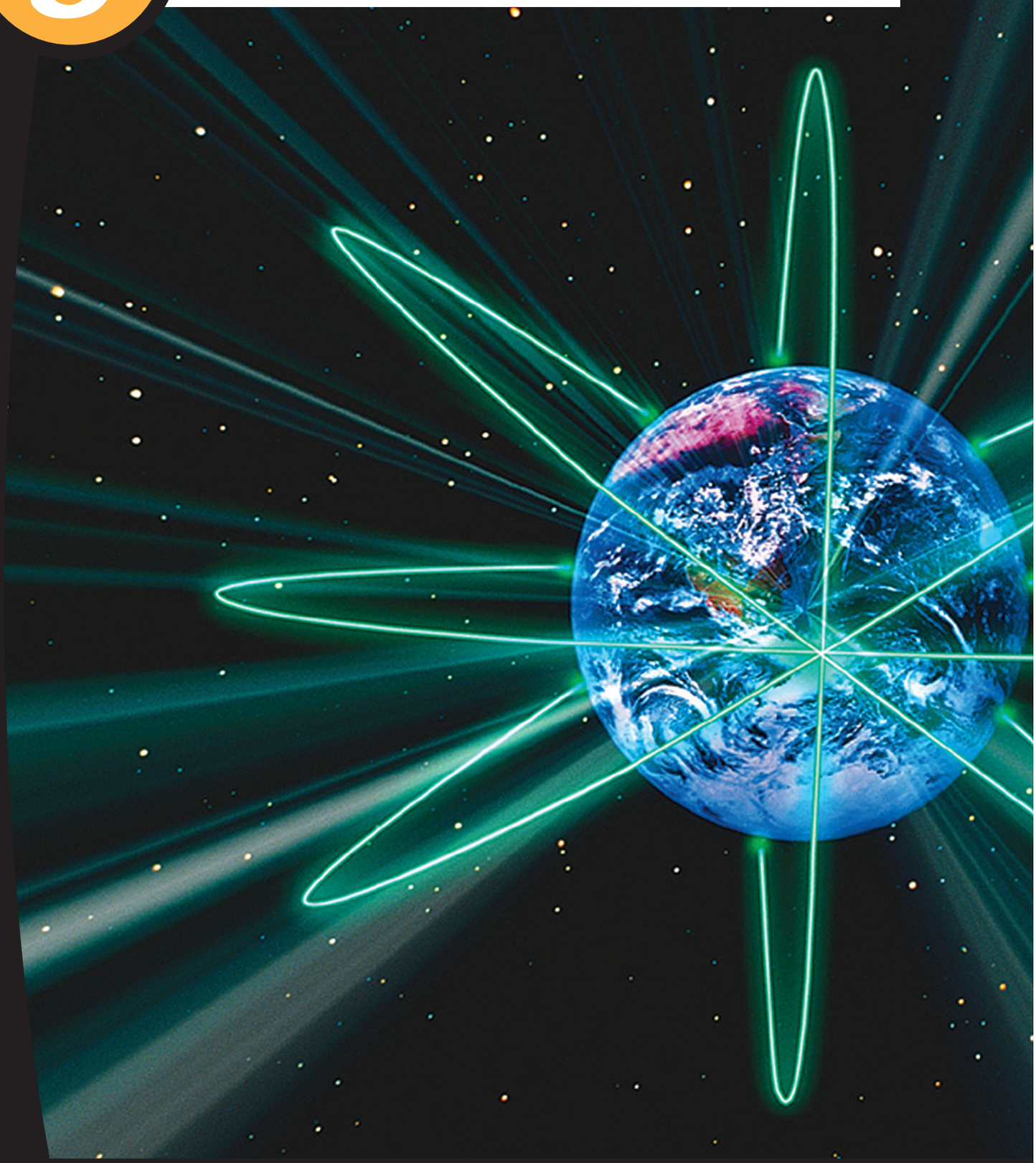
Responde:

1. ¿Cómo afecta el tamaño de la malla los resultados de un tamizado?
2. ¿En qué propiedad de la materia se fundamenta el proceso de decantación?
3. ¿Para qué tipo de mezclas se utiliza el tamizado como método de separación de sus componentes?
4. ¿Para qué tipo de mezclas se utiliza la decantación como método de separación de sus componentes?

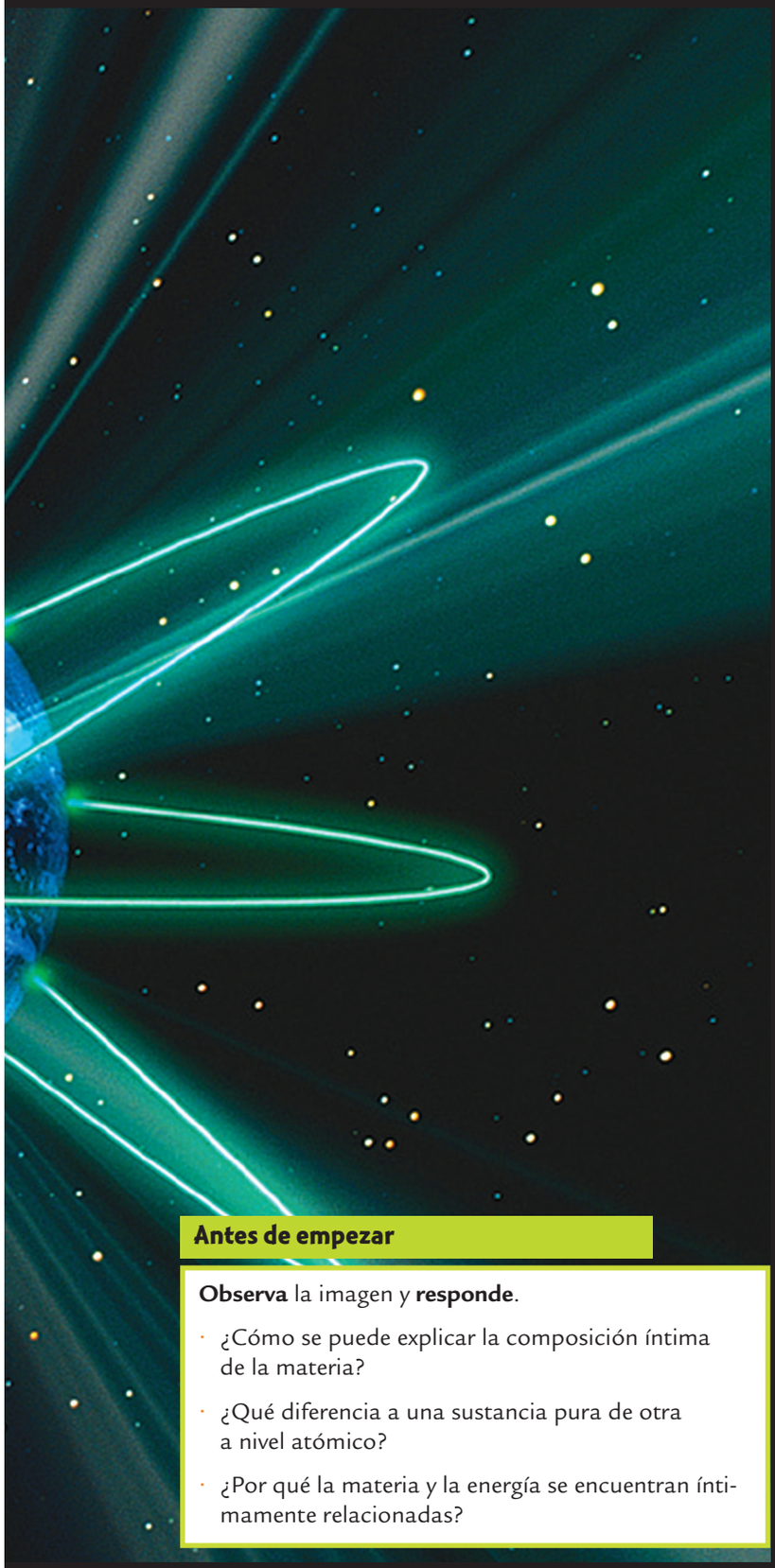
BECU_Q1_B2_U4.indd 59 7/1/14 5:39 PM

Bloque 3

Ampliación de nuestro conocimiento sobre la estructura de la materia



BECU_Q1_B3_U5.indd 60 7/1/14 3:40 PM



El desarrollo de instrumentos cada vez más potentes permite explorar un poco más a fondo el Universo, pero aún no es posible ver el mundo de lo infinitamente pequeño. Debido a esta limitación, la ciencia ha propuesto diversos modelos para explicar la composición íntima de la materia, algunos de los cuales se estudiarán en este bloque.

Antes de empezar

Observa la imagen y **responde**.

- ¿Cómo se puede explicar la composición íntima de la materia?
- ¿Qué diferencia a una sustancia pura de otra a nivel atómico?
- ¿Por qué la materia y la energía se encuentran íntimamente relacionadas?

Objetivo educativo

Valorar el trajinar histórico por el que ha recorrido la ciencia para llegar al estado de conocimiento actual de la estructura de la materia, diferenciar unos modelos atómicos de otros y establecer los tipos de enlaces entre átomos y las características que proporcionan a los compuestos.

Collar de semillas de huairuro.
Artesanía de los pueblos indígenas de la Amazonía.

BECU_Q1_B3_U3.indd 61 7/1/14 5:40 PM

Unidad 5

El átomo: conceptos básicos

Destreza con criterio de desempeño:
Analizar la composición atómico-molecular y las propiedades de las sustancias desde la identificación de la naturaleza de la carga eléctrica, la explicación del proceso de descubrimiento de los iones y la relación entre los diferentes componentes del átomo.

Conocimientos previos

- ¿Cómo se encuentra constituida la materia?
- ¿Qué es un modelo?

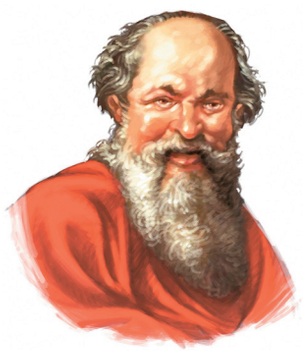


Figura 1. Demócrito es considerado uno de los padres del atomismo.

Figura 2. John Dalton, retomando las ideas de los atomistas griegos, propuso la primera teoría atómica dentro del marco de la química moderna.

Tarea

Elabora un mapa del carácter de Demócrito. Para esto **investiga** su biografía y aportes para la ciencia moderna.

Desde el siglo V a. C., la humanidad ha escuchado hablar de átomos, como las partículas fundamentales de la materia. Sin embargo, debido a que los átomos son tan pequeños, no es posible verlos a simple vista, por esta razón, se han propuesto varios modelos y teorías acerca de cómo son estas partículas fundamentales.

El átomo a través del tiempo

Los griegos fueron quienes por primera vez se preocuparon por indagar sobre la constitución íntima de la materia, aunque desde una perspectiva puramente teórica, pues no creían en la importancia de la experimentación. Cerca del año 450 a. C., **Leucipo** y su discípulo, **Demócrito** (**figura 1**), propusieron que la materia estaba constituida por pequeñas partículas a las que llamaron **átomos**, palabra que significa *indivisible*. Los postulados del atomismo griego establecían que:

- Los átomos son sólidos.
- Entre los átomos solo existe el vacío.
- Los átomos son indivisibles y eternos.
- Los átomos de diferentes cuerpos difieren entre sí por su forma, tamaño y distribución espacial.
- Las propiedades de la materia varían según el tipo de átomos y cómo estén agrupados.

Paradójicamente, estas ideas tan avanzadas se perdieron con la decadencia del mundo clásico y el concepto de átomo desapareció de la ciencia durante un largo período, hasta que fue retomado en el siglo XIX. Entonces, numerosos científicos comenzaron a trabajar en la comprensión de la estructura íntima de la materia y propusieron diversos modelos atómicos.

Teoría atómica de Dalton

En 1805, el inglés **John Dalton** (1766-1844) publicó la obra *Nuevo sistema de la filosofía química*, en la cual rescataba las ideas propuestas por Demócrito y Leucipo dos mil años atrás. La razón que impulsó a Dalton (**figura 2**) a proponer una nueva teoría atómica fue la búsqueda de una explicación a las leyes químicas que se habían deducido empíricamente hasta el momento, como la ley de la conservación y la ley de las proporciones definidas.

La teoría atómica de Dalton comprendía los siguientes postulados:

- La materia está formada por átomos, partículas indivisibles e indestructibles.
- Los átomos que componen una sustancia elemental son semejantes entre sí, en cuanto a masa, tamaño y cualquier otra característica y difieren de aquellos que componen otros elementos.
- Los átomos se combinan para formar entidades compuestas. En esta combinación los átomos de cada uno de los elementos involucrados están presentes siguiendo proporciones definidas y enteras. Además, dos o más elementos pueden unirse en diferentes proporciones para formar diferentes compuestos.

BECU_Q1_B3_U5.indd 62 7/1/14 5:40 PM

Modelo atómico de Thomson

El modelo atómico propuesto por Thomson se basa en varios descubrimientos previos, de los cuales destaca el de las partículas subatómicas.

Antecedentes

Naturaleza eléctrica de la materia

Desde tiempos remotos habían sido observados fenómenos eléctricos relacionados con la materia. **Tales de Mileto** observó que al frotar un trozo de ámbar, este podía atraer pequeñas partículas. Siglos después, **Gilbert** comprobó que por frotamiento muchas sustancias adquirían electricidad. Sin embargo, fue solo hacia mediados del siglo XIX que estas observaciones fueron planteadas formalmente, gracias a los experimentos de Faraday sobre la electrólisis, hacia 1833, que le permitieron relacionar electricidad y materia.

Trabajo individual **TIC**

Visita la página web *Intercentres*, para revisar las aplicaciones de los tubos de rayos catódicos: goo.gl/n9r3v.

Descubrimiento del electrón

El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos alrededor de un dispositivo llamado **tubo de rayos catódicos** (**figura 3**), que consiste en un tubo de vidrio provisto de dos electrodos, herméticamente soldados en los extremos de este y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. En 1879, el físico inglés **William Crookes** observó que si se creaba vacío dentro del tubo, retirando el aire presente en su interior, aparecía un resplandor, originado en el electrodo negativo o cátodo y que se dirigía hacia el electrodo positivo o ánodo, por lo que Crookes concluyó que debía tratarse de haces cargados negativamente, que luego fueron bautizados como rayos catódicos.

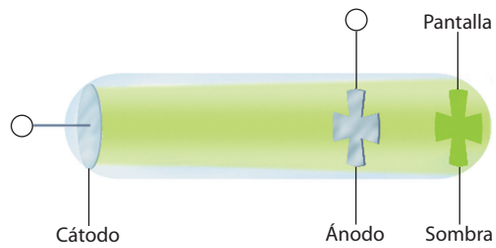


Figura 3. En el diseño que se muestra se ha colocado un objeto en la trayectoria de los rayos catódicos. Este objeto produce sombra, lo que sirvió para comprobar el carácter material y particulado de los electrones.

Posteriormente, en 1895, **Joseph Thomson** estableció que dichos rayos eran en realidad partículas, mucho más pequeñas que el átomo de hidrógeno y con carga negativa, que se denominaron **electrones**.

En la actualidad se ha establecido que la carga de un electrón es $-1{,}602 \cdot 10^{-19}$ culombios y que posee una masa de $9{,}11 \cdot 10^{-28}$ g.

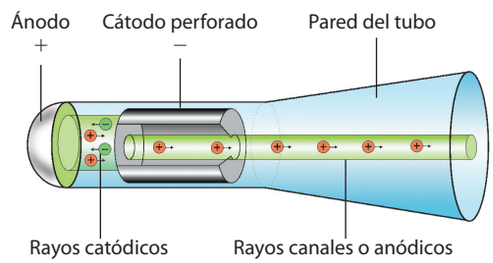


Figura 4. Tubo de rayos catódicos modificado por Goldstein.

Descubrimiento del protón

Por la misma época, Eugen Goldstein (1850-1930) realizó algunas modificaciones al diseño inicial del tubo de rayos catódicos (**figura 4**). El nuevo dispositivo tenía el cátodo perforado y el tubo, en lugar de vacío, contenía diferentes gases. Observó que detrás del cátodo se producía otro tipo de resplandor, proveniente del ánodo, por lo que dedujo que los nuevos rayos poseían carga positiva. Posteriormente fueron bautizados como **protones** y se determinó que su carga era de igual magnitud que la de un electrón, es decir, $+1{,}602 \cdot 10^{-19}$ culombios, mientras que su masa tenía un valor cercano a $1{,}673 \cdot 10^{-24}$ g.

Estos descubrimientos contradecían la creencia de que el átomo era indivisible, por lo que fue necesario concebir un nuevo modelo atómico.

El nuevo modelo

En 1904, **Joseph Thomson** (1856-1940) propuso un modelo en el cual la parte positiva del átomo se hallaba distribuida uniformemente por todo el volumen de este, mientras los electrones se hallaban inmersos en esta matriz de protones, como las pasas en un pudín (**figura 5**). Además, planteaba que la cantidad de cargas positivas y negativas presentes eran iguales, con lo cual el átomo era esencialmente una entidad neutra.

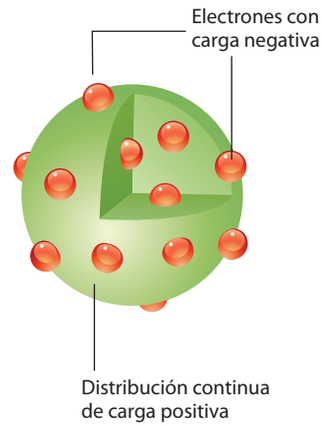


Figura 5. Modelo atómico de Thomson.

BECU_Q1_B3_U5.indd 63 7/1/14 5:40 PM

Trabajo cooperativo **TIC**

Elaboren un mapa mental sobre las mujeres más importantes en la historia de la ciencia y **compártanlo** en clases. **Apóyense** con la información en la siguiente página web *Ojo científico*. Aquí encontrarán un listado interesante en donde Marie Curie ocupa el primer lugar: goo.gl/vUtah.

Tarea

Elabora un resumen que explique qué es la radiactividad.

Figura 6. Los esposos Curie fueron pioneros en la investigación sobre radiactividad.

Modelo de Rutherford

Antecedentes

Descubrimiento de la radiactividad

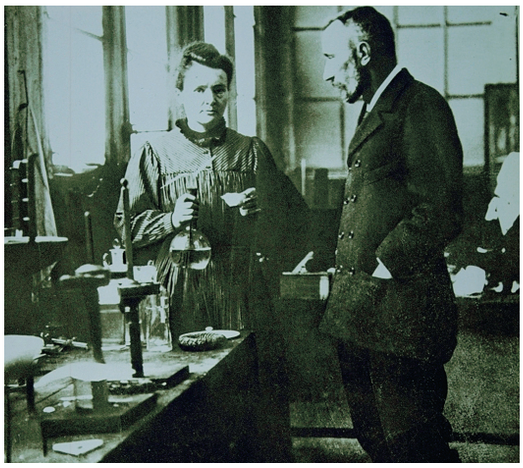
La primera evidencia de este fenómeno data de 1896 y la debemos a las experiencias de **Henri Becquerel** (1852-1908). Este científico descubrió que los minerales de uranio eran capaces de velar una placa fotográfica en ausencia de luz externa, por lo cual concluyó que poseían la propiedad de emitir radiaciones de forma espontánea.

Posteriormente, los esposos **Pierre** (1859-1906) y **Marie Curie** (1867-1934), retomaron las observaciones hechas por Becquerel, comprobando que todos los minerales de uranio tenían la capacidad de emitir radiaciones. Además, aislaron otros dos elementos con idénticas propiedades: el polonio y el radio (**figura 6**).

La **radiactividad** se define como la propiedad que poseen los átomos de algunos elementos de emitir radiaciones. Debido a que las radiaciones son partículas subatómicas, los elementos radiactivos se transforman en otros elementos, pues la constitución íntima de sus átomos cambia.

Estas radiaciones pueden ser de cuatro tipos distintos:

- **Rayos alfa** (α): son partículas formadas por dos protones y dos neutrones, por lo que poseen una carga positiva, igual a dos veces la carga de un protón. Debido a que la masa y el volumen de las partículas alfa son relativamente elevados, estas radiaciones viajan a una velocidad baja y tienen un poder de penetración igualmente bajo.
- **Rayos beta$^-$** (β^-): se trata de haces de electrones 7 000 veces más pequeños que las partículas alfa y que viajan a una velocidad cercana a la de la luz, por lo que poseen un poder de penetración medio.
- **Rayos beta$^+$** (β^+): son haces de partículas similares a los electrones pero con carga positiva, denominadas **positrones**. Tienen las mismas propiedades que las partículas β^-, en cuanto a masa, velocidad y capacidad de penetración. Dado que son antagonistas de los electrones, cuando un electrón y un positrón se chocan, se aniquilan mutuamente, convirtiéndose en energía electromagnética.
- **Rayos gamma** (γ): estos rayos son radiaciones electromagnéticas, con un contenido energético muy superior al de la luz visible, por lo que no poseen masa y tienen una gran capacidad de penetración (**figura 7**).



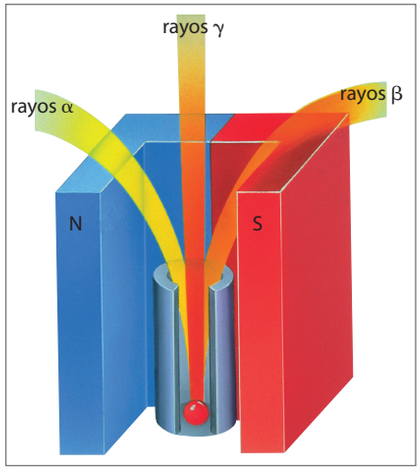


Figura 7. Tres de los cuatro tipos de radiaciones mencionadas fueron descubiertas por Rutherford, empleando un aparato como este, en el cual cada radiación en virtud de su carga y peso relativo se desvía de un modo característico al pasar junto a un campo magnético.

BECU_Q1_B3_U5.indd 64 7/1/14 5:40 PM

Descubrimiento de los rayos X

A fines del siglo XIX, en 1895, **Wilhelm Roentgen** (1845-1923), estudiando los rayos catódicos, observó que una lámina recubierta con ciano-platinato de bario, que estaba a cierta distancia del tubo, emitía una fluorescencia verdosa. Afirmó que dicha fluorescencia correspondía a unos rayos que atravesaban materiales poco densos, como la madera, pero que no pasaba a través de los más densos, como los metales. Además, no sufrían desviación por campos eléctricos o magnéticos.

Por esta razón concluyó que estos rayos no deberían estar formados por partículas cargadas y en esto se parecían a los rayos de luz. Roentgen los llamó **rayos X**.

Tanto el descubirmiento de Roentgen como el de la radiactividad aportaron una información muy valiosa para el conocimiento de la estructura de la materia: ambos dejaban entrever que había espacio entre los átomos que conformaban los materiales conocidos, pero no estaba claro cómo ni dónde se distribuían estos espacios.

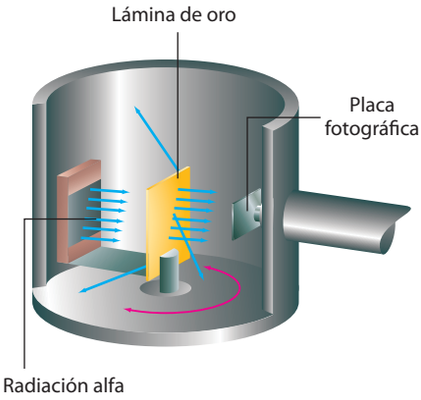


Figura 8. Dispositivo empleado por Rutherford para bombardear una lámina de oro con partículas alfa.

El modelo atómico de Rutherford: proposición de la existencia del núcleo

A principios del siglo XX, **Ernest Rutherford** (1871-1937) realizó un experimento cuyos resultados fueron inquietantes. Observó que cuando un haz de partículas alfa, emitidas por el polonio, un elemento radiactivo, golpeaba contra una lámina de oro (**figura 8**), algunas de las partículas incidentes rebotaban, hasta el punto de invertir completamente la dirección de su trayectoria. Esto era tan increíble como si al disparar una bala contra una hoja de papel, esta rebotara.

Con el fin de dar una explicación a este hecho, Rutherford propuso, en 1911, la existencia del **núcleo atómico** (**figura 9**), como una zona central densa, en la cual se concentraba cerca del 99,95% de la masa atómica.

El núcleo debía ser positivo, puesto que las partículas alfa, también positivas, resultaban rechazadas al chocar contra los núcleos de los átomos del metal. También estableció que los electrones debían mantenerse en constante movimiento en torno al núcleo, aunque a una cierta distancia, con lo cual gran parte del volumen del átomo sería espacio vacío.

Al igual que Thomson, Rutherford consideró que la carga negativa de los electrones debía contrarrestar la carga positiva del núcleo, para dar lugar a un átomo neutro.

Lección

Elabora un cuadro comparativo entre el modelo atómico de Thomson y el modelo atómico de Rutherford.

Investiga TIC

Visita la página web *De ciencias*, donde podrás simular el experimento que realizó Rutherford: goo.gl/dyO6o.

Inconsistencias del modelo atómico de Rutherford

A pesar de que fueron muy numerosos los descubrimientos y los fenómenos observados que permitieron comprobar la existencia del núcleo atómico y dilucidar su constitución, el modelo propuesto por Rutherford tenía ciertas inconsistencias.

Una de las más importantes de estas inconsistencias se derivaba de la aplicación directa de la física clásica. De acuerdo con ella, toda partícula cargada, como es el caso de un electrón girando alrededor del núcleo de un átomo, emite energía, en la forma de radiaciones electromagnéticas. En consecuencia, el electrón debería perder energía continuamente hasta terminar precipitándose sobre el núcleo, dando lugar a un colapso atómico. Teniendo en cuenta que esto no sucede, algo estaba fallando en el modelo propuesto por Rutherford.

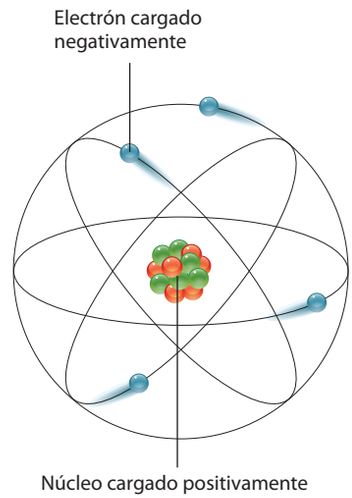


Figura 9. Modelo atómico de Rutherford, en el cual los electrones giran alrededor del núcleo del átomo.

BECU_Q1_B3_U5.indd 65 7/1/14 5:40 PM

Figura 10. Niels Bohr es uno de los científicos que más han aportado a la comprensión de la estructura atómica.

Descubrimiento del neutrón

Desde 1920, Rutherford había supuesto la existencia de una tercera partícula subatómica, que debía ser neutra, pues muchos elementos poseían una masa superior a lo esperado si sus núcleos solo estuvieran conformados por protones. Sin embargo, se tuvo que esperar hasta 1932 para comprobar experimentalmente la existencia de estas partículas.

El descubrimiento se atribuye a **James Chadwick**, quien observó que al bombardear placas de berilio con partículas alfa, estas placas emitían unas partículas, que a su vez se hacían chocar contra un bloque de parafina, ocasionando un desprendimiento de protones en este. Este hecho hacía pensar que su masa debía ser similar a la de los protones. Además, estas partículas no se desviaban por la presencia de campos eléctricos, luego debían ser neutras, por lo que se las llamó **neutrones**.

Actualmente se calcula que la masa de un neutrón es $1{,}675 \cdot 10^{-24}$ gramos.

Estos descubrimientos llevaron a describir al átomo como la unidad estructural de la materia, formada por tres subpartículas básicas: protones, neutrones y electrones.

Tarea **TIC**

Visita la página *Educapasteur*, para ampliar la información sobre el modelo atómico de Bohr y observar una animación del mismo: goo.gl/Xpumd.

Otras partículas subatómicas

Con el descubrimiento del neutrón se pensó que la estructura de los átomos había sido dilucidada en su mayor parte. Sin embargo, la historia apenas comenzaba. En 1932, **Carl David Anderson** (1905-1991) descubrió el **positrón**, con lo cual abrió las puertas a todo un panorama de nuevas partículas (más de 200 diferentes), que si bien forman parte de la materia ordinaria, se producen y desaparecen durante algunas reacciones que tienen lugar en condiciones muy especiales, obtenidas en laboratorios especializados y frecuentemente con una vida efímera.

En la tabla, que se muestra a continuación, se resumen algunas de las propiedades de las tres partículas subatómicas principales.

Partícula	Símbolo	Carga (C)	Carga neta o relativa	Masa (g)	Masa relativa a la masa de un e^-
Electrón	e^-	$-1{,}602 \cdot 10^{-19}$	-1	$9{,}1095 \cdot 10^{-28}$	1
Protón	p	$+1{,}602 \cdot 10^{-19}$	$+1$	$1{,}6725 \cdot 10^{-24}$	1,836
Neutrón	n	Neutra	0	$1{,}6749 \cdot 10^{-24}$	1,838

Modelo planetario de Bohr

Trabajo individual

Construye una maqueta para representar el modelo atómico de Bohr.

Con el fin de dar solución a las incosistencias que presentaba el modelo atómico de Rutherford, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962, **figura 10**) propuso, en 1913, que los electrones deberían moverse alrededor del núcleo a gran velocidad y siguiendo órbitas bien definidas (**figura 11**). Las implicaciones de este modelo se detallarán más adelante, cuando se vea el modelo atómico aceptado en la actualidad.

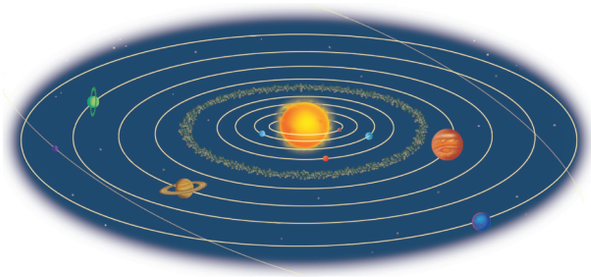


Figura 11. Modelo planetario de Bohr. Es interesante imaginar las implicaciones que pudo tener para el mundo científico el descubrir que al igual que nuestro sistema solar, el interior del átomo estaba organizado en órbitas alrededor de un centro, el núcleo atómico.

BECU_Q1_B3_U5.indd 66 7/1/14 5:40 PM

Figura 12. Muchas de las propiedades físicas y químicas de los elementos se relacionan con la constitución interna de sus átomos. Algunos ejemplos: **a)** cinabrio, mineral de mercurio; **b)** esfalerita, mineral de cobre y **c)** hematites, mineral de hierro.

Algunas propiedades de los átomos

Se ha visto hasta ahora que el átomo se compone de tres partículas subatómicas: el protón, el electrón y el neutrón. Protones y neutrones se disponen en la región central dando lugar al núcleo del átomo, mientras que los electrones giran alrededor de este centro en regiones bien definidas. Muchas de las **propiedades físicas** de los átomos, como masa, densidad o capacidad radiactiva se relacionan con el núcleo. Por el contrario, del arreglo de los electrones en la periferia del átomo dependen **propiedades químicas**, como la capacidad para formar compuestos con átomos de otros elementos. Así mismo, algunas propiedades físicas de los elementos y compuestos, como el punto de fusión y de ebullición, el color o la dureza, están determinadas en gran parte por la cubierta externa de electrones (**figura 12**).

Al describir un elemento químico se mencionan algunas de sus propiedades, entre las que se encuentra el número atómico, el número de masa y la masa atómica. A continuación explicaremos cada una de estas magnitudes.

Número atómico (Z)

El número atómico indica el número de protones presentes en el núcleo y se representan con la letra Z. Dado que la carga de un átomo es nula, el número de protones debe ser igual al número de electrones, por lo que Z también indica cuántos electrones posee un átomo. Por ejemplo, el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce, tiene un núcleo compuesto por un protón que es neutralizado por un electrón orbitando alrededor. De esta manera su número atómico es Z = 1. Debido a que el número atómico se puede determinar experimentalmente, es posible determinar si una sustancia dada es o no un elemento puro, pues en un elemento todos los átomos deben tener el mismo número atómico.

Número de masa (A)

El número de masa o número másico se representa con la letra A y hace referencia al número de protones y neutrones presentes en el núcleo.

La masa del átomo está concentrada en el núcleo y corresponde a la suma de la masa de los protones y los neutrones presentes, dado que la masa de los electrones es despreciable en relación con la masa nuclear, el número másico también es un indicador indirecto de la masa atómica. Consideremos el siguiente ejemplo: el elemento sodio contiene 11 protones y 12 neutrones en su núcleo. Esto significa que Z es igual a 11 y A es igual a 23, es decir, la suma de 11 protones y 12 neutrones. El número de neutrones presente suele representarse con la letra N.

$Z = 11; N = 12$ $\qquad$ $A = N + Z$, es decir, $A = 12 + 11 = 23$

Forma de representar un átomo de un elemento

$$^{A}_{Z}X$$

X Símbolo del elemento

A Número másico (A=p+n)

Z Número atómico (Z=p)

Lección

Utiliza la tabla periódica e **indica** el número de masa y número atómico para tres metales y tres no metales.

BECU_Q1_B3_U5.indd 67 7/1/14 5:40 PM

Ejemplo

Halla el número de electrones, protones y neutrones en los isótopos de estos elementos:

a) $^{84}_{6}Kr$ **b)** $^{238}_{92}U$

a) Z = 36, implica que tiene 36 protones y 36 electrones. A = 84 , y como A = N + Z, entonces:

N = A − Z
= 84 − 36
= 48.

b) Z = 92, A = 238, por lo tanto:

N = 238 − 92
= 146.

El uranio tiene 146 neutrones, 92 protones y 92 electrones.

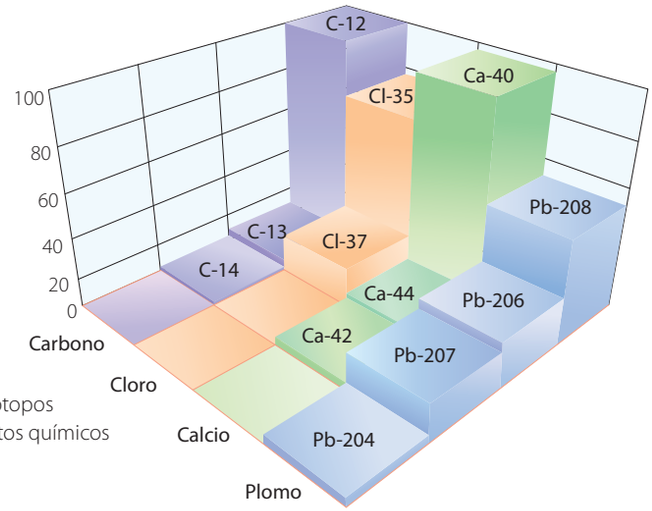


Figura 13. Frecuencia con que aparecen ciertos isótopos de algunos elementos químicos en la naturaleza.

Isótopos

Los **isótopos** son átomos de un mismo elemento, cuyos núcleos tienen el mismo número de protones (tienen igual número atómico Z), pero difieren en el número de neutrones (diferente número de masa A).

Muchos elementos presentan isótopos; por ejemplo el oxígeno en estado natural es una mezcla de isótopos, en la cual el 99,8% corresponde a átomos con A = 16 (Z = 8 y N = 8), el 0,037% poseen A = 17 (Z = 8 y N = 9) y el 0,204% está representado por átomos con A = 18 (Z = 8 y N = 10).

Los diferentes isótopos de un elemento se representan escribiendo el símbolo del elemento y colocando al lado izquierdo, el número de masa (A) del isótopo como un supraíndice y el número atómico (Z) como un subíndice. A continuación aparecen, como ejemplos, los isótopos del oxígeno y del carbono.

- Átomo de oxígeno (16, 17 y 18) $^{16}_{8}O$ $^{17}_{8}O$ $^{18}_{8}O$
- Átomo de carbono (12, 13 y 14) $^{12}_{6}C$ $^{13}_{6}C$ $^{14}_{6}C$

Otra forma muy común de referirse a los isótopos de un elemento es simplemente señalando el número másico a continuación del símbolo o el nombre completo del elemento. Por ejemplo, oxígeno-17, carbono-14, uranio-235 o cloro-35.

Tarea TIC

Visita la página web *concurso.cnice.mec* en donde podrás construir átomos tomando en cuenta sus isótopos: goo.gl/3IRX6.

Trabajo individual

1. **Calcula** el número de neutrones, protones y el número de masa, de acuerdo con la información suministrada en cada caso:
   - El átomo de silicio (Si) posee 14 neutrones y su número de masa es 28.
   - El átomo de plata (Ag) posee 47 protones y 60 neutrones.
   - El átomo de oro (Au) tiene número atómico igual a 79 y A es 197.
2. El núcleo del átomo de aluminio contiene 13 protones y 14 neutrones. **Indica** su número atómico y su número de masa.
3. **Copia** el cuadro en tu cuaderno y **completa** las incógnitas.

Elemento	Número de protones (Z)	Número de neutrones	Número másico (A)	Símbolo
Sodio	11	12	23	$^{23}_{11}Na$
Silicio	14	14	?	$^{?}_{?}Si$
Flúor	?	?	19	$^{?}_{?}F$

BECU_Q1_B3_U5.indd 68 7/1/14 5:40 PM

Isóbaros

Existen átomos de elementos diferentes, con características propias, que poseen isótopos con el mismo número de masa (A). A estos elementos se les da el nombre de isóbaros y son comunes en elementos radiactivos. Como ejemplos se pueden nombrar: calcio y argón, hierro y cobalto, estaño y telurio.

$^{40}_{20}Ca$, $^{40}_{18}Ar$ $\qquad$ $^{57}_{26}Fe$, $^{57}_{27}Co$ $\qquad$ $^{122}_{50}Sn$, $^{122}_{52}Te$

Masa atómica

La masa de un átomo no puede ser registrada por las balanzas más sensibles, pero ha sido calculada en valores cercanos a los 10^{-24} gramos. Por ejemplo, la masa de un átomo de H es $1{,}67 \cdot 10^{-24}$ g. Sin embargo, para facilitar los cálculos, se ha ideado un sistema de masas relativas: la masa de un elemento se calcula comparándola con la masa de otro, que se toma como unidad patrón.

Hasta 1962, el oxígeno se empleó como patrón. Así, al átomo de oxígeno se le asignó una masa de 16 **unidades de masa atómica** (uma), con lo cual una uma equivalía a 1/16 de la masa del átomo de oxígeno. Más tarde, la unidad patrón fue remplazada por el átomo de carbono, cuya masa es exactamente 12 uma. Esta es la unidad patrón actual, de manera que una uma es 1/12 de la masa del átomo de carbono 12. De acuerdo con esta escala, el oxígeno tiene una masa de 15,99 uma, y el hidrógeno pesa 1,007 uma. Debido a la existencia de isótopos, la masa atómica de un elemento cualquiera es el promedio de la masa relativa de cada una de sus formas isotópicas.

Si se toma una cantidad en gramos igual a la masa atómica de un elemento, expresada en uma, se obtiene una nueva magnitud, el **átomo-gramo**. Así, un átomo-gramo de oxígeno equivale a 15,99 g (**figura 14**).

Masa molecular

La masa molecular corresponde a la masa de una molécula, que es igual a la suma de las masas atómicas promedio de los átomos que la constituyen. Para calcular la masa molecular es necesario saber qué elementos forman el compuesto, su masa atómica y el número de átomos presentes en la molécula. La fórmula química nos indica qué elementos forman el compuesto y su número.

Figura 14. Aparatos como las balanzas electrónicas no pueden registrar la masa de un átomo, por ello se deben manipular cantidades mayores de elementos o compuestos.

Lección

El cloro tiene dos isótopos, el Cl-5 cuya masa es de 34,96 uma y registra una abundancia de 75,5% y el Cl-37, cuya masa es de 36,96 uma y presenta una abundancia del 24,5%. Sabiendo además que el número atómico de este elemento es Z = 17, **determina**:

a) El número de neutrones en cada isótopo.

b) La masa atómica promedio del cloro.

Ejemplo

1. Calcular la masa atómica promedio del bromo, teniendo en cuenta los porcentajes de abundancia de sus dos isótopos.

El bromo presenta dos isótopos en la naturaleza cuyos masas atómicas y porcentajes de abundancia son:

Isótopo	Masa atómica	% de abundancia
Br-79	78,9183	50,44
Br-81	80,9163	49,46

De donde la masa atómica promedio es:

$$\frac{78{,}9183 \cdot 50{,}44}{100} + \frac{80{,}9163 \cdot 49{,}46}{100} = 79{,}82 \text{ uma}$$

2. Calcular la masa molecular del ácido sulfúrico si su fórmula es H_2SO_4.

Elemento	Masa atómica	No. átomos	Total
H	1	2	2
S	32	1	32
O	16	4	64

H: $1 \cdot 2 = 2$

S: $32 \cdot 1 = 32$

O: $16 \cdot 4 = 64$

Luego, $2 + 32 + 64 = 98$.

La masa molecular del ácido es 98 uma.

BECU_Q1_B3_U5.indd 69 7/1/14 5:40 PM

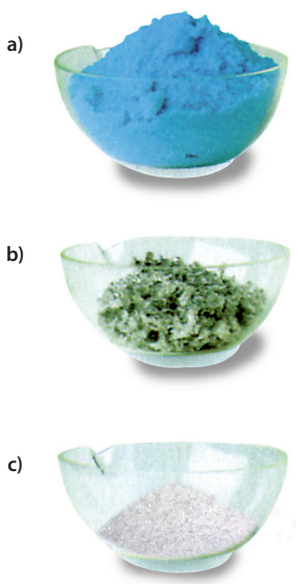


Figura 15. Volúmenes comparativos de un mol de: **a)** sulfato de cobre (249,5 g); **b)** zinc (65 g) y **c)** cloruro de sodio (58,5 g).

Número de Avogadro: concepto de mol

Cuando se toma una pequeña cantidad de algún compuesto y la pesamos en una balanza corriente, se está manipulando un número enorme de átomos individuales, debido a que el peso en gramos de un átomo es sumamente pequeño. Para evitar el problema de hacer cálculos a partir de números muy grandes o muy pequeños, se emplea una unidad, llamada **mol**.

Un mol se define como **la cantidad de sustancia que contiene 6,023 · 10^{23} partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto** (**figura 15**).

En un elemento esta cantidad de partículas tiene una masa que es equivalente a la masa atómica expresada como gramos. Por ejemplo, en 15,99 gramos de oxígeno hay exactamente 6,023 · 10^{23} átomos de oxígeno. Esa cantidad de sustancia, 15,99 gramos, es un mol de átomos de oxígeno. En una molécula, la masa del mol es idéntica a la masa molecular expresada en gramos.

Si una misma cantidad de átomos de dos elementos diferentes tiene masas diferentes, podemos establecer qué tan pesado es uno con relación al otro. Así, si un mol de oxígeno pesa 16 g, mientras que un mol de carbono pesa 12 g, podemos concluir fácilmente que los átomos de oxígeno son más pesados que los de carbono.

Al número 6,023 · 10^{23} se le conoce como número de Avogadro, en honor del químico italiano **Amadeo Avogadro** (1776-1856) quien descubrió que *volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contenían igual número de moléculas*.

La primera aproximación al valor de esa constante fue realizada en 1865 por **Johann Josef Loschmidt** (1821-1895). El número 6,023 · 10^{23} fue determinado posteriormente por **Jean Baptiste Perrin** (1870-1942), que fue además quien propuso la denominación de número de Avogadro.

El número de Avogadro es un concepto de gran utilidad en química. Por ejemplo, sirve para calcular la masa relativa de un átomo de cualquier elemento y el número de átomos o partículas presentes en una masa determinada de una sustancia dada. Esto se cubrirá en mayor profundidad en la unidad 9.

Investiga

Indaga sobre la biografía de Jean Baptiste Perrin y **realiza** un mapa del carácter para resaltar sus datos biográficos relevantes.

Ejemplo

1. ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio? (1 átomo de calcio tiene una masa de 40 uma) 6,02 · 10^{23} átomos de calcio tienen una masa equivalente a 40 g.

$$1 \text{ átomo de Ca} \cdot \frac{40{,}0 \text{ g}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} = 6{,}64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

2. ¿Cuántos átomos-gramo hay en 64,128 g de azufre, teniendo en cuenta que 1 átomo-gramo de este elemento pesa 64,128 g?

Empleando una regla de tres simple tenemos que:

$$1 \text{ at/g} \cdot \frac{64{,}128 \text{ g}}{32{,}064 \text{ g}} = 2 \text{ at/g de azufre}$$

3. Sabiendo que el peso atómico del hidrógeno es 1,008 uma, se deduce que 1 átomo-gramo de H pesa 1,008 g. ¿Cuántos gramos pesa un solo átomo de hidrógeno?

Si en 1,008 g hay 6,023 · 10^{23} átomos, un átomo individual pesará:

$$\frac{1{,}008 \text{ g}}{6{,}023 \cdot 10^{23}} = 1{,}647 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

BECU_Q1_B3_U5.indd 70 7/9/14 11:21 AM

Actividades

- Identifica las características más sobresalientes de cada modelo atómico.

1. Al bombardear láminas delgadas de oro con partículas alfa, Rutherford pudo demostrar que la masa de un átomo está concentrada en una zona. **Indica** cómo la denominó.

2. El modelo atómico propuesto por el físico danés Niels Bohr contempla la existencia de unas zonas importantes en el átomo. **Indica** cómo Bohr denominó a estas zonas.

a) Órbitas **b)** Subniveles

c) Orbitales **d)** Niveles

3. **Resume** las circunstancias del descubrimiento de cada una de las tres partículas subatómicas (electrones, neutrones y protones), explicando quién fue el descubridor en cada caso y en qué observaciones o experimentos se basó para describir la partícula. **Realiza** una comparación de las tres partículas en función de la carga eléctrica y de la masa.

4. John Dalton (1766-1844) fue maestro de matemáticas, químico y meteorólogo. Famoso por su teoría atómica cuyos inicios se encuentran en los experimentos de meteorología que realizaba desde muy joven. Su interés por las ciencias lo llevó a experimentar con agua y gases, lo que le permitió establecer importantes leyes acerca de la presión; además asignó a los átomos el valor relativo de la masa atómica.

Responde: ¿Cómo contribuyó Dalton con sus experimentos al desarrollo y al avance de la química?

- Aplica los términos de número de masa, número atómico e isótopos para la resolución de problemas.

5. El número atómico, Z, se define como el número de protones que posee un átomo en su núcleo, y el número másico, A, como el número de protones más el número de neutrones. **Completa** una tabla como la siguiente utilizando la información que se encuentra en ella:

Elemento	A	Z	P+
$^{57}_{26}Fe$			
	35	17	
	27		13
$^{19}_{9}F$			

6. **Determina**, para el isótopo $^{109}_{47}Ag$:

a) Número atómico y número de protones.

b) Número de electrones.

c) Número de masa.

d) Número de neutrones.

7. **Determina** la masa atómica promedio del cobre teniendo en cuenta que este elemento se encuentra en la naturaleza en forma de dos isótopos: el $^{65}_{29}Cu$ con una abundancia del 69,09% y una masa de 62,9298 uma; y el $^{63}_{29}Cu$ con una abundancia del 30,91% y una masa de 64,9278 uma.

- Explica las aplicaciones de los rayos X y de los isótopos radiactivos.

8. Cuando una persona se fractura o lesiona algún hueso, generalmente, los médicos solicitan una radiografía. Por medio de esta imagen, es posible identificar claramente la gravedad de la lesión y así mismo proporcionar el tratamiento adecuado al paciente. **Responde**.

a) ¿Qué fenómenos físicos y químicos se presentan al tomar una radiografía?

b) ¿Cuál es la relación entre este tipo de técnica y los fundamentos de la estructura atómica?

9. Los isótopos radiactivos se han convertido en una herramienta muy útil para el diagnóstico y tratamiento de enfermedades. El empleo de radiofármacos que tienen una vida media discreta permite estudiar los órganos y tipos de tejidos sin alterarlos. La técnica consiste en dar el radiofármaco al paciente en dosis pequeñas, ya sea por inyección intravenosa, ingestión oral o inhalación y, a través de un dispositivo de detección, seguir el recorrido hasta que se concentre en un tejido u órgano. La radiación emitida por el radiofármaco permite crear una imagen del órgano, la cual se puede reproducir en un computador para su observación. **Responde**.

a) ¿Qué efectos producen los radiofármacos en un paciente?

b) ¿Qué ventajas y desventajas presenta esta clase de tratamientos?

c) ¿Los radioisótopos se emplean únicamente en salud? **Busca** información sobre otras aplicaciones y **explícalas**.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B3_U5.indd 71 7/1/14 5:41 PM

Unidad 6

Modelo atómico actual

Destreza con criterio de desempeño:

Valorar la teoría atómica moderna desde la explicación de sus antecedentes, de los modelos atómicos, de los niveles y subniveles de energía de los electrones, de su distribución y formas de diagramado, tal y como lo determina la estructura de Lewis en varios compuestos.

Conocimientos previos

- ¿Cuáles son las partículas subatómicas?
- ¿Cómo se creía que estaban organizadas las partículas subatómicas?
- ¿Qué relación existe entre la materia y la energía?

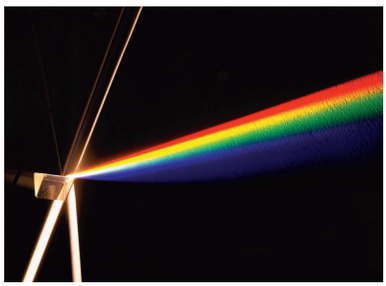


Figura 16. Cuando la luz blanca atraviesa un prisma se descompone en una gama de colores, los llamados colores del arco iris.

Investiga TIC

Visita la página web *Química web*, en donde podrás profundizar tus conocimientos sobe el efecto fotoeléctrico y resolver actividades interactivas sobre el mismo: goo.gl/PSaVo.

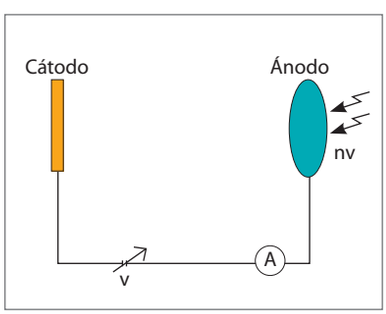


Figura 17. El efecto fotoeléctrico.

En las primeras décadas del siglo XX, continuaba siendo un interrogante la forma como se organizaban los electrones alrededor del núcleo atómico. La respuesta a este interrogante provino de un campo al parecer sin relación con el átomo: la espectroscopía, rama de la ciencia que estudia la emisión y absorción de energía, en forma de luz, por parte de la materia. A continuación se explica cómo esta rama aportó información de gran valor para la profundización en la comprensión en la estructura del átomo.

Antecedentes

La naturaleza de la luz: dualidad onda-partícula

En 1865, Maxwell estableció que la luz era una **onda electromagnética** de alta energía que podía propagarse en el vacío.

La naturaleza ondulatoria de la luz fue comprobada luego por numerosas observaciones y sirvió para explicar gran variedad de fenómenos en los que los haces de luz se reflejaban o se refractaban, como si fueran ondas. Por ejemplo, la descomposición de un haz de luz blanca al pasar a través de un prisma, podía explicarse como el resultado de la refracción de la luz al cambiar de medio (**figura 16**).

A finales del siglo XIX un buen número de fenómenos no encajaban bien con este modelo. Uno de ellos era el **efecto fotoeléctrico** (**figura 17**), según el cual una placa metálica, al ser sometida a la incidencia de la luz, emitía energía en forma de electrones, que de algún modo eran arrancados de los átomos del metal. De acuerdo con la naturaleza ondulatoria de la luz, estos electrones serían estimulados por la luz incidente y solo se desprenderían de sus átomos al recibir una cantidad de energía suficiente, es decir, con cierto retraso con relación al momento de la incidencia del haz de luz. Sin embargo, lo que se observaba era que los electrones se desprendían inmediatamente después de ser estimulados por la luz. Esta observación no coincide con el planteamiento de que la luz es solo una onda.

Por otro lado, dependiendo del color de la luz empleada, el fenómeno se producía o no, de manera que la expulsión de electrones debía estar relacionada con la longitud de onda de la luz incidente. Todo esto dejaba entrever que la luz podía comportarse también como una **partícula**. No obstante, hubo que esperar algunas décadas para que esta idea fuera planteada formalmente y aceptada por la comunidad científica.

El espectro electromagnético

La luz, dada su naturaleza ondulatoria, puede presentar diferentes frecuencias (ν, en nm^{-1} o Hz) y longitudes de onda (λ, en Å), que se ordenan en el llamado **espectro electromagnético** (**figura 19**).

La cantidad de energía que transporta una onda electromagnética es función de la frecuencia, la longitud de onda y la velocidad con que viaje, según la siguiente ecuación:

$$c = \lambda \cdot \nu$$

BECU_Q1_B3_U6.indd 72 7/1/14 5:42 PM

Donde c es la velocidad de propagación de la luz en el vacío, (300 000 km/s) λ es la longitud de onda y ν es la frecuencia. Así, a mayor frecuencia, menor será la longitud de onda y viceversa (**figura 18**). Las ondas de alta frecuencia son las más energéticas, como los rayos gamma o los rayos ultravioleta. Por el contrario, las ondas de radio o las microondas tienen relativamente poca energía. Dentro del espectro visible, que es solo una parte muy pequeña de este, la luz roja tiene menos energía que la azul (**figura 19**). Ahora bien, ¿qué relación tiene esto con la estructura atómica de la materia?

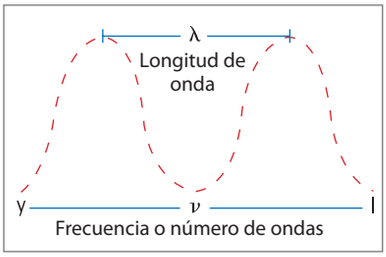


Figura 18. Relación entre la frecuencia y la longitud de onda.

Resulta que cuando un elemento cualquiera es calentado hasta la incandescencia, emite luz de un color característico, que se denomina **radiación electromagnética**. Si esta radiación se hace pasar a través de un prisma, lo cual se logra en un aparato llamado **espectroscopio**, se obtiene un conjunto de haces luminosos de diferentes colores, que conforman el denominado **espectro de emisión** (**figura 20**).

El espectro de emisión es característico para cada elemento químico, como si se tratara de su huella digital. A diferencia del espectro de la luz blanca, que es continuo, tal como se observa en el arco iris, los espectros de los elementos son discontinuos, están formados por una serie de líneas.

De la misma manera como es posible registrar el espectro de emisión de un elemento, es posible también obtener el **espectro de absorción** (**figura 20**), consistente en los haces de luz que no son absorbidos luego que un rayo de luz blanca atraviesa una masa del elemento en cuestión.

Los espectros de absorción y de emisión son imágenes inversas, en las que los colores que aparecen en uno, no están presentes en el otro.

Para sintetizar, el espectro de un elemento es el **registro de las radiaciones absorbidas o emitidas por los átomos que lo componen**.

El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender el arreglo de los electrones alrededor del núcleo; adicionalmente permite identificar los distintos elementos que hay en una muestra aunque solo existan trazas de los mismos.

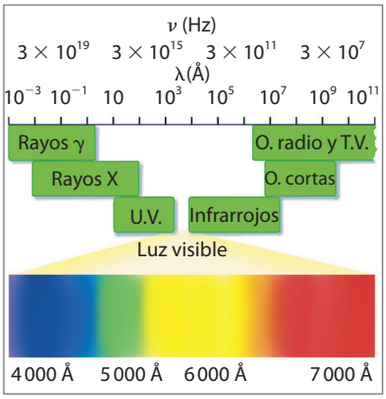


Figura 19. El espectro electromagnético. Solo una pequeña parte del espectro es visible para el ojo humano.

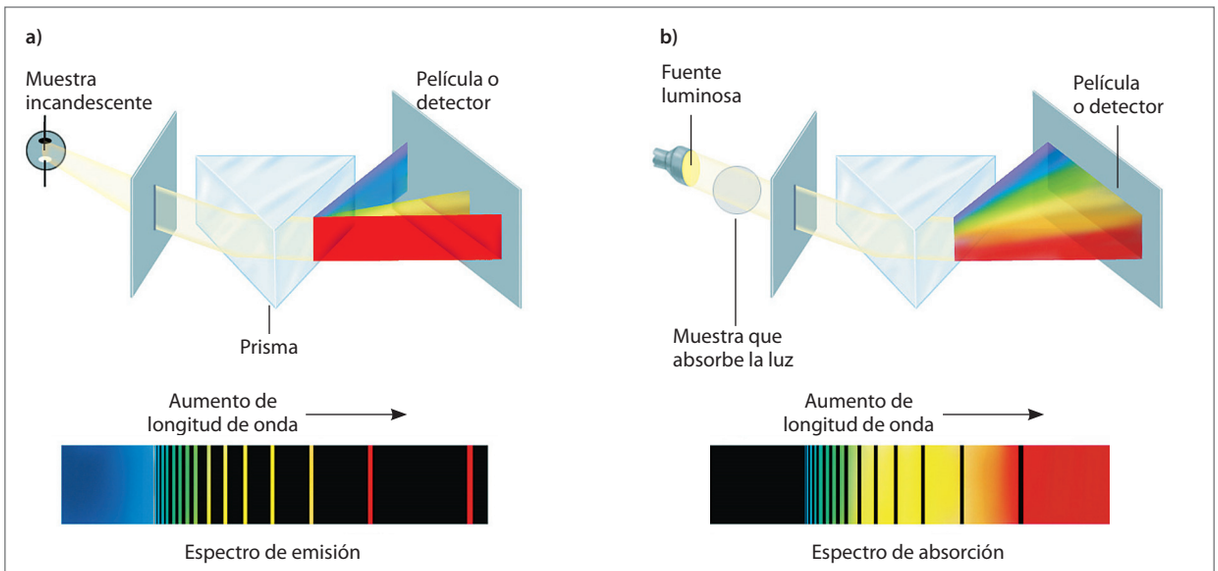


Figura 20. Espectros de emisión **a)** y absorción **b)**, obtenidos con un espectroscopio. Obsérvese la discontinuidad entre las líneas que conforman los espectros.

BECU_Q1_B3_U6.indd 73 7/1/14 5:42 PM

Figura 21. Max Planck (1858-1947).

Teoría cuántica de Planck

El estudio de los espectros de emisión y absorción de diferentes sustancias y cuerpos desembocó en el siguiente dilema: ¿Qué pasaría con un cuerpo capaz de absorber todas las longitudes de onda de la luz incidente sobre él? Sería un **cuerpo negro**, pues no reflejaría luz de ningún color.

Ahora bien, este cuerpo negro debería por lo tanto emitir luz de todas las longitudes de onda presentes en el espectro electromagnético. Dado que la región ultravioleta del espectro es la más extensa, la radiación de un cuerpo negro debería ser principalmente violeta, produciendo lo que se llamó una «catástrofe ultravioleta». Los cuerpos negros no se conocen en la naturaleza, por lo que la única manera de resolver el misterio era construir un aparato que se comportara como un cuerpo negro y observar cómo lo hacía. Este aparato consistía en una cámara de hierro cuyas paredes internas eran rugosas y estaba provista de un pequeño agujero, de manera que la luz que entraba en la cámara era completamente absorbida, y debería ser emitida nuevamente al exterior, produciendo una catástrofe ultravioleta. Esto no ocurrió así. Por el contrario, la mayor cantidad de radiaciones pertenecían a regiones cercanas al infrarrojo.

Para resolver este conflicto, el físico alemán **Max Planck** (**figura 21**) propuso, en 1900, que la radiación emitida o absorbida por los cuerpos calientes no se presentaba de manera continua, sino en forma de cantidades discretas de energía, a las que llamó **cuantos**. El tamaño de un cuanto sería directamente proporcional a la frecuencia de la radiación emitida o absorbida y la magnitud de energía intercambiada debería ser un múltiplo de esta unidad.

Planck resumió estos postulados en la siguiente expresión: $E = h \cdot \nu$, donde E es la energía, ν es la frecuencia y h es una constante, la constante de Planck, con un valor de $6{,}6 \cdot 10^{-27}$ ergios • s ($6{,}6 \cdot 10^{-34}$ julios • s).

Albert Einstein, en 1905, utilizó la teoría cuántica de Planck para explicar el efecto fotoeléctrico. Einstein sugirió que la luz estaba formada por paquetes de energía, que denominó **fotones**, cada uno de los cuales poseía una energía igual a $h\nu$, de donde se deduce que la luz de alta frecuencia, como el color azul o la radiación ultravioleta, tiene fotones más energéticos que aquella de baja frecuencia, como las ondas de radio o el color rojo. Como la energía necesaria para remover los electrones en la superficie del metal es suministrada por la luz incidente, Einstein consideró el efecto fotoeléctrico como el choque de dos partículas: un fotón y un electrón, en el cual, un electrón solo sería expulsado por un fotón suficientemente grande. Esto explicaba por qué la expulsión de electrones ocurría instantáneamente y solo con haces de luz de ciertos colores.

Solo había un problema: la luz debería comportarse al mismo tiempo como una onda y como una partícula. Actualmente el carácter dual de la luz se acepta como un postulado que sirve para dar explicaciones a un cierto número de observaciones, de otro modo inexplicables.

Investiga

Si una partícula en movimiento lleva asociada una onda, **explica** qué condiciones debe tener dicha partícula (masa, velocidad) para que podamos detectar su longitud de onda.

Tarea TIC

Para profundizar la información sobre la teoría cuántica de Planck y el modelo de Bohr **visita** la siguiente página web *Pontificia Universidad Católica de Perú*: goo.gl/nYHfo.

Trabajo individual

1. ¿Qué se entiende, en ciencia, por hipótesis de trabajo? **Explica**.
2. **Escribe** un breve ensayo acerca de la relación entre la realidad del átomo y los modelos propuestos para representarla. ¿Es posible afirmar que existe una sola realidad o que, por el contrario, somos prisioneros del alcance de nuestros sentidos?

El modelo de Bohr

En 1913, el físico danés **Niels Bohr** (1885-1962), basándose en la teoría cuántica de Planck y en el análisis del espectro de emisión del hidrógeno, propuso un nuevo modelo atómico (**figura 22**). En él, mantenía la estructura planetaria propuesta por Rutherford, pero hacía las siguientes precisiones acerca de la disposición de los electrones alrededor del núcleo:

BECU_Q1_B3_U6.indd 74 7/1/14 5:42 PM

- Los átomos presentan un cierto número de órbitas posibles, denominadas **estados estacionarios**, en las que un electrón puede girar sin que ocurra emisión o absorción de energía. En este estado, el átomo es estable.
- Cuando un átomo absorbe o emite energía en forma de radiación, los electrones a su alrededor son promovidos de una órbita a otra. Si un electrón absorbe energía, pasa a una órbita mayor, alejándose del núcleo. Al emitir luego esta energía, desciende a un estado menor, más cerca del núcleo (**figura 22**). La cantidad de energía necesaria para pasar de un nivel a otro está cuantizada, según la ecuación propuesta por Planck. De esta manera, el colapso atómico que se desprendía del modelo de Rutherford no era posible bajo estos nuevos supuestos, pues, un electrón no puede descender más allá de un nivel de energía mínimo.

Estos postulados fueron planteados por Bohr para el átomo de hidrógeno, el más sencillo que se conoce. Sin embargo, el análisis de los espectros de emisión de otros átomos mostraba estructuras internas más complejas que no eran explicadas satisfactoriamente por este modelo. Además, Bohr tampoco explicó satisfactoriamente por qué eran posibles solo ciertas órbitas y por qué había discrepancias tan grandes entre las órbitas de diferentes átomos.

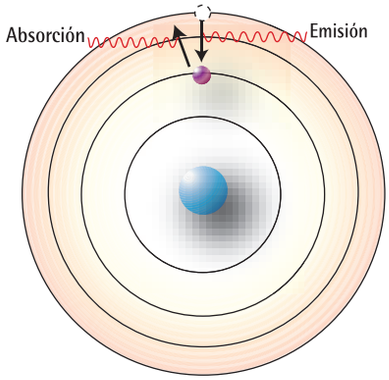


Figura 22. Modelo atómico de Bohr.

El modelo de Sommerfeld

Algunos años después, con el desarrollo de espectroscopios más sensibles, fue posible observar que algunas de las líneas que formaban los espectros de emisión estaban en realidad compuestas de varias líneas más finas, lo cual hizo pensar que existían estados energéticos intermedios, entre los orbitales propuestos por Bohr.

Arnold Sommerfeld (1868-1951), físico alemán, propuso en 1916, una ligera modificación al modelo de Bohr, según la cual existían órbitas elípticas, además de circulares, permitiendo la existencia de niveles y subniveles de energía (**figura 23**).

Trabajo cooperativo

Elaboren por grupos en un papelote una línea de tiempo sobre los modelos atómicos. En esta, **resalten** el aporte fundamental de cada modelo. **Socialicen** la información en clase.

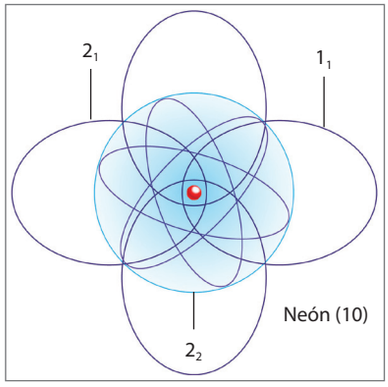


Figura 23. Modelo de Sommerfeld para el átomo de neón (Z = 10).

Hacia un modelo mecánico-cuántico de la materia

Tras la aportación de Sommerfeld, varias hipótesis y sucesivos descubrimientos han permitido desarrollar un modelo mecánico-cuántico de la estructura íntima de la materia.

El carácter ondulatorio de la materia

En 1924, el físico francés **Louis de Broglie** (1892-1977) planteó que si la energía podía ser particulada, la materia también podía entenderse como energía en forma de ondas. De esta suerte, para una partícula cualquiera, en movimiento habría una onda asociada. De Broglie sintetizó esta idea en la ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot \nu}$$

donde λ y ν describen la longitud y la frecuencia de la onda asociada, h es la constante de Planck y m es la masa de la partícula.

La ecuación de De Broglie implica que si m es grande, la longitud de onda es tan pequeña que no es perceptible. Mientras que, si m es tan pequeña como en un electrón, la onda asociada tiene una λ elevada y medible. Esto explica que en nuestra experiencia diaria la materia no aparente una naturaleza ondulatoria, como sí lo hace en el mundo subatómico.

Tarea **TIC**

Elabora una red conceptual sobre el modelo actual de la mecánica cuántica. Para apoyarte en esta tarea **revisa** el siguiente link *e-educativa*: goo.gl/zxMoG.

BECU_Q1_B3_U6.indd 75 7/1/14 5:42 PM

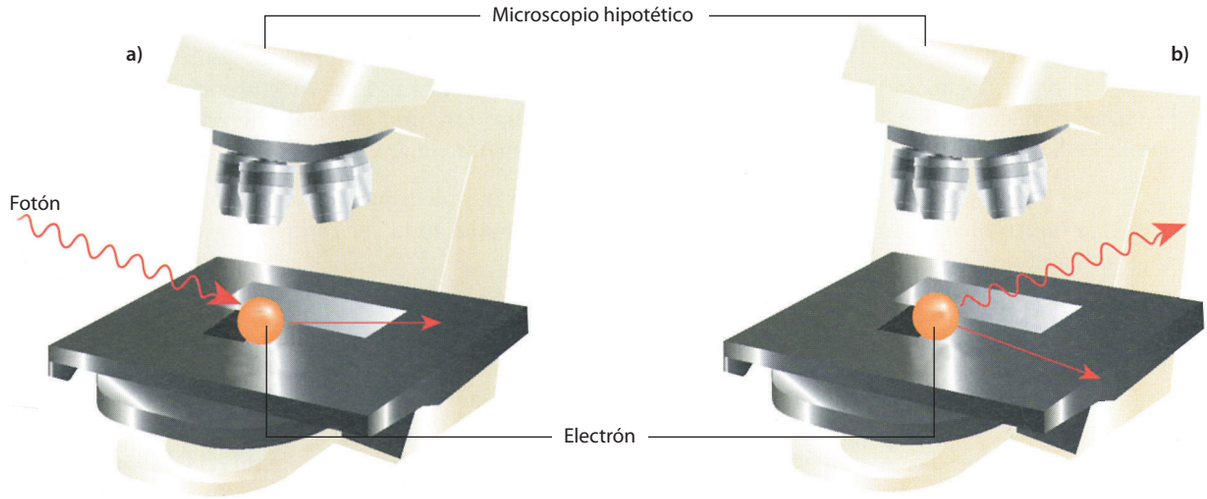


Figura 24. Esquema del principio de incertidumbre. Un electrón libre se mueve delante del foco en un microscopio hipotético **a)**. En la colisión, el fotón de luz transfiere su energía al electrón **b)**. El fotón reflejado puede verse a través del microscopio, pero el electrón se ha movido del foco de observación, por lo cual es imposible determinar la posición exacta del electrón.

Tarea **TIC**

Visita la página web *100cia interactiva*, allí encontrarás videos explicativos sobre la ecuación de onda de Schrödinger: goo.gl/6EqEB.

El principio de incertidumbre de Heisenberg

De acuerdo con lo establecido por Bohr, el electrón del átomo de hidrógeno gira en torno al núcleo siguiendo una trayectoria bien definida y, por lo tanto, es posible calcular su posición y cantidad de movimiento en cada punto. Sin embargo, en 1926, **Werner Heisenberg** (1901-1976) sostuvo que tal descripción no era posible, pues nuestra forma de observar y medir las cosas no nos permite hacerlo con completa objetividad. Así, siempre que observamos o medimos algo, afectamos al objeto observado. El resultado de esta premisa, denominada **principio de incertidumbre** de Heisenberg (**figura 24**), es que no es posible conocer simultáneamente la posición y la cantidad de movimiento (momento lineal) de una partícula subatómica, pues cuanto más exacta sea la estimación de un parámetro, menos podremos saber sobre el otro. Así, ya no se emplean números absolutos, sino probabilidades para referirse a cualquier parámetro que caracterice una partícula subatómica.

Figura 25. Erwin Schrödinger (1887-1961) contribuyó significativamente a la elaboración del modelo atómico actual, con la formulación de un sistema probabilístico para indicar la ubicación de un electrón, considerado como una onda en los orbitales.

Configuración electrónica

La ecuación de Schrödinger

En 1926, **Erwin Schrödinger** (**figura 25**) describió el comportamiento del electrón, considerado como una onda, es decir, en términos probabilísticos. Schrödinger consideró que la trayectoria definida del electrón, según Bohr, debe sustituirse por la probabilidad de hallarlo en una zona del espacio periférico al núcleo atómico. Esta probabilidad es también la densidad electrónica o nube de carga electrónica, de modo que las regiones donde existe una alta probabilidad de encontrar al electrón, son las zonas de alta densidad electrónica. Las ecuaciones de Schrödinger delimitan regiones en el espacio que corresponden, más o menos, a las órbitas establecidos por Bohr, pero que designan las zonas en las cuales la probabilidad de hallar un electrón, en un momento dado, es muy alta. Es decir, no podemos decir dónde estará ese electrón en un momento **t**, sino cuál es la probabilidad de que dicha partícula se encuentre en la zona observada en ese momento. Estos orbitales se describen por medio de cuatro parámetros, llamados **números cuánticos**.

BECU_Q1_B3_U6.indd 76 7/1/14 5:42 PM

Los números cuánticos

Para describir las características de un electrón situado en un determinado orbital, se necesitan cuatro números cuánticos, que se representan mediante las letras **n, l, m y s**.

- **Número cuántico principal (n)**: define una capa o nivel de energía en la periferia del núcleo del átomo (**figura 26**). Los valores que puede tomar **n** son los números 1, 2, 3, etc. Entre mayor sea el valor de **n**, la distancia entre un electrón presente allí y el núcleo atómico, será mayor. Así mismo, la energía que esta partícula poseea también será mayor.
- **Número cuántico secundario (l)**: determina la forma del orbital, es decir, la región donde el electrón se mueve (**figura 27**). Los posibles valores de **l** dependen de **n**, de modo que, para cada valor de **n**, **l** puede tomar todos los valores comprendidos entre 0 y (n − 1). Por ejemplo, si n = 4, el número **l** puede tomar los valores 0, 1, 2 y 3. Se acostumbra simbolizar con letras los valores numéricos que puede tomar el número cuántico l:

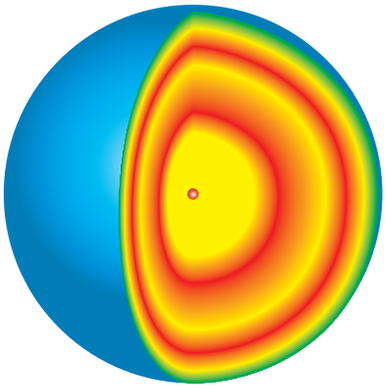


Figura 26. Esquema de la capa de energía en la periferia del núcleo del átomo.

Número cuántico secundario	Símbolo del orbital
0	s
1	p
2	d
3	f

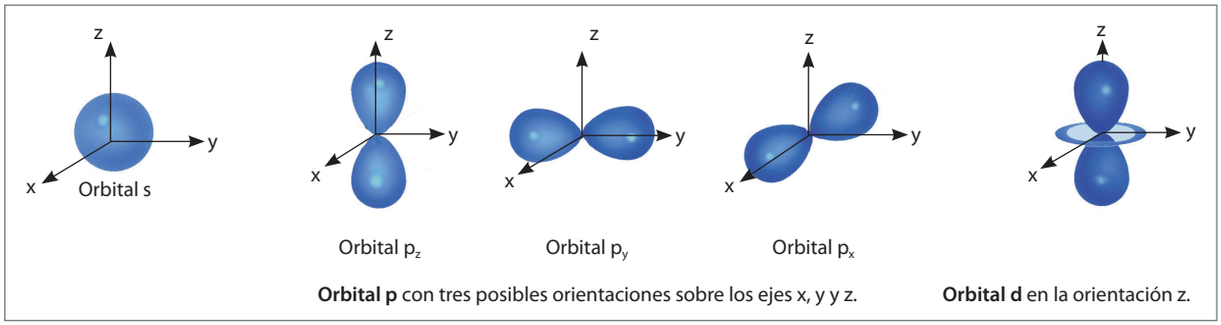


Figura 27. El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, mientras que el número cuántico magnético indica la orientación espacial de dicho orbital.

Los diferentes orbitales (s, p, d y f) se conocen informalmente como **subniveles** de energía (**figura 27**).

- **Número cuántico magnético (m)**: define la orientación que pueden presentar los orbitales de un mismo subnivel en relación con un campo magnético externo. Para cada valor de **l**, $\mathbf{m_l}$ puede tomar todos los valores enteros comprendidos entre −**l** y +**l**. Así, si **l** = 2, los valores posibles de **m** serán: −2, −1, 0, 1 y 2.
- **Número cuántico de espín (s)**: un orbital puede albergar como máximo dos electrones. Dichos electrones se diferencian entre sí por el sentido de giro sobre su eje. Cuando dos electrones ocupan el mismo orbital, sus sentidos de giro son opuestos. Como solo son posibles dos sentidos de giro, el número cuántico **s** puede tomar únicamente dos valores, que son +1/2 y −1/2, y que también se simbolizan con flechas contrarias (↑↓). Como el electrón es una partícula cargada se comporta como un pequeño imán, por lo cual se dice que tiene un espín o giro (**figura 28**).

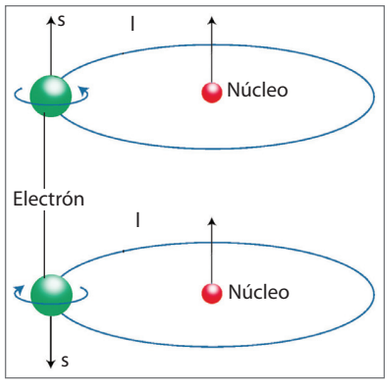


Figura 28. Representación del número cuántico s o espín.

BECU_Q1_B3_U6.indd 77 7/1/14 5:42 PM

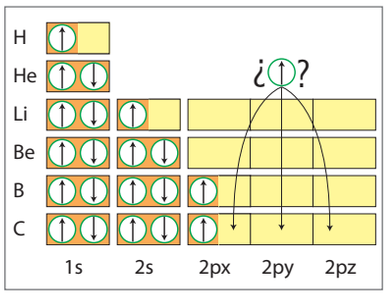


Figura 29. Esquema que ilustra los principios de construcción de Aufbau y la regla de Hund. Vemos las configuraciones electrónicas de una sucesión de elementos, desde el H (Z = 1), hasta el C (Z = 6). Si se añade un nuevo electrón a la configuración del carbono, este debe ubicarse en 2py.

Configuraciones electrónicas

Una gran parte de las propiedades físicas y todas las propiedades químicas de un elemento dependen de la corteza electrónica de los átomos que lo componen. Esta es la razón por la cual es importante conocer cómo están distribuidos los electrones en la zona periférica de un átomo. El ordenamiento que se presenta para cada átomo se conoce como configuración electrónica del estado fundamental o basal de los átomos. Esta corresponde al átomo aislado en su estado de mínima energía.

Hasta ahora hemos visto que los electrones se organizan alrededor del núcleo en órbitas o niveles que se caracterizan por poseer una determinada energía. También sabemos que dentro de un nivel de energía dado hay subdivisiones, que denominaremos subniveles. Dentro de los subniveles existen los orbitales que corresponden a regiones del espacio en las que la probabilidad de hallar un electrón es alta. Por último, hemos mencionado que el número de electrones permitido en un subnivel, así como la forma y orientación espacial de este, están determinados por los cuatro números cuánticos. A continuación se verá en detalle cómo se distribuyen los electrones en estas regiones espaciales para diferentes átomos.

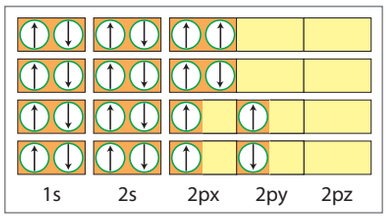


Figura 30. En el esquema se muestran cuatro posibles soluciones para la configuración electrónica de un elemento hipotético. Según la regla de Hund, la tercera de estas disposiciones electrónicas es la correcta.

Algunas consideraciones preliminares

Con el objetivo de construir una especie de mapa que describa cómo están dispuestos los electrones en la periferia del núcleo atómico, se deben tener en cuenta los siguientes principios:

- **Principio de ordenamiento**: al ordenar los elementos de manera creciente de números atómicos, cada átomo de un elemento tendrá un electrón más que el del elemento que le precede. Por ejemplo, cada átomo de carbono (Z = 6) tendrá un electrón más que cada átomo de boro (Z = 5). El átomo de boro tiene un electrón más que el átomo de berilo (Z = 4).
- **Principio de Aufbau**: es complemento del anterior y establece que el electrón que distingue a un elemento del elemento precedente se ubica en el orbital atómico de menor energía disponible (s o p) (**figura 29**).
- **Principio de exclusión de Pauli**: un orbital no puede contener más de dos electrones, y los espines de dichos electrones deben tener valores opuestos. Se representan con las flechas ↑ +1/2 ; ↓ −1/2 .
- **Principio de máxima multiplicidad de carga (regla de Hund)**: los electrones que pertenecen a un mismo subnivel se disponen de manera que exista el mayor número posible de electrones desapareados con el mismo valor de espín. Cuando un orbital contiene únicamente un electrón, se dice que este electrón está **desapareado** (**figuras 29 y 30**).

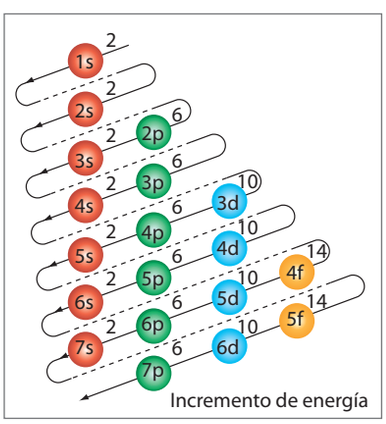


Figura 31. El esquema ilustra gráficamente la aplicación del principio de construcción. Las flechas indican la forma en que se van llenando los subniveles.

La distribución de los electrones en el átomo

En el esquema de la (**figura 31**) se muestra gráficamente la aplicación de los números cuánticos y los principios mencionados. Los números del 1 a 7 indican el nivel de energía y se pueden representar con las letras mayúsculas K, L, M, N, O, P, Q; las letras minúsculas s, p, d y f representan los subniveles y los exponentes, el número máximo de electrones que puede albergar cada subnivel. Así, 2 para s, 6 en p, 10 en d y 14 en f.

Estos subniveles se van llenando de arriba hacia abajo, en la dirección y sentido que señalan las flechas, debido al orden de energía creciente para los orbitales atómicos, hasta completar tantos electrones como requiera el número atómico del elemento.

BECU_Q1_B3_U6.indd 78 7/1/14 5:42 PM

Ejemplo

Interpretar por qué la estructura electrónica del nitrógeno (Z = 7) se expresa de la siguiente manera:

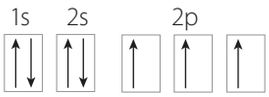
$$1s^2\ 2s^2\ 2p^3$$

La expresión $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$ significa que:

- En el nivel de energía 1, subnivel s, hay 2 electrones.
- En el nivel 2, subnivel s, hay 2 electrones.
- En el nivel 2, subnivel p, hay 3 electrones.

Así se tiene un total de 7 electrones que es igual a Z.

La configuración electrónica del N se puede expresar también esquemáticamente, como sigue:



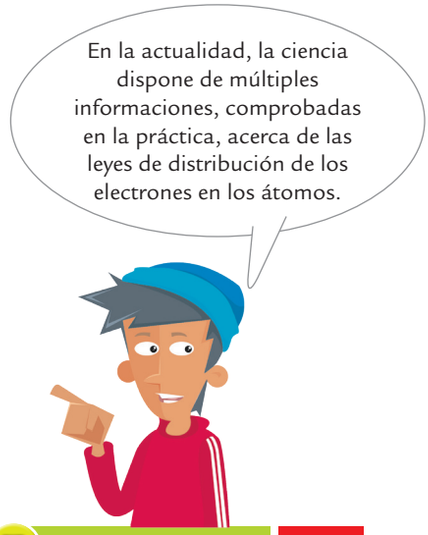
Obsérvese que, según la regla de Hund, en el subnivel p se coloca un electrón en cada orbital (representados por cajas en este caso), y no dos en el primer orbital y uno desapareado en el segundo.

El esquema «de cajas» que aparece en el ejemplo anterior se llama **diagrama de orbitales**. Se completa teniendo en cuenta que el número máximo de electrones que pueden entrar en un nivel se calcula mediante $2n^2$, en donde n es el nivel de energía.

Ejemplo

Determinar cuántos electrones pueden entrar en cada uno de los tres primeros niveles de energía.

En el nivel 1 se tiene que el número máximo de electrones es $2 \cdot (1)^2 = 2$. En el nivel 2 pueden entrar $2 \cdot (2)^2 = 8$ electrones. En el nivel 3, el número máximo de electrones es $2 \cdot (3)^2 = 18$.



Tarea TIC

1. **Realiza** la actividad interactiva de la configuración electrónica en el siguiente link *concurso.cnice.mec.es*: goo.gl/xmJ0T.
2. **Revisa** el resumen de configuración electrónica en el anexo de la página 196.

Lección

Dadas las siguientes notaciones para el estado cuántico de un electrón cualquiera, **indica** cuales no pueden existir: (1, 1, 0, + ½); (2, 1, 0, + ½); (2, 1, 1, - ½); (2, 0, 1, - ½); (3, 2, 3, + ½).

El siguiente cuadro especifica los números cuánticos y la capacidad electrónica para los cuatro primeros niveles (**figura 31**).

Nivel de energía (n)	Subnivel de energía (l)	Orientación del orbital m	Giro del electron s	Capacidad electrónica del subnivel	Capacidad electrónica del nivel de energía
1 (K)	0 (1s)	0	±1/2	2	2
2(L)	0 (2s) 1 (2p)	0 −1, 0, +1	±1/2 ±1/2, para cada valor de m	2 6	8
3 (M)	0 (3s) 1 (3p) 2 (3d)	0 −1, 0, +1 −2, −1, 0, 1, +2	±1/2 ±1/2, para cada valor de m ±1/2, para cada valor de m	2 6 10	18
4 (N)	0 (4s) 1 (4p) 2 (4d) 3 (4f)	0 −1, 0, +1 −2, −1, 0, 1, 2 −3, −2, −1, 0, 1, 2, 3	±1/2 ±1/2, para cada valor de m ±1/2, para cada valor de m ±1/2, para cada valor de m	2 6 10 14	32

BECU_Q1_B3_U6.indd 79 7/1/14 5:42 PM

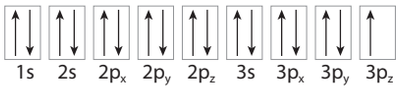
Ejemplo

1. Escribir la configuración electrónica y el diagrama de orbitales para el cloro (Cl).

Dado que Z = 17, sabemos que el cloro tiene 17 electrones, por lo tanto, su configuración electrónica debe dar razón de 17 electrones, como se muestra a continuación:

Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$

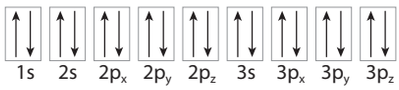
Diagrama de orbitales:



2. Escribir la configuración electrónica para el argón, Ar (Z = 18).

Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

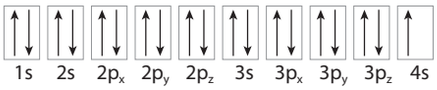
Diagrama de orbitales:



3. Escribir la configuración electrónica para el potasio, K (Z = 19).

Configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

Diagrama de orbitales:



4. Elaborar la distribución electrónica de los siguientes elementos:

a) Calcio, Ca: Z = 20.

b) Potasio, K: Z = 19.

c) Azufre, S: Z = 16.

d) Hierro, Fe: Z = 26.

a) Para el Ca, Z = 20. La configuración electrónica para el calcio se presenta en el siguiente orden:

$1s^2$ para el primer nivel

$2s^2$ y $2p^6$ para el segundo nivel

$3s^2$ y $3p^6$ para el tercer nivel

$4s^2$ para el cuarto nivel

Para un total de 20 electrones.

Observa que a partir del tercer nivel se presenta una aparente anomalía al ubicarse primero los electrones del subnivel 4s en vez del 3d. Las razones son de carácter energético.

b) K, Z = 19.

Como se puede ver, el potasio tiene un electrón menos que el calcio y por consiguiente su distribución electrónica es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

c) S, Z = 16.

De la misma manera como se resolvió el punto anterior, se toma como punto de partida el elemento precedente, en este caso el potasio para obtener la siguiente distribución de electrones:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$$

d) Fe, Z = 26.

El hierro pertenece al llamado grupo de los metales. Concretamente corresponde a un metal de transición. Estos elementos presentan alguna dificultad porque su distribución parece no obedecer las normas anteriores. Las razones de esta configuración especial se relacionan con la estabilidad energética de estos elementos. Veamos la configuración del hierro:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6...$$

Hasta aquí se han distribuido 18 electrones. Debido a la anteposición de niveles que se menciona, los dos siguientes electrones se acomodan en el subnivel 4s, para un total de 20 electrones. Los seis restantes se distribuyen entre los cinco orbitales d. La configuración completa sería entonces:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$$

Trabajo cooperativo

1. Utiliza la información de la tabla de la página anterior para decir si son posibles cada uno de los conjuntos de números cuánticos, relacionándolos con la configuración electrónica posible.

a) n = 1, l = 0, s = +1/2.

b) n = 1, l = 3, m = 3, s = −1/2.

c) n = 2, l = 1, m = −1, s = +1/2.

d) n = 5, l = 2, m = 2, s = −1/2.

2. Elabora la distribución electrónica de los siguientes elementos.

a) As, Z = 33

b) Zn, Z = 30

c) Si, Z = 14

d) Ni, Z = 28

e) Se, Z = 34

BECU_Q1_B3_U6.indd 80 7/1/14 5:42 PM

Actividades

- Analiza las implicaciones del modelo atómico actual.

1. **Responde**: ¿Cómo influye el concepto de onda electromagnética en la construcción del modelo atómico actual?

2. **Responde**: ¿Cuál ha sido el aporte de la espectroscopia a la construcción de los modelos atómicos? ¿Cómo han influido las mejoras de los espectroscopios para plantear nuevos modelos de la estructura atómica? **Pon** ejemplos.

3. Existen varios modelos que explican la estructura y el comportamiento del átomo. **Responde**.

   a) ¿Por qué fue necesario construir varios modelos atómicos?

   b) ¿Qué tienen en común todos estos modelos del átomo?

- Explica fenómenos naturales sobre la base de la mecánica cuántica.

4. Algunas reacciones químicas en los seres vivos ocurren por la excitación de los electrones, lo que produce luz visible, como en el caso de las luciérnagas. **Aporta** una explicación para este fenómeno teniendo en cuenta las teorías atómicas.

5. El análisis de los espectros generados por diferentes elementos ha sido de gran utilidad para comprender la organización de los electrones alrededor del núcleo; además, permite identificar los diferentes elementos que están presentes en una muestra de cualquier sustancia. **Responde**.

   a) ¿Por qué los espectros permiten la identificación de los elementos químicos?

   b) ¿En qué se diferencian los espectros de dos elementos químicos distintos?

   c) ¿Cómo se puede obtener el espectro de la luz solar?

   d) ¿Qué relación se puede establecer entre los espectros y la formación de un arco iris?

- Aplica los conocimientos sobre los números cuánticos para resolver ejercicios.

6. **Copia** una tabla como la siguiente con los números cuánticos donde indiques su símbolo y la información que suministra.

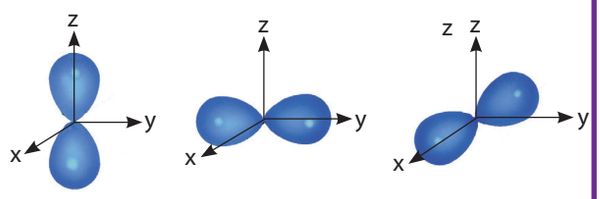
Número cuántico	Símbolo	Información que suministra

7. **Realiza** la configuración electrónica indicando niveles, subniveles, orbitales y espines para los átomos de los siguientes elementos: tunsgteno (W), platino (Pt) y telurio (Te).

   Razona a continuación y **resume**: ¿qué información aporta la configuración electrónica en relación con las propiedades de las sustancias?

8. **Elabora** una tabla informativa de cinco elementos químicos de diferentes grupos e **incluye** lo siguiente: configuración, grupo, período y diagrama de espines.

9. El número cuántico secundario (l) determina la forma del orbital, es decir, la región donde se mueve el electrón. Por ejemplo, el orbital p presenta tres regiones: p_x, p_y y p_z:



Orbital p_z Orbital p_y Orbital p_x

Orbital p con tres posible orientaciones, sobre los ejes x, y y z.

   Responde.

   a) ¿Qué significa que una configuración electrónica termine en $2p^1$?

   b) ¿Qué diferencias existen entre las regiones p_x, p_y y p_z?

   c) ¿Por qué las regiones s y p son diferentes?

10. **Realiza** las configuraciones electrónicas para los elementos de número atómico:

    a) 56 **b)** 15 **c)** 42 **d)** 9 **e)** 80

11. **Explica** el fundamento teórico según el cual cada orbital puede albergar un número máximo de electrones.

12. **Realiza** un esquema sencillo que muestre el orden de llenado de los orbitales, desde el 1s hasta el 7p. **Escribe** a continuación esos orbitales en una lista, siguiendo el orden correcto de llenado.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B3_U6.indd 81 7/1/14 5:43 PM

Unidad 7

Enlaces Químicos

Destrezas con criterio de desempeño:

- Relacionar las propiedades de los compuestos químicos con los diferentes tipos de enlace químico que poseen, desde la explicación sobre la importancia de la regla del octeto hasta la importancia de la descripción de sus características.
- Comparar las distintas propiedades de los compuestos químicos de acuerdo con las distintas fuerzas de atracción intermolecular que poseen, con la observación de diagramas, videos o sustancias químicas en el laboratorio y con la descripción de las razones por las que no debemos confundir «fuerzas de atración intermolecular» con «enlaces».

Conocimientos previos

- ¿Qué clase de elementos químicos encontramos en la tabla periódica?
- ¿Qué propiedades periodicas presentan los metales y no metales?
- ¿Por qué son importantes los electrones que se encuentran en el último nivel?

Figura 32. Linus Pauling, premio Nobel de Química en 1954, es conocido por sus estudios en el campo de los enlaces químicos.

Investiga

Resuelve: ¿Qué relación existe entre la estabilidad de las moléculas y la energía de enlace? ¿Por qué podemos afirmar que mientras más cerca se encuentra un átomo de otro es más difícil separarlos?

Cuando dos o más átomos se unen forman una molécula, la cual, puede estar constituida por átomos de un mismo elemento o por átomos de elementos diferentes. Surge entonces la pregunta: ¿cómo se mantienen unidos los átomos?

En esta unidad se da respuesta a esta pregunta y se profundiza en las propiedades que tiene la materia como consecuencia de los enlaces entre átomos.

¿Qué mantiene unidos a los átomos?

La mayoría de los elementos forman compuestos. Por ejemplo, el sodio y el cloro reaccionan entre sí formando la sal común o cloruro de sodio. Este compuesto es mucho más estable que sus elementos por separado; este hecho demuestra la abundancia de sal en la naturaleza y la escasez de sodio y de cloro en estado libre.

Se llama **enlace químico** al conjunto de fuerzas que mantienen unidos a los átomos, iones y moléculas cuando forman distintas agrupaciones estables (**figura 33**).

Longitud de enlace y energía de enlace

La unión de dos átomos y la consecuente formación de un enlace es un proceso químico que va acompañado de cierta variación de energía potencial.

Al aproximarse dos átomos se pueden presentar dos situaciones:

- En la **primera situación**, las nubes electrónicas externas de los dos átomos se influyen mutuamente, lo que se traduce en un incremento de la fuerza de repulsión entre ambas a medida que la distancia disminuye. No se forma el enlace, ya que no hay una distancia que permita la existencia de un estado estable. Este es el caso de los elementos del grupo VIIIA o gases nobles.
- En la **segunda situación** la energía potencial del sistema formado por los dos átomos decrece a medida que estos se aproximan, al menos hasta cierta distancia. A partir de este momento, la energía potencial crece nuevamente cuando los átomos se aproximan. Existe entonces una distancia **(d)** para la cual la energía es mínima y la estabilidad del sistema es máxima, lo que permite la formación de una molécula estable a partir de átomos aislados. Dicha distancia es la **longitud de enlace** y se mide en **angstrom (Å)**.

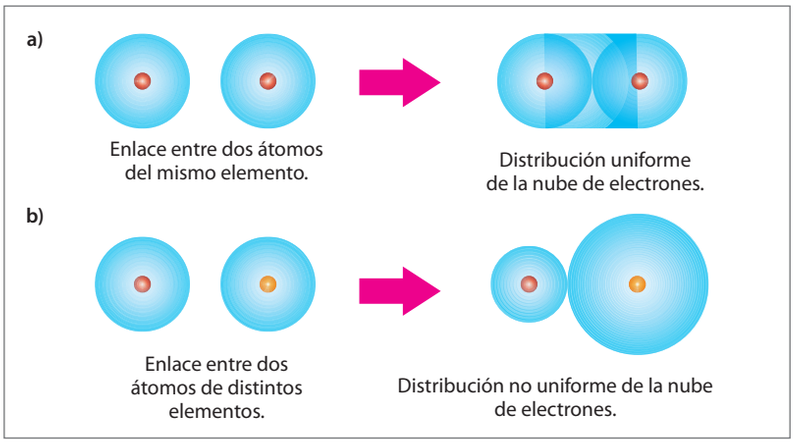


Figura 33. Formación de un enlace químico: **a)** entre átomos del mismo elemento y **b)** entre átomos de elementos distintos.

BECU_Q1_B3_U7.indd 82 7/1/14 5:44 PM

En el proceso de formación de un enlace se desprende energía; de la misma forma, se requiere del suministro de una cantidad de energía igual o superior a la desprendida en la formación del enlace para separar los átomos que formaron el enlace. Se puede decir entonces que la **energía de enlace (E_e)** (**figura 34**) es la cantidad de energía necesaria para romper el enlace entre dos átomos, separándolos a una distancia infinita.

La energía de enlace se puede expresar en kilocalorías por mol (kcal/mol). Así, por ejemplo, la energía del enlace (H—O) es igual a 110 kcal/mol y la del enlace (H—C) es de 99,3 kcal/mol.

Es bueno aclarar que no todas las uniones teóricamente posibles entre átomos dan lugar a compuestos reales y estables, puesto que no siempre se dan las condiciones necesarias para ello.

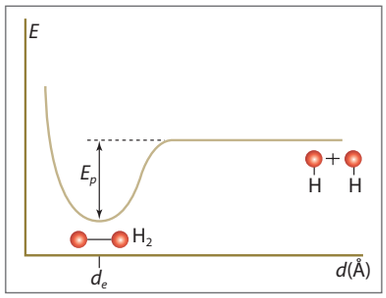


Figura 34. La energía de la molécula de hidrógeno es menor que la suma de las energías de los dos átomos que la forman. Esta diferencia de energías se conoce como energía de enlace.

Regla del octeto

Los gases nobles se encuentran en la naturaleza en forma atómica y no tienden a formar compuestos químicos. Esto ha hecho analizar la distribución de los electrones en los átomos de dichos elementos.

Como se ha comprobado, los átomos de los gases nobles se caracterizan por tener todos sus niveles y subniveles energéticos completamente llenos. La estabilidad de los gases nobles se asocia con la estructura electrónica de su última capa que queda completamente llena con ocho electrones.

Así se establece la **regla del octeto**, que permite explicar la formación de las moléculas y los compuestos químicos debido a la tendencia que tienen los átomos a **adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo a ellos** (es decir, la tendencia a completar con ocho electrones su última capa).

El octeto, ocho electrones de valencia, es una disposición electrónica muy estable que coincide con la de los gases nobles, que son elementos de una gran estabilidad. Queda fuera de la regla del octeto el helio (He), gas noble que pertenece al primer período y es estable con dos electrones.

El hidrógeno tiene un electrón de valencia y le hace falta un electrón para adquirir la configuración electrónica estable del He. Existen compuestos en los que no se cumple la regla del octeto (excepciones: PCl_5, SF_6).

En 1916, el alemán **A. Kössel** (1853-1927) y el norteamericano **Gilbert Lewis** (1875-1946), de forma independiente, fueron quienes sugirieron la teoría de que los compuestos químicos se pueden interpretar como consecuencia de la tendencia de los átomos a adquirir la configuración electrónica estable del gas noble más próximo (**figura 35**).

Una manera sencilla de explicar que los átomos se unan para formar diversas sustancias es suponer que se combinan para alcanzar una estructura más estable. Por esto se puede considerar el enlace químico como un **incremento de estabilidad**.

La materia presenta aspectos y propiedades distintas por el tipo de átomos que la componen y por la forma de unión entre dichos átomos. La gran diversidad de sustancias puras que existen hace que sea muy difícil clasificarlas. No obstante, en función de cómo se realice el enlace químico es posible diferenciar tres grandes grupos de sustancias: las sustancias iónicas, las sustancias covalentes y las sustancias metálicas, según tengan **enlace iónico**, **enlace covalente** o **enlace metálico**.

Ti Trabajo individual

Elabora una maqueta para explicar la regla del octeto, junto con sus excepciones. **Recuerda** que es muy importante representar en forma clara los electrones de valencia de cada átomo para cumplir con este trabajo.

I Investiga TIC

Revisa en forma gráfica algunas excepciones de la regla del octeto en la siguiente página web *La Guía*: goo.gl/iqmte.

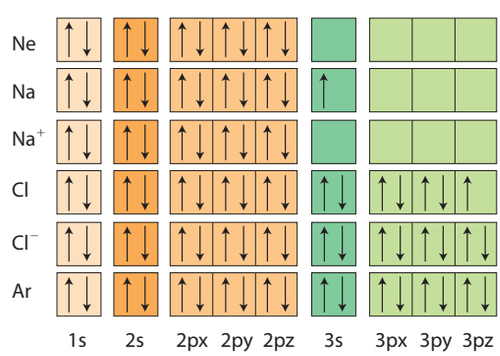


Figura 35. Configuración electrónica de los átomos de neón, sodio, cloro y argón, y de los iones sodio y cloruro.

BECU_Q1_B3_U7.indd 83 7/1/14 5:44 PM

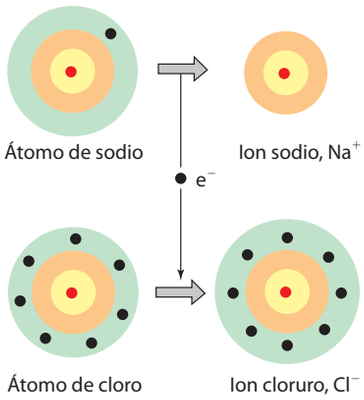


Figura 36. Enlace entre el ion Na^+ y el ion Cl^-.

El enlace iónico

El hecho de que la máxima estabilidad para un átomo se consiga cuando este adquiere la configuración del gas noble más próximo, tiene importantes implicaciones en la captación o liberación de electrones por parte de los átomos. Debido a esa tendencia natural a aproximarse a la estructura de los gases nobles, cuando les es posible, los átomos captan o ceden electrones a fin de conseguir estabilidad. Como consecuencia resultan las partículas que reciben el nombre de **iones**.

Un ion es la partícula que se obtiene cuando un átomo o un grupo de átomos capta o cede electrones con objeto de adquirir la configuración de un gas noble (**figura 36**). Si un átomo gana electrones queda cargado negativamente, y si los cede queda cargado positivamente. Por consiguiente, existen dos tipos de iones:

- **Anión** o ion cargado negativamente.
- **Catión** o ion cargado positivamente.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento o los elementos y un superíndice colocado a la derecha indicando el número de cargas eléctricas y su signo. Por ejemplo, el ion sodio se representa como Na^{1+}, el ion sulfuro es S^{2-}, el ion amonio es NH_4^{1+}, el ion carbonato es CO_3^{2-}, etc.

El **enlace iónico** consiste en la unión de iones con cargas de signo contrario, mediante fuerzas de tipo electrostático.

Formación de compuestos iónicos

Cuando reaccionan elementos muy electronegativos (con mucha tendencia a ganar electrones) con elementos muy electropositivos (con tendencia a perder electrones), tiene lugar este tipo de enlace.

Kössel determinó experimentalmente que los compuestos como el cloruro de sodio (sal común) se caracterizan por un tipo de enlace químico llamado **enlace iónico**. En la formación del NaCl se distinguen las siguientes etapas:

1. El átomo de sodio ($Z = 11$; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$) tiene un electrón en su nivel de valencia, mientras que el átomo de cloro ($Z = 17$; $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$) tiene siete electrones en dicho nivel. Cuando un átomo de sodio se encuentra en las proximidades de un átomo de cloro, cede su electrón de valencia y se convierte en un ion positivo y el de cloro se convierte en un ion negativo (**figura 37**).

$$Na - 1\,e^- \longrightarrow Na^+ \qquad\qquad Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$$

2. El proceso de cesión de un electrón del átomo de sodio al de cloro se repite con muchos pares de átomos de sodio y cloro porque en una reacción real intervienen incontables pares.
3. Una vez formados los iones, para aumentar las atracciones entre los iones de distinto signo y reducir al mínimo las repulsiones entre iones de igual signo, los iones Na^+ y Cl^- se colocan de forma ordenada, constituyendo una red cristalina (**figura 37**).

4. Los iones situados en la red cristalina están unidos por fuerzas de tipo electrostático que mantienen la estabilidad del compuesto. **En los compuestos iónicos no existen moléculas propiamente dichas, sino agregados de iones** en la proporción indicada por su fórmula, los cuales constituyen la red cristalina. La ruptura de esta red, por fusión o disolución, requiere del aporte de energía.

Tarea TIC

Representa en forma gráfica cuatro compuestos iónicos. Para esta tarea puedes visitar la página web *Educaplus*, donde encontrarás una actividad interactiva muy gráfica para demostrar la estructuración del enlace iónico: goo.gl/hY770.

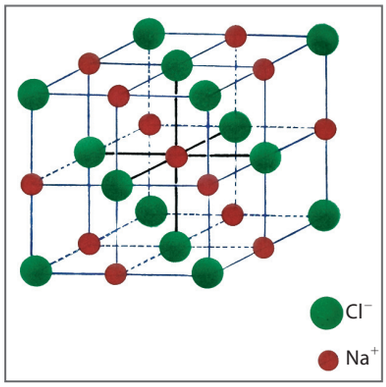


Figura 37. Red cristalina de cloruro de sodio.

BECU_Q1_B3_U7.indd 84 7/1/14 5:44 PM

Propiedades de los compuestos iónicos

Los compuestos iónicos poseen una estructura cristalina independientemente de su naturaleza.

Esta estructura confiere a todos ellos unas propiedades características, entre las que se destacan:

- **Son sólidos a temperatura ambiente**: son tan fuertes las fuerzas de atracción que los iones siguen ocupando sus posiciones en la red, incluso a centenares de grados de temperatura. Por lo tanto, son rígidos y funden a temperaturas elevadas.
- **En estado sólido no conducen la corriente eléctrica pero sí lo hacen cuando se hallan disueltos o fundidos**: debido a que los sólidos que intervienen en el enlace están situados en los iones sin poderse mover dentro de la red, no conducen la corriente eléctrica en estado sólido. Por el contrario, cuando se disuelven o funden, dejan iones libres que pueden transportar la corriente eléctrica.
- **Tienen altos puntos de fusión**: en general son superiores a 400 °C debido a la fuerte atracción entre los iones. Estos puntos son más altos cuanto mayor sea la carga de sus iones y menor sea su volumen. Por ello se pueden usar como material refractario.
- **Son duros pero frágiles**: un ligero desplazamiento en el cristal desordena la red cristalina enfrentando iones de igual carga, lo que produce fuertes repulsiones y, como consecuencia de ello, la ruptura del cristal.
- **Ofrecen mucha resistencia a la dilatación**: propiedad que indica expansión porque esta supone un debilitamiento de las fuerzas intermoleculares o iónicas.
- **Son muy solubles en agua y en otros disolventes polares**: cada ion del compuesto iónico atrae al polo de carga opuesta del disolvente y forma con él un pequeño enlace (débil) que libera una energía llamada de **solvatación** (**energía de hidratación**, si es agua el disolvente).

  Si esta energía de solvatación es mayor que la energía que mantiene unidos los iones en el cristal, el disolvente rompe el enlace iónico y el compuesto se disuelve. Los iones quedan separados y rodeados de moléculas de disolvente (**solvatados**) (**figura 38**).
- **Presentan gran diferencia de electronegatividad**: entre más grande sea la diferencia de electronegatividad de los elementos que forman el compuesto, mayor será la atracción electrostática y más iónico será el enlace. Aproximadamente, si hay una diferencia de electronegatividad mayor de 1,7, se genera un enlace iónico.

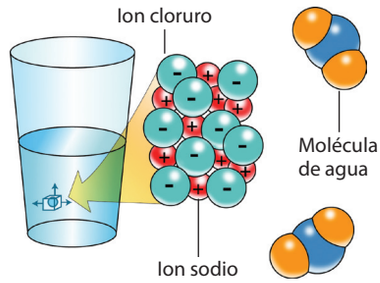


Figura 38. Las moléculas de agua, al interponerse entre los iones del NaCl, producen su disolución.

Ejemplo

Determinar mediante la diferencia de electronegatividad que los elementos que componen el cloruro de sodio forman un enlace iónico.

Datos: la electronegatividad del sodio es 0,9, y la del cloro, 3.

La diferencia de electronegatividad entre los elementos Na y Cl es: $3 - 0{,}9 = 2{,}1$.

Esta diferencia es mayor de 1,7, entonces el enlace es iónico.

Trabajo individual

1. **Indica** cuántos electrones tienen que ganar o perder los átomos de los siguientes elementos para adquirir la configuración de gas noble y cuál es ese gas noble.
   - **a)** S
   - **b)** Al
   - **c)** Li
   - **d)** Sr
   - **e)** I
   - **f)** Cs
2. En la fórmula de los siguientes compuestos hay un error, **corrígelo**.
   - **a)** RbS_2
   - **b)** Al_2O
   - **c)** CaI
   - **d)** LiN_2

Lección

1. Empleando un procedimiento similar al de los ejemplos aportados, **indica** cómo se formaría el enlace entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl).
2. ¿Cuál es la fórmula del compuesto resultante? **Explica**.

BECU_Q1_B3_U7.indd 85 7/1/14 5:44 PM

Tarea **TIC**

Realiza las actividades interactivas que se presentan en la página web *Educaplus*, relacionadas con la diferencia de electronegatividades para cada tipo de enlace: goo.gl/Iulga.

Trabajo cooperativo

Elaboren por grupos un cuadro comparativo con las diferentes clases de enlace covalente. **Incluyan** ejemplos y **resalten** las semejanzas y diferencias encontradas.

El enlace covalente

El enlace entre átomos iguales o entre átomos que difieren poco en el carácter electronegativo no quedan explicados mediante el enlace iónico. Para explicar la formación de sustancias tales como Cl_2, H_2, NH_3, …, **Gilbert Newton Lewis** (1875-1946), físico y químico norteamericano, sugirió en 1916 que los átomos pueden alcanzar la estructura estable de gas noble compartiendo **pares de electrones**. Los enlaces que mantienen unidos a sus átomos para formar las moléculas se llaman **enlaces covalentes** y las sustancias obtenidas, **sustancias covalentes**.

Formación de sustancias covalentes

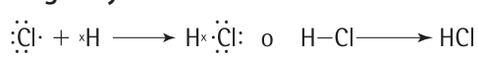
El enlace covalente consiste en la unión de átomos al compartir uno o varios pares de electrones. Por ejemplo, cuando se forma la molécula de hidrógeno H_2, cada átomo de H (con un electrón de valencia) se une a otro átomo de hidrógeno y solo a uno para formar la molécula diatómica H_2. Es evidente que, siendo totalmente iguales los dos átomos, no puede suponerse que uno de ellos arranque el electrón al otro para conseguir la estructura electrónica del gas noble más próximo (He). Es más lógico suponer que ambos átomos comparten sus dos electrones, actuando dicho par de electrones como unión entre los dos átomos y consiguiendo así la estructura de gas noble.

Representación de un enlace covalente

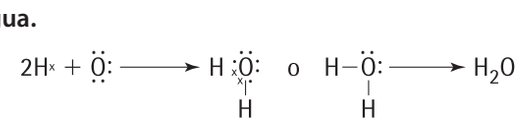
Cuando intentamos representar un enlace o construir fórmulas de compuestos es de mucha utilidad la notación propuesta por Lewis. De acuerdo con este modelo, se escribe el símbolo del elemento y a su alrededor se coloca un punto (•) por cada electrón que exista en el último nivel de energía del átomo. Cada par de electrones compartidos se considera un enlace y se puede representar por una línea que une los dos átomos.

Ejemplo

1. **Escribir la representación de Lewis para el enlace formado por el hidrógeno y el cloro.**



2. **Escribir la representación de Lewis para la molécula de agua.**

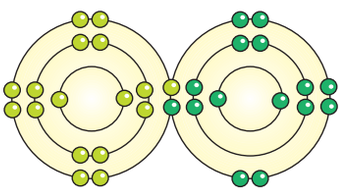


3. **Ilustrar la transferencia de electrones en la formación de un enlace iónico con una representación de Lewis.**

Clases de enlaces covalentes

Enlaces covalentes múltiples

Cuando los átomos que intervienen en el enlace requieren solamente un electrón para completar su configuración de gas noble, y por lo tanto comparten un solo par de electrones (un electrón por cada átomo), decimos que se forma un enlace covalente sencillo. Presentan este tipo de enlace las moléculas de flúor (F_2), F—F; cloro (Cl_2), Cl—Cl y bromo (Br_2) (**figura 39**).

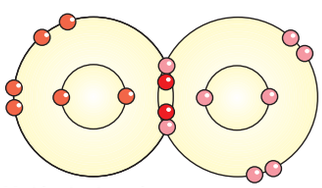


Molécula de cloro

Enlace simple (un par de electrones compartidos).

Cl—Cl

Cl_2

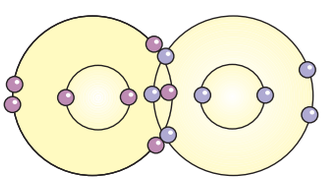


Molécula de oxígeno

Enlace doble (dos pares de electrones compartidos).

O=O

O_2



Molécula de nitrógeno

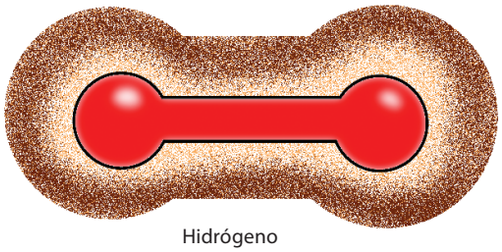
Enlace triple (tres pares de electrones compartidos).

N≡N

N_2

Figura 39. Representación de la formación de enlaces covalentes sencillo, doble y triple.

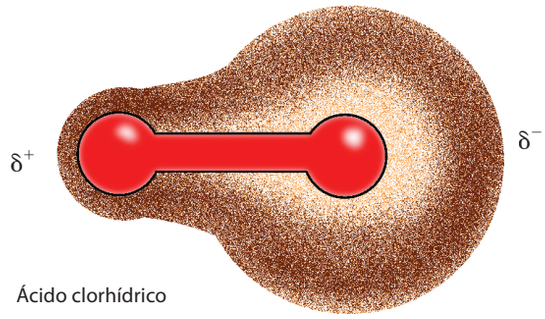
BECU_Q1_B3_U7.indd 86 7/1/14 5:44 PM



Hidrógeno

H_2 H—H

Figura 40. Enlace covalente apolar.



Ácido clorhídrico

HCl $^{\delta+}H—Cl^{\delta-}$

Figura 41. Enlace covalente polar.

Sin embargo, es muy frecuente también que algunos átomos, para saturar su capacidad de enlace tengan que compartir más de un par de electrones. Esta situación conduce a la formación del **enlace covalente múltiple**. Así, si los pares compartidos son dos, se obtiene un **enlace doble**, y si los pares compartidos son tres, se obtiene un **enlace triple** (**figura 39**).

:Ö: + :Ö: ⟶ :Ö::Ö: o bien O=O enlace doble

:N⁝ + :N⁝ ⟶ :N⁝⁝N: o bien N≡N enlace triple

Enlace covalente polar y apolar

Enlace covalente apolar

Cuando las moléculas están formadas por átomos iguales no presentan diferencias en su electronegatividad, por lo cual se llaman moléculas apolares (sin polos). Los pares de electrones compartidos en estas moléculas son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad (**figura 40**). Es el caso de las moléculas de cloro (Cl_2), hidrógeno (H_2), etc. En estas moléculas se establece un enlace covalente apolar.

Enlace covalente polar

Cuando los átomos que se enlazan tienen una electronegatividad diferente, en la molécula se establece una zona donde se concentra una mayor densidad electrónica, originándose así un polo positivo y uno negativo. Por consiguiente, la zona que pertenece al átomo de mayor electronegatividad será el polo negativo y la de menor electronegatividad será el polo positivo. Este tipo de molécula se denomina polar y el enlace correspondiente, enlace covalente polar (**figura 41**). El agua (H_2O) (**figura 42**), el dióxido de carbono (CO_2), el ácido clorhídrico (HCl) y la totalidad de los compuestos orgánicos están formados por átomos de naturaleza diferente unidos por enlace covalente. Muchos de ellos con una elevada polaridad.

Observemos la siguiente representación para el caso de la molécula de HCl:

$$HCl \longrightarrow H^{+\delta}—Cl^{-\delta}$$

En el esquema se indican las cargas parciales (positiva y negativa) mas no se representa la carga de cada ion. Recordemos que el átomo de cloro es mucho más electronegativo (3,1) que el hidrógeno (2,2); por lo tanto, se presenta un desplazamiento de cargas desde el átomo menos electronegativo (H) hasta el más electronegativo (Cl). Mientras mayor sea la diferencia de electronegatividades entre los átomos comprometidos en el enlace, mayor será el carácter polar del mismo.

Tarea

1. **Indica** mediante la representación de Lewis la formación del enlace entre:
   a) El K y el Cl.
   b) El N y el H.
2. En el enlace covalente, ¿existen moléculas o iones? **Explica** la respuesta.
3. **Representa** mediante la notación de Lewis, los enlaces que se presentan en las siguientes moléculas: cloro, Cl_2; bromo, Br_2; metano, CH_4; y fluoruro de hidrógeno, HF.

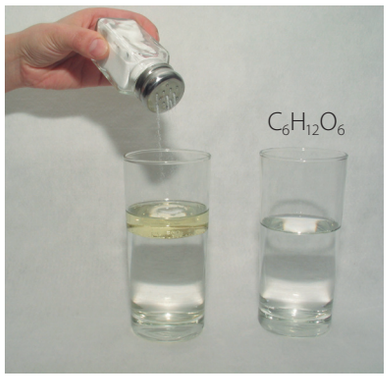


Figura 42. La polaridad de los enlaces O—H le confiere al agua propiedades únicas, por ejemplo, su gran capacidad como disolvente.

BECU_Q1_B3_U7.indd 87 7/1/14 5:44 PM

Figura 43. El tipo de enlace del grafito posibilita que el lápiz deje sobre el papel una fina capa al escribir.

Enlace covalente coordinado

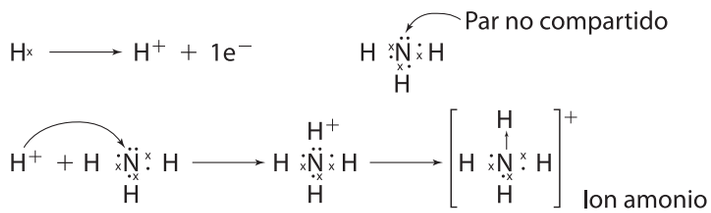
Este enlace tiene lugar entre distintos átomos y se caracteriza porque los electrones que se comparten son aportados por uno solo de los átomos que se enlazan. El átomo que aporta el par de electrones se denomina **dador**, y el que lo recibe, **receptor**.

El enlace covalente coordinado se representa por medio de una flecha que parte del átomo que aporta los dos electrones y se dirige hacia el átomo que no aporta ninguno.

Un ejemplo de enlace coordinado lo tenemos cuando se forma el catión amonio, NH_4^+, a partir del amoniaco, NH_3, y del ion de hidrógeno, H^+. Este enlace se lleva a cabo porque el nitrógeno tiene un par de electrones libres, los cuales puede compartir con el hidrogenion (H^+).

El hidrogenion resulta de extraer el único electrón que posee el átomo de hidrógeno; es decir, que el ion (H^+) quedó con capacidad para aceptar un par de electrones que en este caso provienen del átomo de nitrógeno y como consecuencia se formará un nuevo enlace en el cual los electrones provienen únicamente del nitrógeno.

Una forma de representar este fenómeno es la siguiente:



Trabajo cooperativo

Realicen la práctica de laboratorio sobre las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes. Esta práctica la encontrarán al final del bloque.

Tarea **TIC**

Resuelve el cuestionario en línea de la página web *El enlace covalente*, para repasar tus conocimientos sobre este tipo de enlace. Ahí también encontraras más información sobre los enlaces químicos: goo.gl/WZvAB.

Un caso similar ocurre cuando una molécula de agua reacciona con un H^+ para formar el ion hidronio (H_3O^{1+}).

Propiedades de las sustancias covalentes

Las sustancias covalentes en general se caracterizan porque:

- Tienen **bajos puntos de fusión y de ebullición**.
- Cuando se trata de cuerpos sólidos, **son relativamente blandos y malos conductores del calor y de la electricidad** (**figura 43**).
- **Son bastante estables y de escasa reactividad** (el enlace covalente es fuerte y supone configuración electrónica de gas noble).
- **Algunos sólidos covalentes carecen de unidades moleculares**: el diamante carece de moléculas y está constituido por una gran cantidad de átomos iguales unidos mediante enlaces covalentes en las direcciones del espacio formando una red cristalina (**figura 44**). Estos enlaces son extraordinariamente fuertes, por esto las sustancias que los poseen son muy duras y tienen un punto de fusión elevado.
- Presentan **baja diferencia de electronegatividad** y en algunos casos es igual a cero. Por ejemplo, la diferencia es menor de 1,7 en el agua.

  Electronegatividad del H = 2,20

  Electronegatividad del O = 3,44

  Diferencia de electronegatividad = 3,44 − 2,20 = 1,24. Como la diferencia de electronegatividad es menor de 1,7, se deduce que el compuesto presenta enlace covalente polar.

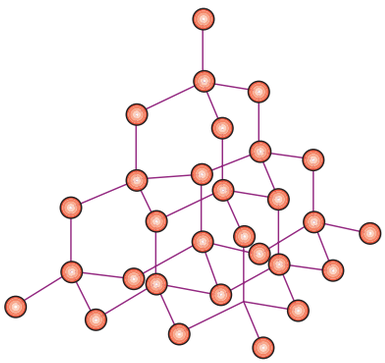


Figura 44. Estructura del diamante.

BECU_Q1_B3_U7.indd 88 7/1/14 5:44 PM

Sólidos metálicos

Los metales tienen propiedades totalmente diferentes de las demás sustancias, que se explican por las características especiales que les confieren los enlaces entre átomos.

Naturaleza de las fuerzas de unión en los metales

Los átomos de los metales se caracterizan por tener pocos electrones en su último nivel, llamado también **nivel de valencia**. Como consecuencia, **no es posible la formación de moléculas** ya que los átomos no disponen de suficientes electrones en su capa externa para que la molécula cumpla con la regla del octeto. La unión entre los átomos de un metal no es covalente. Pensemos, por ejemplo, en el átomo de potasio (K) que tiene un solo electrón en su último nivel, lo cual nos hace presumir que sería muy difícil que el potasio cumpla con la regla del octeto.

Tampoco es posible pensar en la formación de iones, puesto que al ser átomos de un mismo elemento, no es imaginable que un átomo de potasio gane un electrón a expensas de otro igual a él. Por tanto, tampoco el enlace iónico permite explicar la unión existente entre los átomos de un metal.

Es necesario, pues, un modelo diferente que permita explicar el enlace existente entre átomos de un metal. Este modelo postula que los metales están formados por una red cristalina de iones metálicos; es decir, un sólido donde todos los átomos están fijos, excepto los electrones del nivel externo, los cuales pueden desplazarse fácilmente, aunque no con absoluta libertad, ya que existe una interacción entre ellos y los núcleos atómicos de la red (**figura 45**).

Este razonamiento lleva a describir un metal como un enrejado de iones positivos colocados en los nudos de la red cristalina y sumergidos en un mar de electrones móviles.

En los enlaces covalentes moleculares, los electrones están situados de modo que determinan rígidamente las posiciones de los átomos, es decir, tienen un carácter direccional; los electrones tienden a permanecer concentrados en ciertas regiones del espacio molecular. En cambio, en los metales, los electrones están distribuidos casi uniformemente por todo el cristal.

Propiedades de los sólidos metálicos

Teniendo en cuenta el modelo anterior, podemos explicar muchas características específicas de los metales. Así, se justifican a continuación algunas de las propiedades más importantes de los metales.

- Los metales puedan ser **fácilmente deformados sin romper la estructura cristalina** (**figura 46**). Bajo presión, un plano de átomos puede resbalar sobre otro sin perder su estructura.
- Los metales son **buenos conductores de la electricidad**, teniendo en cuenta que algunos electrones tienen libertad de movimiento a través del sólido.
- Los metales tienen **excelente conductividad térmica** debida también a los electrones móviles. Los electrones que están en regiones de alta temperatura pueden adquirir grandes cantidades de energía; estos electrones se mueven rápidamente a través del metal y ceden parte de su energía para calentar la red cristalina de las regiones más frías.

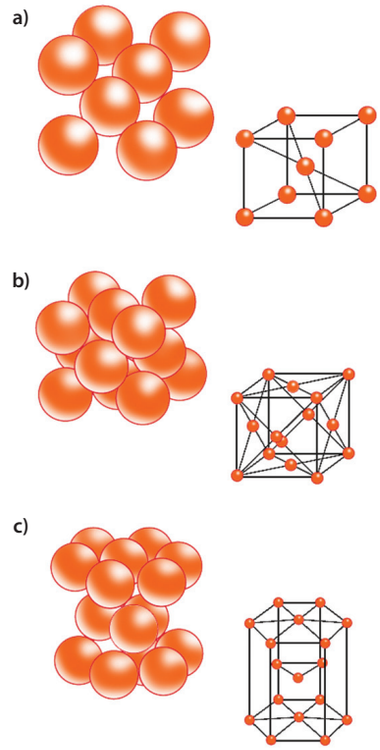


Figura 45. Redes cristalinas metálicas.
a) Red cúbica centrada en el cuerpo.
b) Red cúbica compacta centrada en las caras.
c) Red hexagonal compacta.

Figura 46. Máscara del faraón egipcio Tutankhamon, realizada moldeando una lámina de oro. La gran capacidad de los metales para ser moldeados depende en gran medida de su estructura de enlace.

BECU_Q1_B3_U7.indd 89 7/1/14 5:44 PM

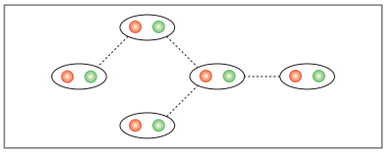


Figura 47. Representación de las interacciones dipolo-dipolo.

Tarea

1. **Indica** el tipo de fuerzas intermoleculares que se espera para las sustancias metano CH_4 y tetracloruro de carbono CCl_4. **Razona** cómo serán sus puntos de ebullición y cuál de ellas ha de tener un punto de ebullición mayor.
2. **Justifica** si las siguientes afirmaciones con relación a los enlaces de hidrógeno son verdaderas o falsas:
   - Aparecen siempre que hay un átomo de H.
   - Hacen disminuir, generalmente, las temperaturas de fusión y ebullición.
   - Aparecen en moléculas como H_2O, NH_3 y CH_4.
   - Son muy fuertes cuando el elemento unido al H es muy electronegativo.
   - Poseen un energía superior a la de un enlace químico.

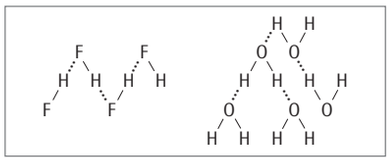


Figura 48. Algunas moléculas se atraen mediante puentes de hidrógeno.

Figura 49. En el hielo coexisten las fuerzas generadas por los enlaces H—O y las fuerzas intermoleculares generadas entre moléculas por los puentes de hidrógeno.

Fuerzas intermoleculares

Al describir la naturaleza del enlace covalente se ha dicho que los átomos comparten electrones con otros átomos, formando unidades perfectamente diferenciables llamadas moléculas. Los átomos de estas moléculas están unidos fuertemente por enlaces covalentes que determinan la reactividad química y, por lo tanto, son responsables de sus propiedades químicas.

Existen también fuerzas de atracción entre las moléculas. Estas fuerzas, conocidas como fuerzas intermoleculares, son muy débiles y son las responsables de las propiedades físicas de las sustancias moleculares.

Las principales fuerzas intermoleculares son: las **fuerzas dipolares**, **los puentes de hidrógeno** y **las fuerzas de London**.

Interacciones dipolares

Cuando las moléculas polares se aproximan, tienden a orientarse de tal manera que el polo positivo de una se dirige hacia el polo negativo de la otra, generando así una atracción electrostática entre los dipolos.

Esta atracción es mucho más débil que la que ocurre entre iones de carga opuesta porque los dipolos son solo cargas parciales. Las moléculas están en continuo movimiento, lo que impide que los dipolos se alinien perfectamente y que se presenten fuerzas repulsivas cuando se acercan dipolos de igual carga (**figura 47**).

Estas interacciones dipolares tienen apenas el 1% de la fuerza que se genera a través de un enlace iónico o covalente. El grado de interacción de los dipolos explica los puntos de fusión y ebullición, así como la presión de vapor de las sustancias polares; propiedades que tienden a tener valores más altos a medida que el tamaño de la molécula aumenta.

Interacciones por puentes de hidrógeno

Cuando el hidrógeno se une en forma covalente a átomos muy electronegativos y muy pequeños, como el flúor, el oxígeno y el nitrógeno, se genera una fuerza de atracción muy fuerte. La elevada electronegatividad del flúor (4,0), del oxígeno (3,5), del nitrógeno (3,0) y el pequeño tamaño del hidrógeno hacen que el desbalance de la carga sea grande, originándose así, un dipolo permanente. De esta forma, resulta una molécula muy polar en la cual el hidrógeno se carga positivamente. Este extremo positivo del dipolo se puede aproximar bastante al extremo negativo de un dipolo vecino, produciéndose una unión fuerte entre ellos conocida como puente de hidrógeno o enlace hidrógeno (**figura 48**). Este dipolo tiene una fuerza que varía entre el 5 y el 10% de la fuerza que existe en un enlace covalente ordinario.

La formación de puentes de hidrógeno confiere algunas propiedades a las sustancias. Las más relevantes son las siguientes:

- Los puentes de hidrógeno son los responsables de que el agua sea un líquido a temperatura ambiente, en vez de un gas, como también de la orientación de las moléculas de agua en el hielo, para dar una estructura cristalina muy abierta. Esta estructura abierta es la causa de que el hielo sea menos denso que el agua líquida (**figura 49**).
- Las moléculas que están unidas por puentes de hidrógeno presentan puntos de fusión y ebullición más altos de lo esperado.
- Los puentes de hidrógeno también permiten explicar la elevada solubilidad de líquidos como el agua y el alcohol etílico, o el agua y el amoniaco (NH_3).

BECU_Q1_B3_U7.indd 90 7/1/14 5:44 PM

Interacciones mediante fuerzas de London

Así como las moléculas polares presentan algún tipo de fuerza intermolecular como las ya mencionadas, también las sustancias conformadas por moléculas no polares y los átomos que constituyen los gases nobles experimentan atracciones muy débiles llamadas fuerzas de London, cuyo origen se puede explicar recordando que los electrones de una molécula se mantienen en movimiento continuo, por lo tanto, en cualquier momento puede presentarse un desequilibrio en la distribución de la carga de la molécula. Esto quiere decir que la molécula se autopolariza momentáneamente debido a la distribución desigual de su carga eléctrica.

El extremo positivo del dipolo atraerá entonces a los electrones de un átomo vecino generando un momento dipolar momentáneo en la otra molécula. Estos pequeños dipolos inducidos de esta manera son los responsables de que las moléculas no polares se atraigan mutuamente. Debido a su corta duración son interacciones muy débiles, pero lo suficientemente reales para explicar algunas propiedades físicas de estas sustancias.

Las fuerzas de London dependen de varios factores, entre otros, del número de electrones, el tamaño molecular y la forma molecular. Mientras mayor sea el tamaño de la molécula, y por lo tanto el peso molecular, mayor será la polarización de las nubes electrónicas involucradas; por esta razón, las fuerzas de London crecen.

Puesto que estas fuerzas se deben a la polarización de las nubes electrónicas, se encuentran presentes en todo tipo de sustancias (**figura 50**). Todas la sustancias gaseosas no polares, incluidos los gases nobles, se pueden licuar gracias a las fuerzas de London.

Figura 50. El yodo está formado por moléculas apolares entre las que se dan fuerzas de London.

Investiga

Indaga sobre la importancia de los puentes de hidrógeno a nivel biológico. **Presenta** un informe de tu investigación.

Interacciones por atracciones ion-dipolo

Los iones de una sustancia pueden interactuar con los polos de las moléculas covalentes polares. Así, el polo negativo de una molécula atrae al ion positivo y el polo positivo interactúa con el ion negativo; las partes de cada molécula se unen por fuerzas de atracción de carga opuesta. Por ejemplo, en el proceso de disolución del cloruro de sodio (NaCl) en agua, cada ion Na^{1+} se rodea de varias moléculas de agua por el polo negativo (polo−) y cada ion Cl^{-} se rodea de varias moléculas de agua por el polo positivo (polo+) (**figura 51**).

Se dice entonces que estos iones están solvatados o hidratados siempre y cuando el solvente usado sea el agua.

Generalmente las sales iónicas con cationes de carga (+1) son fácilmente solubles en agua, pero las que tienen iones polivalentes (carga superior a +1) son insolubles o poco solubles, pues la interacción ion-dipolo no puede romper la red cristalina.

Trabajo individual **TIC**

Para profundizar sobre las fuerzas intermoleculares, **visita** la página web *Curso de biomoléculas*: goo.gl/bqMIe.

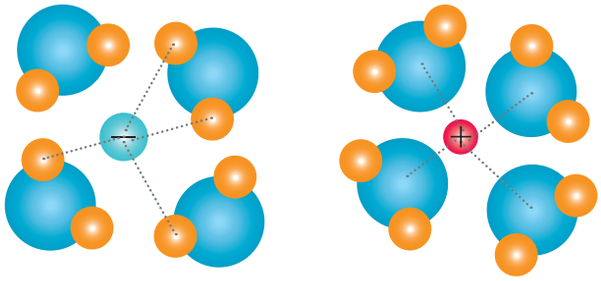


Figura 51. La hidratación de los compuestos iónicos se ve facilitada por las interacciones ion-dipolo (·····).

BECU_Q1_B3_U7.indd 91 7/1/14 5:44 PM

Tarea

Indica la geometría de los siguientes compuestos químicos:

a) SO_2 **b)** SO_3

c) BH_3 **d)** BeH_2

Trabajo cooperativo **TIC**

Investiguen sobre la geometría molecular y la teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. Luego de hacerlo, **elaboren** un organizador gráfico para mostrar el resultado de su investigación. Pueden apoyarse en el siguiente link de la *Pontificia Universidad Católica del Perú*: goo.gl/6X0vY.

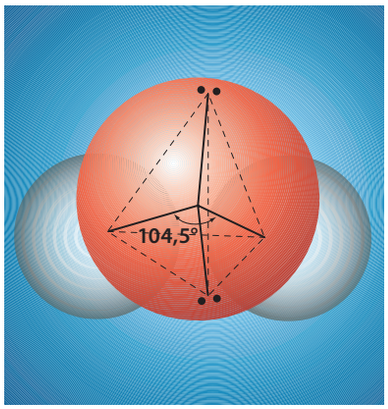


Figura 52. Forma geométrica en una molécula de agua. Nótese el ángulo de 104,5° entre los átomos de hidrógeno.

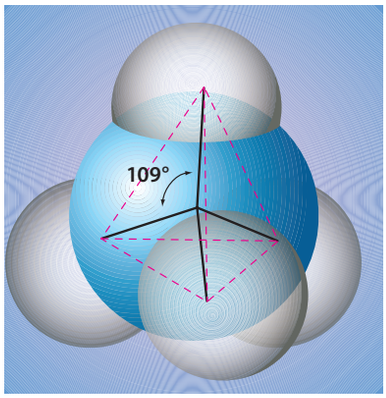


Figura 53. Molécula tetraédrica para el metano (CH_4). Nótese el ángulo de 109° entre los átomos C—H.

Geometría molecular: formas espaciales de las moléculas

Las propiedades de las moléculas quedan determinadas en primer lugar por los tipos de enlace presentes en ellas y en segundo lugar por la disposición espacial de sus átomos.

Los orbitales atómicos tienen formas geométricas determinadas, y cuando se forman los orbitales moleculares, estos presentan orientaciones espaciales con direcciones concretas. Esta orientación influye notoriamente en la forma tridimensional que adoptan algunas moléculas. A medida que aumenta el número de átomos en la molécula aumenta también el número de formas que podría adoptar la molécula. Cuantos más átomos y enlaces se involucren en una molécula, mucho más compleja resultará su estructura molecular.

Se comentan a continuación tres tipos de moléculas en función de la arquitectura que presentan.

Moléculas angulares

La molécula del agua (H_2O) es el ejemplo clásico de molécula angular. Las representaciones orbitales de los enlaces del H_2O sugieren que dos orbitales (p) del oxígeno participan en el enlace, mientras que dos orbitales (1s) lo hacen por parte del hidrógeno. Si la distribución espacial persiste tras haberse formado los enlaces, la molécula de agua debería ser angular, con un ángulo próximo a 90°. Sin embargo, la cercanía de estos orbitales genera una ligera repulsión que hace que dicho ángulo sea superior a este valor, siendo 104,5°. En general se puede afirmar que un átomo divalente con dos orbitales (p) como orbitales de valencia forma una molécula angular (**figura 52**).

Moléculas piramidales

El nitrógeno es un átomo trivalente, esto quiere decir que cuando este átomo forma enlaces, intervienen sus tres orbitales atómicos (p). Si suponemos una reacción con el hidrógeno este aportaría su único orbital (s), lo cual significa que se necesitan tres átomos de hidrógeno para saturar la capacidad de enlace del nitrógeno. Una vez formado el enlace entre estos dos átomos debemos esperar que la molécula de amoniaco (NH_3) adopte una forma piramidal de base triangular con ángulos de enlace que deberían estar próximos a 90°. Sin embargo, de nuevo, tal como se explicó en el caso anterior, estos orbitales se reorientan espacialmente para vencer las fuerzas de repulsión generadas entre sus orbitales moleculares, ubicándose en posiciones energéticamente más estables; al hacerlo, sus ángulos de enlace varían ligeramente hasta tomar un valor de 107°. En general, se puede afirmar que un átomo trivalente con tres orbitales (p) como orbitales de valencia forma una molécula piramidal.

Moléculas tetraédricas

El átomo de carbono resulta un caso especial. Al observar su distribución electrónica externa, $2s^2\ 2px^1\ 2py^1$ hace prever un número de valencia igual a 2, lo cual querría decir que sus moléculas deben ser de tipo angular; sin embargo, por un proceso conocido con el nombre de hibridación (mezcla de orbitales s y p) amplía su capacidad de enlace a 4, de tal suerte que presenta una distribución electrónica del tipo $2s^1\ 2px^1\ 2py^1\ 2pz^1$. Esto además de permitir la formación de cuatro enlaces covalentes, facilita energéticamente la estabilidad de las moléculas (**figura 53**).

BECU_Q1_B3_U7.indd 92 7/1/14 5:44 PM

Actividades

- Reconoce los fundamentos de los enlaces químicos.

1. **Define** los siguientes términos y **establece** relaciones entre ellos: átomos, elementos, moléculas, compuestos, fuerzas intramoleculares, fuerzas intermoleculares, configuración electrónica, enlace químico.

2. **Justifica**, por medio de modelos teóricos y ejemplos, los fundamentos del enlace químico que permiten diferenciar el enlace iónico del covalente.

3. Las sustancias que se utilizan diariamente y que constituyen el universo están formadas por átomos que están unidos entre sí. Los elementos se enlazan unos con otros para formar miles de compuestos. ¿Qué explicación se puede aportar al hecho de que los enlaces químicos se forman únicamente entre determinados elementos? **Justifica** tu respuesta.

- Representa a las moleculas y compuestos iónicos utilizando estructuras de Lewis.

4. **Escribe** la estructura de Lewis de las siguientes sustancias y **determina** si se trata de sustancias iónicas o moleculares.

   a) BCl_3 **b)** $SrCl_2$ **c)** $SnCl_4$ **d)** CaS

- Aplica las propiedades de los enlaces químicos para resolver problemas de aplicación.

5. **Organiza** los siguientes enlaces entre átomos en orden de polaridad creciente:

   a) B—Cl **b)** Be—Cl **c)** Ba—Cl **d)** Cl—Cl

6. **Identifica** el número de electrones ganados y perdidos por los átomos en los siguientes compuestos:

   a) $CaCl_2$ **b)** MgF_2 **c)** KCl

7. Con base en las respuestas del punto anterior, **identifica** los aniones y los cationes presentes en cada sustancia.

8. La molécula de tetracloruro de carbono (CCl_4) es apolar y la molécula del agua (H_2O) es polar. **Explica**, a partir de la estructura molecular de cada sustancia, la razón por la cual presentan esta característica.

9. **Identifica** el tipo de enlace presente en los siguientes compuestos:

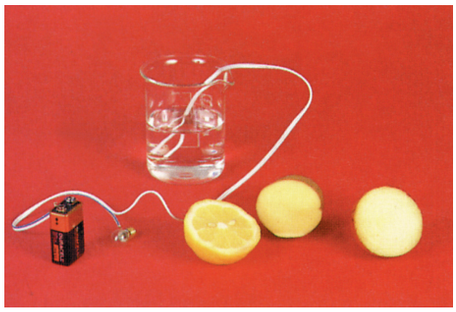
   a) RbCl **b)** NO_2 **c)** BeF_2 **d)** SO_3

10. Las minas de los lápices están formadas por una clase de carbono denominado grafito, el cual presenta enlaces covalentes puros. Sin embargo, es un excelente conductor de electricidad. **Explica** esta propiedad del carbono.

11. En la fotografía se observan algunas sustancias como agua con sal, limón y papa, las cuales permiten el paso de la corriente eléctrica. **Responde**.

    a) ¿Qué características tienen en común para permitir el paso de la corriente?

    b) **Explica** el fenómeno teniendo en cuenta el tipo de enlace que presenta cada una de las sustancias.



12. Gilbert N. Lewis realizó destacadas contribuciones a la química. Una de ellas consiste en las representaciones de los enlaces químicos, cuyas fórmulas llevan su nombre. Teniendo en cuenta los principios de estas representaciones, **explica** la estructura de la molécula del ácido nítrico.

13. ¿Qué procedimientos emplearías para determinar el tipo de enlace que presenta un compuesto? **Argumenta** tu respuesta.

14. El cloro es un gas verde-amarilloso de olor irritante, tóxico y el sodio es un metal plateado y blando que reacciona con el oxígeno fácilmente. Si estos dos elementos se unen, se presenta una reacción violenta y se forma un sólido estable que se llama cloruro de sodio (sal de cocina). **Responde**.

    a) ¿Crees que la sal formada tiene las mismas propiedades de los elementos que la conforman?

    b) ¿Qué sucede con los átomos cuando se forma el nuevo compuesto?

    c) ¿Por qué son empleadas las sales de cloro en el tratamiento del agua en las piscinas?

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B3_U7.indd 93 7/1/14 5:44 PM

Evaluación

- Indica las características del modelo atómico nucleario y reflexiona sobre los procesos experimentales que llevaron a establecerlo.

0.5 puntos **1.** **Copia** en el cuaderno la siguiente lista de modelos y teorías atómicas. Después, **describe** en qué consiste cada una.

a) Modelo atómico de Thomson

b) Modelo atómico de Rutherford

c) Modelo de Bohr

d) Leucipo y Demócrito

e) Primera teoría atómica

0.5 puntos **2.** **Determina** la falsedad o la certeza de los siguientes enunciados.

a) Rutherford descubrió la existencia del núcleo del átomo.

b) Los rayos catódicos se caracterizan por presentar masa pero no carga.

c) Los espectros fueron determinantes para que Bohr considerara la presencia de electrones.

d) Bohr planteó la existencia de las órbitas en el átomo.

1 punto **3.** El descubrimiento del electrón fue posible gracias a una serie de experimentos con un dispositivo llamado tubo de rayos catódicos, que consiste en un tubo de vidrio de electrodos herméticamente soldados en los extremos, y a través de los cuales se hace pasar una corriente eléctrica. **Responde** las siguientes preguntas.

a) ¿Qué partículas atómicas se pudieron descubrir a raíz de los experimentos con los tubos catódicos?

b) ¿Porqué los denominados rayos catódicos poseen partículas que tienen carga negativa?

c) ¿Qué diferencias existen entre el ánodo y el cátodo?

- Representa los átomos mediante la notación autorizada por la UIPAC y defina a «A» y a «Z».

0.5 puntos **4.** **Determina**, para el isótopo $^{107}_{47}Ag$ lo siguiente.

a) Número atómico

b) Número de neutrones

c) Número de electrones

d) Número de masa

Luego, **define** cada una de esas magnitudes.

0.5 puntos **5.** El Cloro, en la naturaleza presenta dos isótopos: ^{35}Cl y ^{37}Cl.

Busca información sobre el porcentaje de abundancia de cada uno de éstos isótopos y sus masas atómica y **determina** la masa atómica promedio de este elemento.

0.5 puntos **6.** **Copia** en el cuaderno los siguientes enunciados y **complétalos** con el término adecuado.

a) La zona del átomo donde hay mayor probabilidad de encontrar un electrón se denomina _____.

b) Los _____ se refieren a la cantidad discreta y discontinua de energía que puede emitir o absorben un electrón.

c) El científico _____ considera que el electrón presenta un comportamiento dual, es decir, se comporta como partícula y como onda.

d) El conocido científico Albert Einstein utilizó la teoría cuántica de Planck para explicar el _____.

e) El científico _____ describió el comportamiento del electrón en términos probabilísticos.

0.5 puntos **7.** Los fuegos artificiales emiten colores como rojo, amarillo y verde. En la composición de estos productos pirotécnicos entran diversos metales, que son los responsables de la emisión de esos colores dependiendo de las frecuencias características del metal que se calienta. **Explica** este fenómeno con base en la teoría atómica.

- Reconoce los niveles y subniveles de energía de los átomos, y establece sus números de saturación.

0.5 puntos **8.** **Indica** qué números cuánticos puedes aplicar, sin lugar a duda, a los siguientes orbitales.

a) 3d

b) 7f

c) 4s

d) 2p

0.5 puntos **9.** **Explica** cuántos electrones puede haber en todos los orbitales del nivel 2 y en los del nivel 4.

BECU_Q1_B3_U7.indd 94 7/1/14 5:44 PM

- Representa las estructuras electrónicas de los elementos de la tabla periódica.

1 punto **10. Realiza** las configuraciones electrónicas y el diagrama de espines para los siguientes elementos: tungsteno (W), platino (Pt), telurio (Te), molibdeno (Mo), oxígeno (O) y francio (Fr).

1 punto **11. Establece** los números cuánticos principal, secundario, magnético y de espín para el último electrón de los elementos cuya configuración electrónica aparece a continuación:

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^3$

1 punto **12. Observa** los siguientes diagramas de espines. Por cada uno de ellos, **deduce** el número atómico de cada elemento y su configuración electrónica.

a)

1s	2s	2p	2p
↑↓	↑↓	↑↓	↓

b)

1s	2s	2p	2p	2p	3s
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↓

c)

1s	2s	2p	2p	2p	3s	3p
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↓

Coevaluación

- **Investiguen** por grupos sobre la importancia de los enlaces químicos.
- **Elaboren** un mapa mental con la información investigada.
- **Comparen** sus organizadores gráficos y **analicen** los aportes obtenidos.

Autoevaluación (Metacognición)

Reflexiona sobre lo que aprendiste en el bloque.

- ¿Qué dificultades encontraste para resolver los problemas de aplicación?
- ¿Qué temas crees que necesitas ampliar para comprender mejor?
- ¿Qué estrategias utilizas para integrar al equipo de trabajo?

- Define y representa mediante diagramas, la realización de un enlace iónico, covalente apolar, covalente polar, covalente coordinado y metálico y explica las propiedades de los compuestos que poseen estos enlaces.

1 punto **13. Realiza** las estructuras de Lewis de las siguientes sustancias. **Indica** el tipo de enlace que se presenta en cada caso.

a) H_2S

b) $HClO_4$

c) Cu_2SO_4

d) N_2

e) Al_2O_3

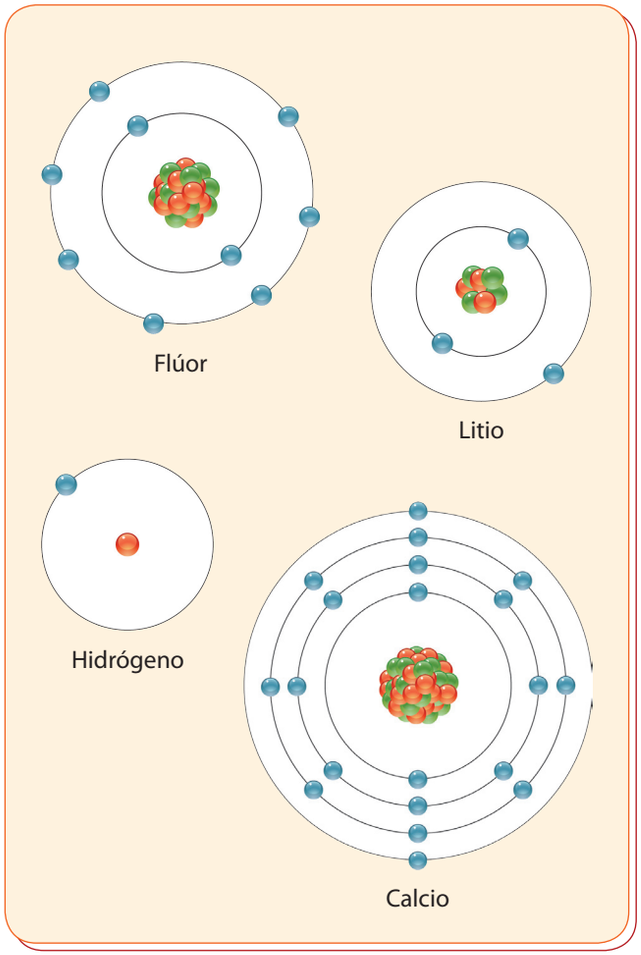
1 punto **14. Observa** los dibujos de los átomos de flúor, hidrógeno, calcio y litio y predice el tipo de enlace que se puede formar entre:

a) El flúor y el litio.

b) El calcio y el hidrogeno.

c) El flúor y el hidrógeno.

d) El calcio y el flúor.



- **Indicador esencial de evaluación.**

BECU_Q1_B3_U7.indd 95 7/1/14 5:44 PM

Educación para la salud: Nutrición

¿Cómo obtenemos energía de los alimentos?

Las células requieren un suministro constante de energía para generar y mantener el orden biológico que las mantiene vivas. Esta energía se deriva de ciertas reacciones químicas, pues la energía contenida en los enlaces de las moléculas de los alimentos servirá como combustible para las células.

Las plantas utilizan la luz del sol en el proceso biológico que conocemos como fotosíntesis para convertir el dióxido de carbono y agua en glucosa (azúcar) y oxígeno. Cada molécula de glucosa contiene energía almacenada en sus enlaces químicos que puede ser utilizada por otros organismos. La energía almacenada se libera cada vez que los enlaces químicos se rompen en los procesos metabólicos como la respiración celular.

La respiración celular es el proceso por el cual la energía química de las moléculas de «comida» se libera en forma de ATP. La respiración celular es el término general que describe todas las reacciones metabólicas implicadas en la formación de energía utilizable a partir de la descomposición de los nutrientes. En los organismos vivos, la fuente «universal» de energía es el trifosfato de adenosina (ATP).

Los hidratos de carbono, grasas y proteínas pueden ser utilizados como combustibles en la respiración celular, pero la glucosa se utiliza más comúnmente como un ejemplo para explicar las reacciones metabólicas.

Todos los alimentos contienen energía pero la cantidad de energía potencial almacenada variarán mucho en función del tipo de alimento; por otra parte, no toda la energía almacenada está disponible para hacer el trabajo. Cuando comemos, nuestro cuerpo convierte la energía almacenada (calorías) en energía química, lo que permite que nosotros podamos realizar las actividades diarias. Una caloría es la cantidad de calor (energía) necesaria para elevar la temperatura de 1 gramo (g) de agua 1 grado Celsius (°C). Cuando hablamos de los valores calóricos de los alimentos, nos referimos a ellos como calorías, que en realidad son kilocalorías. Hay 1 000 calorías en una kilocaloría. Así que, en realidad, un alimento de 38 calorías tiene, en realidad, 38 000 calorías. Las calorías son una manera de medir la energía que se obtiene de los alimentos que consume.

BECU_G1_B3_U7.indd 96 7/1/14 5:45 PM

Es necesario adoptar una dieta equilibrada que incluya carbohidratos como pan, pasta o papas; una gama de diferentes frutas y verduras; una porción moderada de alimentos que contengan proteína como carne y frijoles; además de seleccionar fuentes de calcio adecuadas, por ejemplo productos lácteos bajos en grasas.

Tambien debemos tomar en cuenta que no existe un «súper alimento». Ningún alimento proporcionará todos los nutrientes que realmente necesitamos; una buena dieta debe incluir una amplia variedad de cada uno de los diferentes grupos de alimentos. Los líquidos también son vitales para ayudar a nuestro cuerpo a realizar sus funciones de manera eficaz, y el mejor de todos es el agua. Recordemos que las dos terceras partes del cuerpo humano están formadas por agua.

Actividades

1. **Investiga** sobre el aporte total de calorías necesarias diariamente de acuerdo a la edad y actividad física.
2. **Revisa** la información nutricional de cinco clases de alimentos, esta se encuentra en los envaces o recipientes que los contienen, **ordénalos** de acuerdo al aporte calórico de cada una.

INFORMACION NUTRICIONAL

Porción 200 ml (1 vaso)

	Cantidad por 100 ml	Cantidad por porción	% VD (*)
Valor energético	46 kcal/ 192 kJ	91 kcal/ 383 kJ	5
Carbohidratos	4,7 g	9,4 g	3
Proteínas	3,3 g	6,6 g	9
Grasas totales	1,5 g	3,0 g	5
Grasas saturadas	0,9 g	1,8 g	8
Grasas trans	0,0 g (**)	0,0 g (**)	–
Fibra alimentaria	0,0 g	0,0 g	0
Sodio	49 mg	98 mg	4
Calcio	140 mg	280 mg	28
Vitamina A	64 mcg	128 mcg	21
Vitamina D	1,0 mcg	2,0 mcg	40

(**) No aporta cantidades significativas.

(*) % Valores diarios con base a una dieta de 2000 kcal u 8400 kJ. Sus valores diarios pueden ser mayores o menores dependiendo de sus necesidades energéticas.

3. **Elabora** un «menu saludable» con alimentos propios de nuestro entorno. **Justifica** cada menú de acuerdo al aporte nutricional.
4. **Forma** un equipo de trabajo y **elaboren** una campaña sobre alimentación saludable. Pueden elaborar tripticos informativos o una cartelera para difundir lo importante de una dieta equilibrada.
5. **Investiga** sobre la molécula de ATP y el proceso de respiración celular en los seres vivos. Luego, **elabora** un mapa conceptual para presentar los resultados de tu investigación.
6. La comida es una de las cosas que damos por sentado cuando estamos en nuestro planeta; pero, ¿cómo le hacen los astronautas para comer cuando están en sus cápsulas o en la estación espacial? **Investiga** sobre los avances en este campo para apoyar la nutrición de los astronautas.

BECU_Q1_B3_U7.indd 97 7/1/14 3:45 PM

Naturaleza eléctrica de la materia

La materia está constituida por átomos, los cuales están formados por partículas subatómicas tales como: los protones de carga eléctrica positiva (1), los electrones de carga eléctrica negativa (2) y los neutrones con carácter eléctrico neutro (0).

La siguiente práctica permitirá evidenciar la presencia de los electrones en la materia a través de los fenómenos electrostáticos. Para ello, se construirá un electroscopio sencillo.

Conocimientos necesarios: Teoría atómica básica y definición de electrostática.

Materiales

- Papel de aluminio
- Trozo de paño
- Tijeras
- 1 alambre de cobre, calibre de 2 mm
- 1 tapón de caucho con orificio
- 1 peinilla
- 3 globos
- 1 agitador de vidrio
- 1 Erlenmeyer de 250 mL
- 1 marcador borrable

EXPERIMENTO 1 Construcción de un electroscopio sencillo

Procedimiento

1. **Corta** dos láminas de papel de aluminio de 1 × 3 cm cada una.
2. **Cuelga** las láminas en el alambre de cobre.
3. **Inserta** el alambre de cobre en el tapón de caucho.
4. **Arma** el electroscopio como se muestra en la figura.

EXPERIMENTO 1 Uso del electroscopio

Procedimiento

1. **Frota** la peinilla contra el trozo de paño y **acércala** a la punta del alambre de cobre. **Observa** lo que sucede con las láminas.
2. **Toca** con los dedos la punta del alambre de cobre para descargar el electroscopio.
3. **Repite** los pasos 1 y 2 con diversos materiales como globos inflados y el agitador de vidrio. Con un marcador borrable, **marca** sobre el vidrio la distancia en la que se separan las láminas, **mide** esta distancia para cada material y **regístrala** en una tabla de resultados.

Análisis de resultados

Responde.

1. ¿Por qué la materia presenta electricidad?
2. ¿Varían los resultados de la experiencia al remplazar el alambre de cobre por cinc?
3. ¿Por qué las láminas se separan al acercar la peinilla a la punta del alambre?
4. ¿En qué situaciones de la vida diaria se puede observar la naturaleza eléctrica de la materia?
5. ¿Por qué, en ocasiones, al apagar o encender el televisor se observan unas pequeñas chispas en la pantalla?

BECU_Q1_B3_U7.indd 98 7/1/14 5:45 PM

Fuegos de colores

Los elementos metálicos emiten luz de color cuando se les proporciona energía debido al salto de los electrones de un nivel de energía mayor a uno menor.

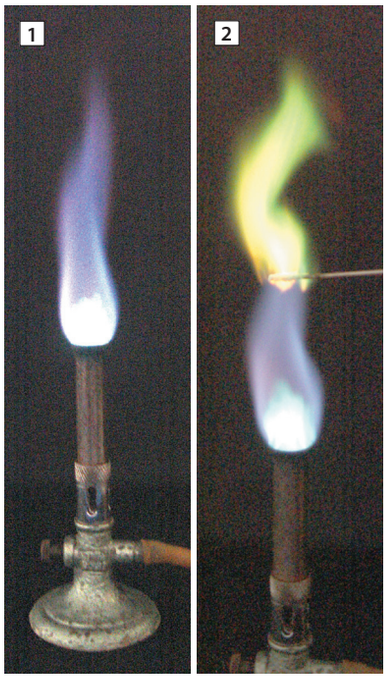
Conocimientos necesarios: Espectros de emisión, partes de la llama, análisis espectral de la llama, uso del espectroscopio.

Reactivos

- Carbonato de litio, Li_2CO_3
- Cloruro de estroncio, $SrCl_2$
- Nitrato de bario, $Ba(NO_3)_2$
- Cloruro de calcio, $CaCl_2$
- Cloruro de sodio, NaCl
- Cloruro de potasio, KCl

Materiales

- Asas de platino
- Palos de pincho
- Fósforos
- Cinta de enmascarar
- 1 mechero de alcohol o Bunsen
- 1 gradilla
- 20 tubos de ensayo



EXPERIMENTO 1

Procedimiento

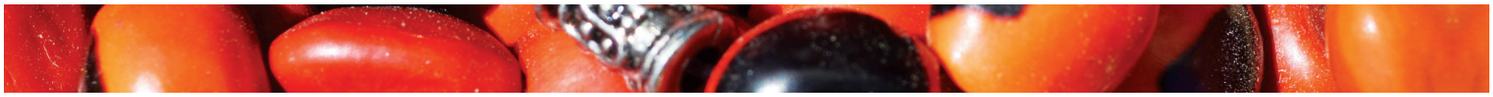
1. **Enciende** el mechero con cuidado y **observa** las zonas de la llama (fotografía 1). **Realiza** un esquema de estas zonas en el cuaderno de laboratorio.
2. **Coloca** en una gradilla siete tubos de ensayo y **márcalos**. **Deposita** en ellos una pequeña cantidad de cada uno de los reactivos y **adiciona** 1 mL de agua en cada tubo. **Mezcla** agitando cada tubo de ensayo suavemente.
3. **Sumerge** el asa de platino o el palo de pincho en uno de los tubos de ensayo y luego **introduce** la punta en la zona azul de la llama. **Observa** la coloración de la llama (fotografía 2).
4. **Repite** el experimento con cada una de las mezclas de los tubos de ensayo.
5. **Prepara** cuatro soluciones sin rotular. **Coloca** al azar los tubos de ensayo en una gradilla y **trata** de descubrir qué posibles elementos están presentes en cada solución, de acuerdo con el color de la llama.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Por qué es necesario elevar la temperatura de un compuesto para observar su espectro de emisión?
2. ¿Qué relación existe entre los espectros de emisión de un compuesto y su estructura atómica?
3. ¿Para qué se utilizan los espectros de emisión de las sustancias?
4. ¿Cómo se interpreta un espectro de emisión?
5. ¿Qué diferencias existen entre los espectros de emisión de los elementos químicos?

BECU_Q1_B3_U7.indd 99 7/1/14 5:45 PM



El mol de una sustancia

Cuando se toma una pequeña cantidad de una sustancia y se mide su masa en la balanza, se está manipulando un número enorme de partículas llamadas **átomos** o **moléculas**, debido a que la masa de estas partículas es muy pequeña. Para facilitar los cálculos a partir de números tan pequeños se utiliza una unidad llamada **mol**. En esta práctica se determinará la masa de un mol de varias sustancias.

Conocimientos necesarios: Mol, molécula, peso molecular y número de Avogadro.

Reactivos

- Cloruro de sodio, sal común, NaCl
- Glicerina pura, $C_3H_5(OH)_3$
- Azúcar, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Azufre en polvo, S
- Hierro en polvo, Fe
- Sulfato de cobre pentahidratado, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$

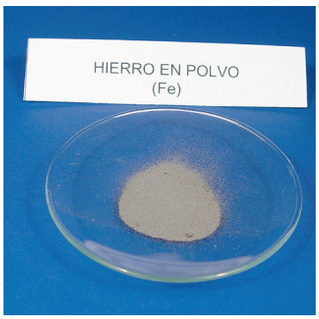
Materiales

- Tabla periódica
- 1 balanza
- 5 vidrios de reloj
- 1 espátula
- 2 vasos de precipitados de 50 mL

EXPERIMENTO 1

Procedimiento

1. **Escribe** la fórmula química de cada una de las sustancias de la lista de reactivos.
2. Con ayuda de la tabla periódica, **calcula** la masa de 1 mol de cada una de estas sustancias.
3. **Mide** la masa de 1 mol de cada sustancia utilizando la balanza, la espátula y los vidrios de reloj.
4. **Determina** la masa de un mol de agua, midiendo el volumen de agua correspondiente en un vaso de precipitados de 50 mL.
5. **Repite** el paso 4, utilizando la glicerina pura.
6. **Rotula** cada recipiente con el número de gramos y de moles. **Compara** el volumen que ocupa cada sustancia.



Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Varía el volumen de un mol de una sustancia a otra?
2. ¿Qué aplicación tiene el número de Avogadro?
3. ¿Cuántos átomos hay presentes en un mol de azufre y en un mol de hierro?
4. ¿Cuántas moléculas están presentes en un mol de: agua, sal, glicerina, azúcar y sulfato de cobre pentahidratado? **Justifica** la respuesta.

BECU_Q1_B3_U7.indd 100 7/1/14 5:45 PM

Diferenciar compuestos iónicos y covalentes

Los **enlaces** son uniones entre átomos. El **enlace iónico** se forma por la unión de cargas de signo contrario. Una sustancia conduce la corriente eléctrica en la medida que produce iones o posee electrones que se mueven a través del sólido. En esta práctica se van a identificar algunas sustancias iónicas y covalentes.

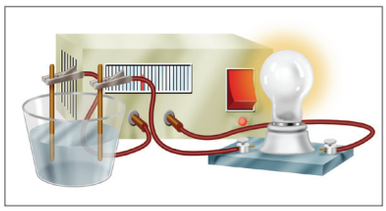
Conocimientos necesarios: Definición y conceptos básicos de enlace iónico y enlace covalente, circuito eléctrico y conductividad eléctrica.

Reactivos

- Sal común, NaCl
- Azúcar en cubos, $C_{12}H_{22}O_{11}$
- Glicerina, $C_3H_5(OH)_3$
- Etanol al 98%, C_2H_5OH
- Agua destilada

Materiales

- 6 vasos de precipitados de 250 mL
- 1 balanza
- 1 mechero Bunsen
- 3 cables de cobre con pinzas caimán de 30 cm de largo
- 1 bombilla de linterna de 3 voltios
- 1 porta bombilla de 3 voltios
- 3 probetas graduadas de 100 mL
- 2 pilas de 1,5 voltios
- 2 cucharas para combustión
- 1 fuente de alimentación de corriente continua
- Láminas de cobre de 2 × 10 cm de largo
- Fósforos
- Aceite de cocina
- Reloj



EXPERIMENTO 1 Descomposición y fuerza de enlace

Procedimiento

1. **Pon** en la cuchara de combustión un cubo de azúcar. **Introduce** la cuchara en la zona azul de la llama del mechero Bunsen. **Observa** los cambios ocurridos después de 1 segundo, 5 segundos, 30 segundos y 60 segundos.
2. **Realiza** el paso 1 nuevamente, utilizando sal común.

EXPERIMENTO 2 Conductividad eléctrica y tipo de enlace

Procedimiento

1. **Realiza** el montaje del circuito eléctrico que se muestra en la figura.
2. **Agrega** 100 mL de agua destilada en un vaso de precipitados y **adiciona** 5 g de sal común. **Agita** la mezcla hasta que los cristales se disuelvan.
3. **Repite** el paso 2, utilizando cristales de azúcar.
4. **Adiciona** a cada probeta 100 mL de agua destilada, 100 mL de etanol al 98% y 100 mL de aceite de cocina, respectivamente. **Vierte** cada uno de los líquidos en tres vasos de precipitados diferentes.
5. **Prueba** la conductividad eléctrica de cada una de estas soluciones, sumergiendo las láminas de cobre en cada uno de los vasos. Si el bombillo se enciende, la sustancia es conductora. **Registra** los resultados en una tabla.

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Cómo se relaciona el tipo de enlace con la conductividad eléctrica de las sustancias?
2. ¿Por qué las sustancias que presentan enlaces covalentes no son buenas conductoras de la electricidad?
3. ¿Por qué un ave parada en un cable de alta tensión no se electrocuta?
4. ¿Por qué el agua de mar es buena conductora de la electricidad?
5. ¿Por qué el agua pura no conduce la corriente eléctrica?

BECU_Q1_B3_U7.indd 101 7/1/14 5:45 PM

Evaluación del primer quimestre

- Define y diferencia masa y peso.

0.5 puntos **1.** **Establece** semejanzas y diferencias entre masa y peso.

Masa	Semejanzas	Peso

- Realiza ejercicios de transformación de unidades del SI a otros sistemas, y viceversa.

0.5 puntos **2.** El Sistema Internacional de Unidades permite estandarizar las mediciones. Sin embargo, fuera del país se pueden encontrar mediciones en otras unidades. Por ejemplo, en Estados Unidos se observan letreros como: 50 millas/hora y 85 °F. ¿Cómo interpretas estos valores? **Responde**.

- Aplica la teoría de errores y las leyes de las cifras significativas en la resolución de ejercicios concretos.

0.5 puntos **3.** **Redondea** 7,76843 a 3 cifras significativas.

- Resuelve exitosamente ejercicios sobre transformaciones de unidades de longitud, masa, volumen, temperatura y densidad.

0.5 puntos **4.** **Convierte** las siguientes medidas utilizando las equivalencias de unidades.

a) 1 cm a mm
b) 16 km a cm
c) 100 kg a mg
d) 20 g a kg
e) 10 dm a mm
f) 200 dm^3 a ml
g) 20,0 m/s a km/h
h) 19,7 g/cm^3 a lbs/pie^3

- Relaciona de manera positiva la Química con otras ciencias.

0.5 puntos **5.** **Explica** cómo la relación de la Química con otras ciencias ha permitido avances significativos para la humanidad.

- Reconoce los estados físicos de la materia basándose en las propiedades individuales, mediante la observación de muestras de campo y de laboratorio.

0.5 puntos **6.** **Enumera** los estados físicos de la materia.

_____ _____ _____

0.5 puntos **7.** El análisis de una sustancia desconocida arrojó los siguientes resultados.
Escribe F al lado del texto si la propiedad es física, y Q si es química.

a) Tiene color gris y aspecto metálico ..... ☐
b) Se oxida fácilmente cambiando su apariencia ..... ☐
c) Reacciona violentamente con el agua ..... ☐
d) Al contacto con la piel produce quemaduras ..... ☐
e) Es blando y maleable ..... ☐

- Diferencia entre sustancias y mezclas, reconociéndolas en ejemplos cotidianos o preparándolas en el laboratorio.

0.5 puntos **8.** **Escribe** si cada uno de los siguientes ejemplos pertenece a una sustancia, elemento, sustancia pura, compuesto o mezcla, de acuerdo con su naturaleza.

a) Azúcar
b) Gaseosa
c) Oro
d) Gas carbónico
e) Agua con sal
f) Ensalada

- Resume las características principales de la organización de la tabla periódica de elementos y la información que esta nos brinda.

1 punto **9.** **Elabora**, según la tabla periódica, la gráfica que muestre la variación de la electronegatividad en función del número atómico.

Elemento	Número atómico	Electronegatividad
Li	3	1,0
Be	4	1,5
B	5	2,0
C	6	2,5
N	7	3,0
O	8	3,5
F	9	4,0

1 punto **10.** **Explica** en qué consiste la organización de la tabla periódica en grupos y períodos.

a) Períodos:
b) Grupos:

- Indica las características del modelo del átomo nucleario y reflexiona sobre los procesos experimentales que llevaron a establecerlo.

1 punto **11.** **Sintetiza** los postulados en los que se podría resumir la teoría atómica actual, teniendo en cuenta los aportes de Rutherford, Bohr, Sommerfield, De Broglie y Schrödinger.

BECU_Q1_B3_U7.indd 102 7/1/14 5:45 PM

● Reconoce los niveles y subniveles de energía de los átomos, y establece sus números de saturación.

1 punto **12. Copia** un cuadro como el siguiente en tu cuaderno y complétalo.

Número cuántico	Símbolo	Información que suministra
Principal		
Secundario		
Magnético		
Espín		

● Define y representa, mediante diagramas, la realización de diferentes enlaces.

1 punto **13. Indica** el tipo de enlace predominante entre los siguientes elementos, con base en la información y la tabla a continuación.

En el enlace iónico, la diferencia de electronegatividad debe ser mayor que 1,7; en el enlace covalente debe estar entre 1,1 y 1,7; y en los enlaces covalentes apolares la diferencia de electronegatividad tiende a cero.

Elemento	Electronegatividad
H	2,1
Na	0,9
Cl	3,0
O	3,5
Br	2,8

a) H—H

b) Na—Cl

c) Cl—Cl

d) O—O

e) H—Br

● Explica las formas de actuación de las diferentes fuerzas de atracción intermolecular.

1 punto **14. Escribe** las principales diferencias entre:

a) Los puentes de hidrógeno y las fuerzas de London.

b) Catión y anión.

c) Enlaces covalentes e iónicos.

Coevaluación

La mayoría de las teorías científicas no se debe al trabajo solitario de un investigador, sino al trabajo conjunto y disciplinado de un equipo de trabajo. Por ejemplo, la teoría sobre el enlace químico surgió gracias a las contribuciones de varios científicos, entre los que se destacan Werner Karl Heisemberg, Gilbert Newton Lewis, Irving Langmuir y Linus Karl Pauling.

Formen grupos de trabajo para realizar una investigación y una presentación sobre los principales aportes de los mencionados científicos relacionados con la comprensión de los enlaces químicos. **Mencionen** quiénes han ganado algún premio Nobel y las razones para ello.

Autoevaluación (Metacognición)

Califica tu desempeño a lo largo de los bloques del primer quimestre respondiendo las siguientes preguntas.

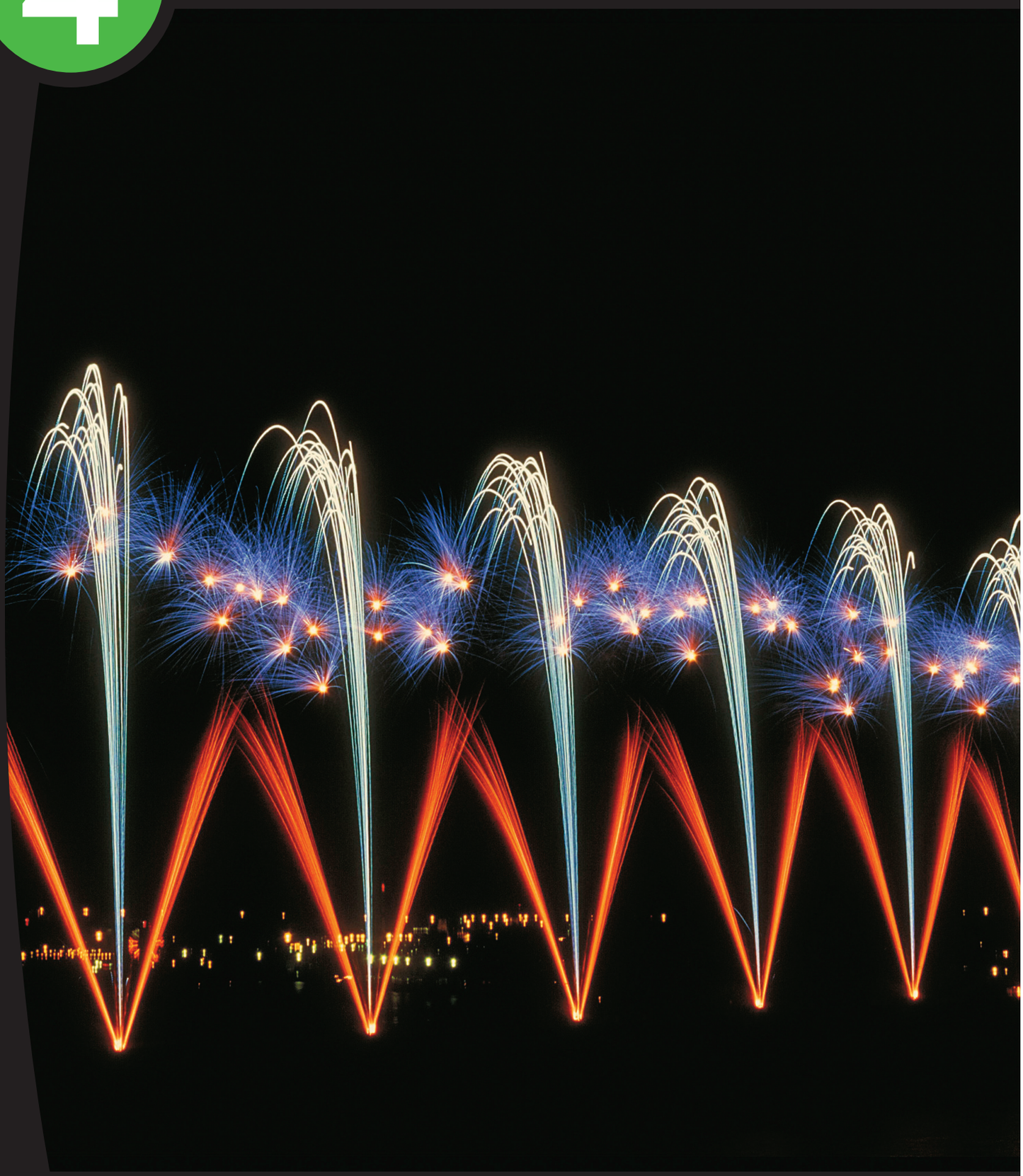
- ¿Has contribuido con ideas y opiniones durante los trabajos en clase y grupales?
- ¿Has mantenido una actitud de participación y atención permanente a lo largo del estudio de la unidad?
- ¿Has cooperado con tus compañeros y compañeras en las dudas o aportes para mejorar las actividades encomendadas en clase de manera apropiada?
- ¿Has aportado de manera innovadora y creativa en las actividades realizadas?

● **Indicador esencial de evaluación.**

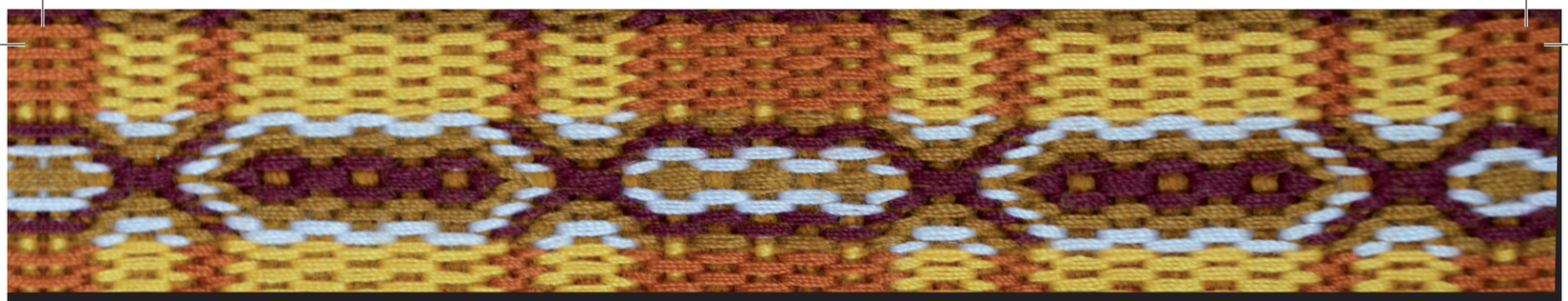
BECU_Q1_B3_U7.indd 103 7/1/14 5:45 PM

Bloque 4

Principios que rigen la nominación de los compuestos químicos



BECU_Q1_B4_U8.indd 104 7/1/14 3:48 PM



Es imprescindible que los químicos sean capaces de comunicarse de manera concisa y sin ambigüedad al referirse a determinado compuesto químico. Existen cientos de miles de compuestos químicos que necesitan ser identificados y nominados correctamente, sin importar el lugar donde se encuentren. En este bloque se conocerá acerca del lenguaje de la química: la nomenclatura. Esta abarca las reglas para escribir fórmulas químicas y nombrar sustancias químicas fijadas por el Comité de Nomenclatura de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC), aunque también existen nombres comunes o tradicionales que todavía son utilizados.

Antes de empezar

Observa la imagen y **responde**.

- ¿Cómo se puede identificar a un compuesto químico de otro?
- ¿Por qué es necesario utilizar símbolos y fórmulas químicas?
- ¿Cómo se escribe y nombra correctamente un compuesto químico?

Objetivo educativo

Reconocer compuestos químicos, estructurarlos, nominarlos de acuerdo a las normas internacionales vigentes y determinar su importancia en campos como los de medicina, agricultura y ganadería, industrias metalúrgicas, etc.

Faja de hilo. Tejido de los pueblos indígenas de la Sierra.

BECU_Q1_B4_U8.indd 105 7/1/14 5:49 PM

Unidad 8

Nomenclatura química

Destreza con criterio de desempeño:

Desarrollar los principios en los que se basa la nomenclatura de los compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios más importantes, con la explicación de los números de oxidación de los elementos y del empleo de iones para escribir fórmulas.

Conocimientos previos

- ¿Qué hace que los átomos se atraigan para formar nuevos compuestos químicos?
- ¿Qué clase de electrones son importantes para formar un enlace químico?
- ¿Por qué los gases nobles no se unen a otros elementos de forma natural?

Figura 1. Algunos símbolos propuestos por los alquimistas para representar las sustancias químicas.

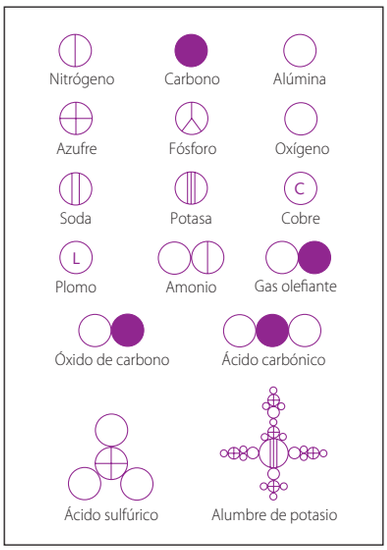


Figura 2. Símbolos propuestos por Dalton para representar algunos elementos y compuestos.

En la vida diaria es posible la relación con las personas del entorno gracias a que se utiliza el lenguaje. De la misma manera, los químicos, sin importar qué idioma hablen en su lugar de origen, necesitan comunicarse entre sí, de manera muy específica. Para ello, han creado un lenguaje propio: la nomenclatura química. Al igual que el lenguaje, la nomenclatura química es un convenio simbólico que permite el intercambio de información.

Los símbolos y las fórmulas químicas a través de la historia

El desarrollo de la química como ciencia hizo necesario dar a cada sustancia conocida un nombre que pudiera representarse de forma abreviada pero que al mismo tiempo incluyera información acerca de la composición molecular de las sustancias y de su naturaleza elemental.

Los alquimistas habían empleado ya símbolos para representar los elementos y compuestos hasta entonces conocidos (**figura 1**). Muchos de estos símbolos y fórmulas representaban cuerpos celestes, pues los primeros químicos pensaban que las sustancias materiales estaban íntimamente relacionadas con el cosmos. **Dalton** fue el primero en utilizar un sistema de signos desprovisto de misticismo para los diferentes elementos y, con base en estos, para algunos compuestos (**figura 2**).

Los símbolos modernos para representar los elementos químicos se deben al químico sueco **Jöns Jacob Berzelius**, quien propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre en latín del elemento. Cuando varios elementos tuvieran la misma inicial, se representaban añadiendo la segunda letra del nombre. Así, por ejemplo, el carbono, el cobre y el calcio se representan: C, Cu y Ca, respectivamente. La primera letra del nombre se escribe siempre en mayúscula, mientras que la segunda, cuando está presente, se escribe en minúscula. Esta regla se ha mantenido hasta la actualidad y se aplica también a los últimos elementos descubiertos incluso en sus nombres provisionales.

De la misma manera como estos **símbolos** representan los elementos, las **fórmulas** indican la composición molecular de las sustancias, mediante la yuxtaposición de los símbolos de los elementos constituyentes. Para indicar el número de átomos presentes de cada elemento integrante de la molécula, se escribe tal cantidad como un subíndice al lado del correspondiente elemento. Por ejemplo, la fórmula del agua, H_2O, indica que está constituida por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

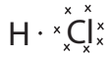
Las fórmulas químicas se clasifican en: fórmula empírica, fórmula estructural, fórmula electrónica y fórmula molecular. A continuación se presenta un resumen de estas fórmulas y se ampliará en la unidad 9.

- La **fórmula empírica**, llamada también fórmula mínima o condensada, indica la relación proporcional entre el número de átomos de cada elemento presentes en la molécula, sin que esta relación señale exactamente la cantidad de átomos. Esta fórmula se puede determinar a partir del porcentaje en peso correspondiente a cada elemento. Por ejemplo, CO_2 corresponde a la fórmula empírica o mínima de la glucosa, pero su fórmula molecular es $C_6H_{12}O_6$.

BECU_Q1_B4_U8.indd 106 7/1/14 5:49 PM

- La **fórmula estructural** indica la proporción de átomos y la estructura de la molécula. Por ejemplo, la fórmula de la molécula de agua es:

- La **fórmula electrónica** (fórmula de Lewis) indica los electrones de cada átomo y la unión o enlace que se presenta. Por ejemplo, la fórmula electrónica del cloruro de hidrógeno es:



- La **fórmula molecular** muestra con exactitud la relación entre los átomos que forman la molécula. Es múltiplo o igual a la fórmula empírica, por lo tanto, se puede determinar conociendo el peso molecular del compuesto y el peso de la fórmula mínima.

  Por ejemplo, si el peso molecular de la glucosa $C_6H_{12}O_6$ es 180 g y el peso de la fórmula mínima CH_2O es de 30 g, entonces:

$$n = \frac{\text{Peso de la fórmula molecular}}{\text{Peso de la fórmula mínima}} = \frac{180\ g}{30\ g} = 6$$

  Como la fórmula mínima es CH_2O, al multiplicarla por 6 da como resultado $C_6H_{12}O_6$ que es la fórmula molecular.

Elemento	Símbolo	Valencia
Hidrógeno	H	1
Oxígeno	O	2
Sodio	Na	1
Potasio	K	1
Calcio	Ca	2
Zinc	Zn	2
Aluminio	Al	3
Hierro	Fe	2, 3
Cobre	Cu	2, 1
Carbono	C	4
Nitrógeno	N	3, 5, 4, 2
Azufre	S	2, 4, 6
Cloro	Cl	1, 3, 5, 7
Yodo	I	1, 5, 7

Figura 3. Números de valencia para algunos elementos químicos.

Estados o números de oxidación

Se denomina **capa de valencia** de un átomo a su capa más externa de electrones. Los electrones de esta capa reciben el nombre de **electrones de valencia** y determinan la capacidad que tienen los átomos para formar enlaces (**figura 3**). Se puede considerar dos tipos de valencia:

- **Valencia iónica**: es el número de electrones que un átomo gana o pierde al combinarse con otro átomo mediante un enlace iónico. Así, por ejemplo, cada átomo de calcio pierde dos electrones al formar enlaces iónicos, y por eso la valencia iónica del calcio es dos. Así mismo, cada átomo de oxígeno gana dos electrones al combinarse iónicamente con otro átomo, por lo tanto, su valencia iónica es dos.
- **Valencia covalente**: es el número de electrones que un átomo comparte con otro al combinarse mediante un enlace covalente. Por ejemplo, cada átomo de carbono comparte cuatro electrones al formar enlaces covalentes con otros átomos, y por eso su valencia covalente es cuatro.

Algunos elementos poseen más de un número de valencia, lo cual quiere decir que pueden formar más de un compuesto.

Número de oxidación

Se conoce como **número de oxidación** de un elemento a la carga eléctrica que posee (o parece poseer) un elemento en determinado compuesto.

Los números de oxidación pueden ser positivos, negativos, fraccionarios o cero según la tendencia del átomo a perder o ganar electrones. Los elementos metálicos siempre tienen números de oxidación positivos, (**figura 4**) mientras que los elementos no-metálicos pueden tener varios estados positivos y un negativo (igual al número del grupo menos ocho).

Trabajo cooperativo

Elaboren un mentefacto conceptual en un papelote con el término *fórmula*, con sus características y estructura. **Socialícenlo** en clase.

Lección

Representa gráficamente con la fórmula de Lewis la valencia de los elementos que forman los siguientes compuestos químicos: K_2S y CH_4.

Figura 4. El número de oxidación es un número entero que representa al número de electrones que pierde o se gana.

BECU_Q1_B4_U8.indd 107 7/1/14 5:49 PM

Figura 5. Utensilios de cocina fabricados de cobre. El cobre arde en presencia de oxígeno formando el óxido de cobre.

Normas para calcular el número de oxidación en compuestos

En la formulación de un compuesto conviene tener en cuenta las siguientes normas:

- El número de oxidación de cualquier elemento en estado libre (no combinado) siempre es cero, no importa cuán complicada sea su molécula.
- Al escribir la fórmula del compuesto se coloca primero el o los elementos que actúen con número de oxidación positivo.
- En todo compuesto, la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos multiplicados por los subíndices correspondientes de los mismos, debe ser igual a cero. Por ejemplo, en la fórmula del óxido de aluminio, Al_2O_3, el aluminio tiene número de oxidación 3+ y el oxígeno 2−, de manera que: 2 (3+) + 3 (2−) = 0.
- La suma algebraica de los números de oxidación de los elementos en un ion debe ser igual a la carga del ion. Por ejemplo, en el ion carbonato, $CO^{2}{}_{3}{}^{-}$, llamamos X al número de oxidación del carbono. Como el oxígeno actúa con número de oxidación 2−, se debe cumplir que (X+) + 3(2−) = 2−, donde X debe ser igual a 4; así, el carbono actúa con 4^{+}.

Número de oxidación de algunos elementos comunes

- El oxígeno actúa con número de oxidación 2−, excepto en los peróxidos, donde presenta 1−.
- El flúor presenta en todos sus compuestos 1− debido a la gran electronegatividad del flúor (4,0).
- El hidrógeno actúa con número de oxidación 1+, excepto en los hidruros, donde presenta un número de oxidación de 1−.
- Los metales de los grupos IA, IIA siempre tienen números de oxidación de 1+, 2+ respectivamente.
- Los metales de transición presentan, por lo regular, dos o más números de oxidación positivos, según el número de electrones que entreguen. Por ejemplo, el cobre tiene dos números de oxidación: 1+ y 2+, mientras que el cromo tiene tres números de oxidación: 6+, 3+ y 2+.

En el anexo de las páginas 197 y 198 encontrarás un resumen de los conceptos de valencia y número de oxidación.

Tarea **TIC**

Revisa la página web goo.gl/ULRQU, titulada *Full Química*, donde encontrarás mayor información sobre la valencia y el número de oxidación. También se incluye un video tutorial para calcular el número de oxidación.

Trabajo cooperativo

En parejas, **elaboren** cartas de naipe con los elementos químicos más utilizados en la nomenclatura química. Estas cartas solo deben contener el símbolo del elemento químico. **Mezclen** las cartas y **repasen** los números de oxidación.

Función química y grupo funcional

Se llama **función química** a un conjunto de compuestos o sustancias con características y comportamiento comunes. Las funciones químicas se pueden describir a través de la identificación de los grupos funcionales que las identifican.

Un **grupo funcional** es un átomo o grupo de átomos que le confieren a los compuestos pertenecientes a una función química determinada sus propiedades principales.

BECU_Q1_B4_U8.indd 108 7/1/14 5:49 PM

Por ejemplo, la función ácido se reconoce porque en su estructura está presente el grupo funcional H^+ (hidrogenión) y la función hidróxido se caracteriza por la presencia del grupo funcional OH^- (hidroxilo). Así, la fórmula del ácido clorhídrico es HCl y la del hidróxido de sodio NaOH.

En la química inorgánica, las funciones más importantes son: **óxido**, **ácido**, **base** y **sal**. A continuación se profundizará en el estudio de cada una de ellas, con especial atención en los aspectos de nomenclatura de cada una de las funciones. A partir de la página 198 de los anexos encontrarás un resumen de la nomenclatura de estas funciones.

Figura 6. Óxido de calcio, CaO, y óxido de manganeso (IV), MnO_2.

Función óxido

Los óxidos son compuestos inorgánicos binarios, es decir, constituidos por dos elementos, que resultan de la combinación entre el oxígeno y cualquier otro elemento. Por ejemplo, el cobre arde en presencia del oxígeno, y el magnesio en el aire (**figuras 5, 6 y 7**).

Cuando el elemento unido al oxígeno es un metal, el compuesto se llama **óxido básico**; mientras que si se trata de un no metal, se le denomina **óxido ácido**. Para nombrar este tipo de compuestos basta recordar estas reglas:

- El oxígeno, en la gran mayoría de sus compuestos, actúa con número de oxidación 2−.
- En todo compuesto la suma algebraica de los números de oxidación de sus elementos debe ser igual a cero.

Al nombrar o escribir las fórmulas de los óxidos se pueden presentar tres situaciones en función del número de oxidación de los elementos.

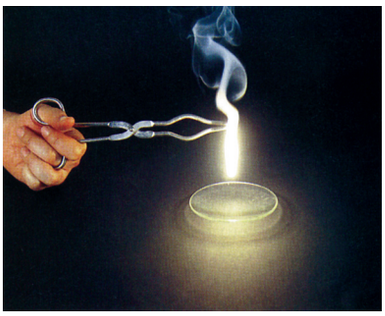


Figura 7. El magnesio arde en el aire dejando una ceniza que corresponde al óxido de magnesio.

Elementos con un único número de oxidación

Se incluyen en esta categoría los elementos de los grupos IA, IIA y IIIA. En este caso para expresar la fórmula del compuesto basta con escribir los símbolos de los elementos involucrados dejando un espacio entre ellos para anotar los subíndices numéricos que permiten equilibrar el número de cargas positivas y negativas del compuesto de tal manera que se cumpla la segunda regla.

Ejemplo

1. **Evaluar cómo se combinará con el oxígeno un elemento del grupo IA.**

   Considérese un elemento del grupo IA, como el sodio. El número de oxidación del Na es 1+ y el del oxígeno es 2−. Se deben escribir ahora los subíndices correspondientes para equilibrar las cargas positivas y negativas de los dos elementos. Se sabe que existe una carga positiva correspondiente al Na (1+) y dos cargas negativas provenientes del oxígeno O (2−), por lo tanto, debe haber dos átomos de sodio para contrarrestar las cargas negativas del oxígeno. Con ello, la fórmula del compuesto es: Na_2O. Como solamente se puede formar un óxido, este recibirá el nombre de **óxido de sodio**.

   Se puede decir entonces que la proporción en que se combinan estos elementos con el oxígeno es de 2:1.

2. **Evaluar cómo se combinará con el oxígeno un elemento del grupo IIA.**

   Se analizará ahora un ejemplo con el calcio. De forma resumida se puede apreciar que:

   - El número de oxidación del calcio, Ca, es 2+.
   - El número de oxidación del oxígeno, O, es 2−.
   - La fórmula del óxido es, por tanto, CaO.
   - El nombre del óxido es: óxido de calcio.

   De lo anterior, se puede deducir que los elementos del grupo IIA se combinan con el oxígeno en la proporción de 1:1.

BECU_Q1_B4_U8.indd 109 7/1/14 5:49 PM

Figura 8. La combinación del hierro y el oxígeno forma el óxido de hierro (herrumbre).

Elementos que presentan dos números de oxidación

En este caso, estos elementos pueden combinarse con el oxígeno para dar lugar a dos tipos de óxidos, con propiedades químicas y físicas propias y que de igual forma reciben nombres y fórmulas distintos. Dentro de la nomenclatura tradicional se emplean **sufijos** (terminaciones) que permiten diferenciar las dos clases de óxidos. Veamos el siguiente ejemplo:

El hierro es un elemento metálico que actúa con dos números de oxidación: 2+ y 3+. Teniendo en cuenta que el número de oxidación del oxígeno es 2−, las fórmulas para los respectivos óxidos serán: FeO cuando el número de oxidación es 2+ y Fe_2O_3 cuando el número de oxidación es 3+. Nótese que en la primera fórmula la proporción es 1:1, mientras que en la segunda es 2:3. De esta manera las cargas positivas y negativas se equilibran y se cumple la segunda regla (**figura 8**).

Para diferenciar el primer óxido del segundo se emplea el sufijo **oso** para el óxido formado con el menor número de oxidación (2+), e **ico** para el óxido formado con el mayor número de oxidación (3+). Los nombres serán entonces **óxido ferroso** (FeO) y **óxido férrico** (Fe_2O_3).

Otro ejemplo puede ser el cobre. Este elemento actúa con los números de oxidación 1+ y 2+. El procedimiento es el mismo del caso anterior: números de oxidación del cobre: Cu^{1+} y Cu^{2+} y número de oxidación del oxígeno O^{2-}.

La fórmula de los óxidos es: Cu_2O para el óxido formado cuando el cobre actúa con número de oxidación 1+, y CuO cuando el cobre actúa con número de oxidación 2+.

Trabajo individual

Nombra a los siguientes compuestos químicos utilizando la nomenclatura IUPAC, STOCK y tradicional:

a) BaO
b) Ag_2O
c) PbO_2
d) Br_2O_5
e) Cr_2O_3

Nomenclatura stock de los óxidos

Existe otro sistema de nomenclatura denominado **stock** en el cual se nombra el óxido incluyendo en el nombre el número de oxidación del elemento. Dicho número se escribe dentro de un paréntesis en números romanos. Por ejemplo, el FeO es óxido de hierro (II) y el Fe_2O_3, óxido de hierro (III). En ocasiones se emplea otro sistema de nomenclatura para óxidos ácidos (no metal y oxígeno) denominado **nomenclatura sistemática**. Según este sistema, los óxidos se nombran con la palabra genérica óxido anteponiéndole prefijos de origen griego, como mono, di, tri, tetra, penta, etc., para indicar la cantidad de átomos de oxígeno presentes en la molécula. Algunos ejemplos son: CO: **monó**xido de carbono, NO_2: **dió**xido de nitrógeno y SO_3: **tri**óxido de azufre (**figura 9**).

Tarea — TIC

Visita la página web goo.gl/oI16Y, *Alonso formula*, sobre formulación y nomenclatura química, donde encontrarás actividades para repasar la nomenclatura y formulación de óxidos.

Elementos que presentan tres números de oxidación

En este caso se forman tres o cuatro óxidos con fórmulas, nombres y propiedades distintas, según el caso (**figura 9**).

- Se verá en primer lugar un elemento que actúa con tres números de oxidación: el azufre. Este elemento tiene números de oxidación 2+, 4+ y 6+: S^{2+}, S^{4+} y S^{6+}. Las fórmulas de los tres óxidos que se pueden formar son: SO, cuando el azufre actúa con número de oxidación 2+; SO_2, cuando actúa con 4+, y SO_3, cuando su número de oxidación es 6+. Para nombrar el segundo y tercer óxido basta con aplicar la misma norma del caso anterior. Es decir, el SO_2 recibirá el nombre de óxido sulfur**oso**, mientras el SO_3 se llamará óxido sulfúr**ico**. Para nombrar el óxido con menor número de oxidación de los tres, es decir, S^{2+}, es necesario anteponer al nombre del óxido el prefijo **hipo**, que quiere decir «por debajo de», seguido de la raíz del nombre del elemento con la terminación **oso**. El nombre del SO será óxido **hipo**sulfur**oso**.

Prefijo/ sufijo IUPAC	Número de oxidación	Nomen-clatura stock
hipo … oso	Menor	I
… oso	Intermedio menor	III
… ico	Intermedio mayor	V
per … ico	Mayor	VII

Figura 9. Prefijos y sufijos empleados para nombrar los óxidos formados por elementos que presentan más de dos números de oxidación.

BECU_Q1_B4_U8.indd 110 7/3/14 11:46 AM

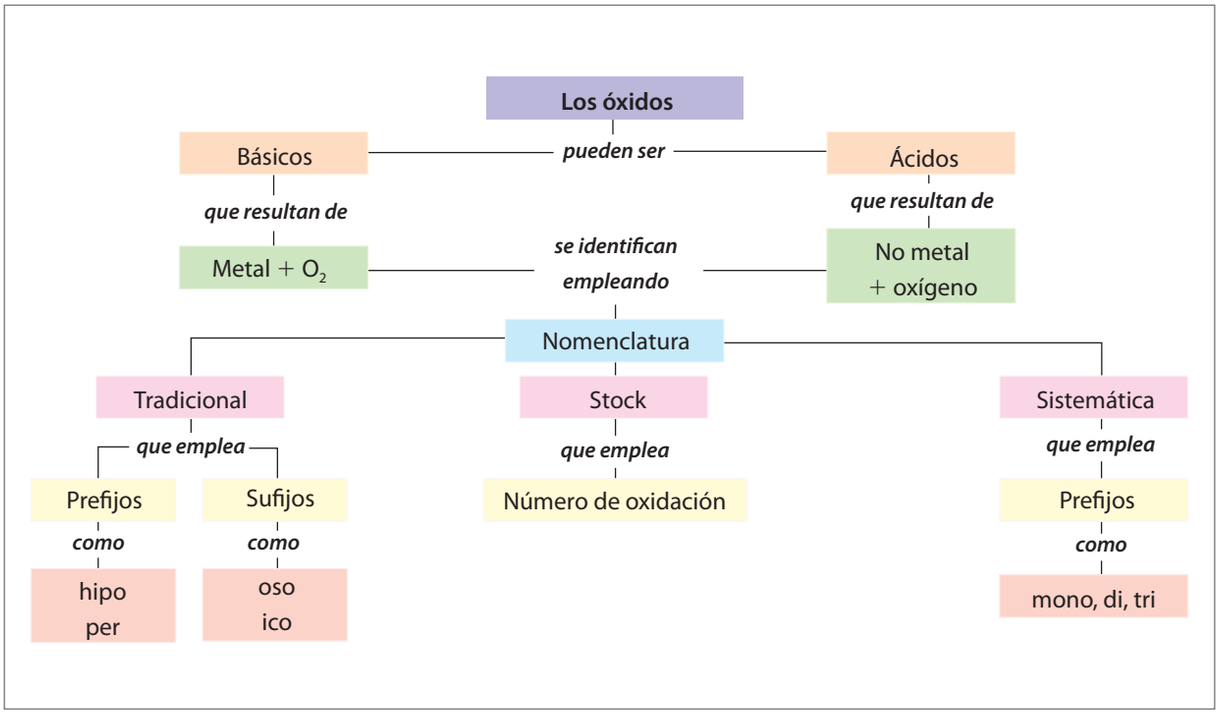


Figura 10. Cuadro resumen de la nomenclatura de los óxidos.

Otros elementos que presentan un comportamiento similar al del azufre (poseen tres números de oxidación diferentes) son el selenio y el yodo.

- Se analiza a continuación el caso de un elemento que actúa con **cuatro números de oxidación**, como el cloro: Cl^{1+}, Cl^{3+}, Cl^{5+} y Cl^{7+}.

  Las fórmulas de los diferentes óxidos que se pueden formar son: Cl_2O para el primer caso (Cl^{1+}); Cl_2O_3 para el segundo (Cl^{3+}); Cl_2O_5 para el tercero (Cl^{5+}); y Cl_2O_7 para el cuarto (Cl^{7+}).

  Para nombrar estos óxidos se utiliza la misma regla del caso anterior, pero debe añadirse el prefijo **per** o **hiper** («por encima de») para el óxido formado cuando el cloro actúa con el mayor número de oxidación, en este caso, siete.

  De acuerdo con esta última norma los nombres de los óxidos de cloro son: óxido **hipo**clor**oso** (Cl_2O), óxido clor**oso** (Cl_2O_3), óxido clór**ico** (Cl_2O_5) y óxido **per**clór**ico** (Cl_2O_7) (**figura 10**).

Función hidróxido

Los hidróxidos, también llamados **bases**, se caracterizan por liberar iones OH^-, en solución acuosa (**figura 11**). La presencia de estos iones confiere pH alcalino o básico a las soluciones. Los hidróxidos se caracterizan también por tener sabor amargo.

Los hidróxidos son compuestos ternarios formados por un metal, hidrógeno y oxígeno. Todos ellos se ajustan a la fórmula general $\mathbf{M(OH)_x}$, donde **M** es el símbolo del metal y **x** corresponde al valor absoluto de su número de oxidación, ya que el ion OH tiene una carga negativa.

Se denominan con la palabra **hidróxido** seguida del elemento correspondiente. Si se trata de un metal con más de un número de oxidación, se adiciona el sufijo **oso** al nombre, para el menor, e ico para el mayor.

Investiga

Indaga sobre las utilidades de los hidróxidos y las precauciones que hay que tomar en cuenta al utilizarlos. **Elabora** un mapa mental sobre lo investigado.

Figura 11. El hidróxido de sodio se forma cuando el sodio reacciona con el oxígeno dando lugar al óxido de sodio y luego con agua para formar la base (NaOH). El óxido de sodio es un ejemplo de óxido básico.

BECU_Q1_B4_U8.indd 111 7/9/14 11:24 AM

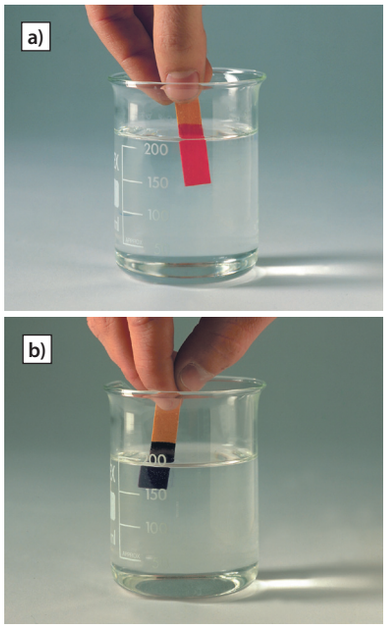


Figura 12. Los ácidos y las bases se pueden diferenciar porque modifican el pH de las soluciones acuosas.

a) Se muestra un ácido, que colorea de rojo el papel de tornasol.

b) Se muestra un hidróxido, coloreando de azul el papel de tornasol.

Empleando la nomenclatura stock se escribe el número de oxidación entre paréntesis como en el caso de los óxidos, como se explica a continuación.

— Hidróxido de sodio: se forma por la reacción:

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

— Hidróxidos de cromo: dado que el cromo puede formar dos óxidos, se tienen las siguientes reacciones que dan lugar a los correspondientes hidróxidos:

$$CrO + H_2O \longrightarrow Cr(OH)_2 \text{ hidróxido de cromo (II)}$$

$$Cr_2O_3 + H_2O \longrightarrow Cr(OH)_3 \text{ hidróxido de cromo (III)}$$

— Hidróxidos de hierro: similar a lo que ocurre con el cromo, tenemos:

$$FeO + H_2O \longrightarrow Fe(OH)_2 \text{ hidróxido ferroso}$$

$$Fe_2O_3 + H_2O \longrightarrow Fe(OH)_3 \text{ hidróxido férrico}$$

Las bases son importantes para la industria, puesto que son reactivos indispensables en la fabricación de jabones, detergentes y cosméticos.

Función ácido

Los ácidos son sustancias que se caracterizan por liberar iones H^+ cuando se encuentran en solución acuosa. Además presentan sabor agrio (**figura 12**). Existen dos clases de ácidos inorgánicos: hidrácidos y oxácidos.

Ácidos hidrácidos

Los ácidos hidrácidos son compuestos binarios que contienen solamente hidrógeno y un no-metal en estado gaseoso; se nombran como haluros. En solución acuosa se comportan como ácidos y para nombrarlos se antepone la palabra **ácido** seguida de la raíz del elemento con la terminación **hídrico** (**figura 13**). Por ejemplo:

— $F_{2(g)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2HF_{(g)}$ fluoruro de hidrógeno

— $HF_{(ac)}$ se llama **ácido** fluor**hídrico**

El hidrógeno trabaja con número de oxidación positivo +1, en estos ácidos el no-metal debe tener número de oxidación negativo. Ejemplo: $H^{+1}Cl^{-1}$.

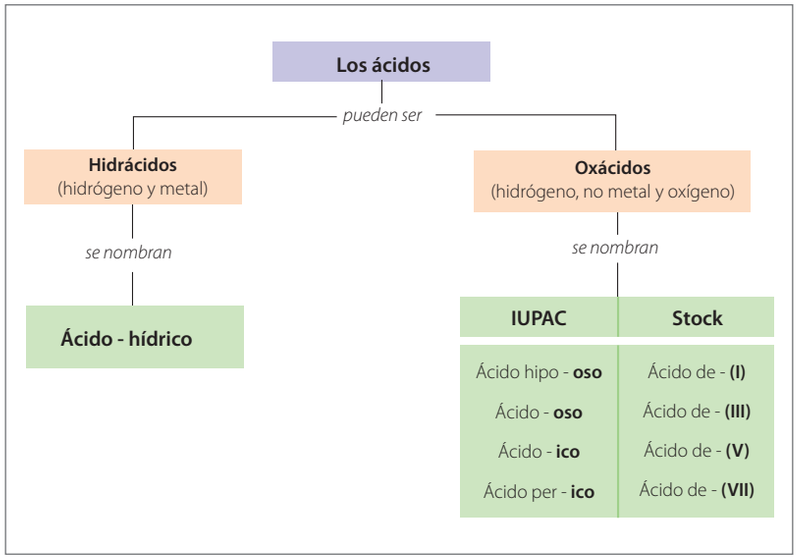


Figura 13. Cuadro resumen de la nomenclatura de ácidos.

Tarea **TIC**

Visita la página web goo.gl/mq6Ug, *La tiza virtual*, sobre formulación y nomenclatura química inorgánica. Aquí encontrarás actividades interactivas para repasar la formulación y nomenclatura de los hidróxidos y otras funciones químicas.

Trabajo cooperativo

Elaboren en grupos un tríptico informativo sobre la función ácido. **Incluyan** información sobre su formación, clasificación, nomenclatura, utilidades y normas de cuidado al trabajar con los mismos.

BECU_Q1_B4_U8.indd 112 7/1/14 5:49 PM

Ácidos oxácidos

Los ácidos oxácidos son compuestos ternarios que contienen hidrógeno, oxígeno y un no-metal en su molécula. Se obtienen de la reacción entre un óxido ácido, es decir, formado por un no-metal y el agua. En la fórmula se coloca en primer lugar el hidrógeno, luego el no-metal y por último el oxígeno. En la nomenclatura de los ácidos oxácidos se utilizan los mismos prefijos y sufijos empleados con los óxidos. Por ejemplo:

— Del óxido nítrico: $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow H_2N_2O_6 \longrightarrow 2HNO_3$ *Ácido de nitrógeno (V)*

— Del óxido hipocloroso: $Cl_2O + H_2O \longrightarrow H_2Cl_2O_2 \longrightarrow 2HClO$ *Ácido de cloro (I)*

— Del óxido carbónico: $CO_2 + H_2O \longrightarrow H_2CO_3$ *Ácido de carbono (IV)*

— Del óxido sulfúrico: $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ *Ácido de azufre (VI)*

Cuando reaccionan el óxido bórico, el óxido hipofosforoso, el óxido fosforoso y el óxido fosfórico con el agua, se obtienen varios ácidos dependiendo del número de moléculas de agua que se añadan al óxido.

Sin embargo, la forma más estable de los ácidos obtenidos corresponde a la reacción del óxido con tres moléculas de agua:

— Del óxido fosforoso: $P_2O_3 + 3H_2O \longrightarrow H_6P_2O_6 \longrightarrow H_3PO_3$ *Ácido de fósforo (III)*

— Del óxido fosfórico: $P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow H_6P_2O_8 \longrightarrow H_3PO_4$ *Ácido de fósforo (V)*

Función sal

Las **sales** se definen como las sustancias resultantes de la reacción entre los ácidos y las bases. También pueden resultar de combinaciones entre un metal y un no-metal, con el oxígeno.

Las sales son compuestos binarios, ternarios o cuaternarios, que resultan de la unión de una especie catiónica con una especie aniónica, las cuales provienen del ácido y la base involucradas. El catión es, por lo general, un ion metálico, aunque también existen sales de iones como el amonio (NH_4^{1+}). El anión proviene normalmente del ácido. En consecuencia, puede ser un anión simple o monoatómico (Cl^{1-}, S^{2-}, etc.) o un ion poliatómico (como SO_4^{2-}, NO_3^{1-}, ClO^{1-}). Por ejemplo: el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio reaccionan para formar el cloruro de sodio o sal común, según la ecuación:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

Ácido clorhídrico — *Hidróxido de sodio* — *Cloruro de sodio* — *Agua*

Para nombrar las sales es necesario saber qué catión y qué anión intervienen en su formación.

Los cationes

Los cationes reciben el nombre del elemento del cual provienen (**figura 14**). Por ejemplo, el ion sodio es Na^{1+} y el ion aluminio es Al^{3+}. Si se trata de un metal, con capacidad para formar dos iones, estos se distinguen por las terminaciones **oso**, para el menor, e **ico**, para el mayor. Si se usa el sistema stock, la valencia del metal se indica entre paréntesis. Por ejemplo: Fe^{2+} es el ion ferroso o hierro (II) y Fe^{3+} es el ion férrico o hierro (III).

Símbolo	Nombre	Símbolo	Nombre
NH_4^+	Amonio	Pd^{2+}	Paladio (II) o paladioso
Ag^+	Plata	Cu^{2+}	Cobre (II) o cúprico
Cu^{1+}	Cobre (I) o cuproso	Hg^{2+}	Mercurio (II) o mercúrico
Hg^{1+}	Mercurio (I) o mercurioso	Au^{3+}	Oro (II) o áurico
Au^{1+}	Oro (I) o auroso	Fe^{3+}	Hierro (III) o férrico
Fe^{2+}	Hierro (II) o ferroso	Ni^{3+}	Níquel (III) o niquélico
Ni^{2+}	Níquel (II) o niqueloso	Co^{3+}	Cobalto (III) o cobáltico
Co^{2+}	Cobalto (II) o cobaltoso	Sn^{3+}	Estaño (III) o estánnico
Sn^{2+}	Estaño (II) o estannoso	Pb^{4+}	Plomo (IV) o plúmbico
Pb^{2+}	Plomo (II) o plumboso	Pt^{4+}	Platino (IV) o platínico
Pt^{2+}	Platino (II) o platinoso	Pd^{4+}	Paladio (IV) o palúdico

Figura 14. Cationes más comunes.

Ti Trabajo individual

Utiliza material reciclado para elaborar una maqueta comparativa entre una sal hidrácida y una sal oxácida.

L Lección

Escribe en tu cuaderno la ecuación de formación de cinco sales. **Incluye** ejemplos de sales hidrácidas y oxácidas.

BECU_Q1_B4_U8.indd 113 7/1/14 5:49 PM

Símbolo	Nombre
F^-	Fluoruro
Cl^-	Cloruro
Br^-	Bromuro
I^-	Yoduro
S^{2-}	Sulfuro
CN^-	Cianuro
ClO^-	Hipoclorito
ClO_2^-	Clorito
ClO_3^-	Clorato
ClO_4^-	Perclorato
MnO_4^-	Permanganato
HCO_3^-	Bicarbonato
NO_2^-	Nitrito
NO_3^-	Nitrato
SO_3^{2-}	Sulfito
SO_4^{2-}	Sulfato
CO_3^{2-}	Carbonato
PO_3^{3-}	Fosfito
PO_4^{3-}	Fosfato
CrO_4^{2-}	Cromato
$Cr_2O_7^{2-}$	Bicromato

Figura 15. Aniones más comunes

Los aniones

Cuando los ácidos se encuentran en solución acuosa, se disocian o separan en iones con carga positiva y negativa, en razón a la fuerte atracción que ejercen las moléculas del agua sobre las del ácido.

Como vimos, los ácidos se caracterizan porque siempre presentan hidrógeno, así, al disociarse, se forman iones H^+, además de iones negativos, cuya composición depende de los demás elementos presentes.

Por ejemplo:

— $HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-$

— $HNO_3 \longrightarrow H^{1+} + NO_3^{1-}$

— $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^{1+} + SO_4^{2-}$

Para nombrar los aniones se considera el nombre del ácido del cual provienen (**figura 15**) y se procede de la siguiente manera:

- Si el ácido termina en **hídrico**, el anión terminará en **uro**.
- Si el ácido termina en **oso**, el anión terminará en **ito**.
- Si el ácido termina en **ico**, el anión terminará en **ato** (**figura 16**).

Para los ejemplos anteriores, se tienen:

— Del ácido clor**hídrico**, según la reacción $HCl \rightleftharpoons H^{1+} + Cl^{1-}$, se obtiene el anión clor**uro**.

— Del ácido nítr**ico**, $HNO_3 \rightleftharpoons H^{1+} + NO_3^{1-}$, se obtiene el anión nitr**ato**.

— Del ácido sulfúr**ico**, $H_2SO_4 \rightleftharpoons 2H^{1+}\ SO_4^{2-}$, se forma el anión sulf**ato**.

— Del ácido carbón**ico**, $H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^{1+} + CO_3^{2-}$, se forma el anión carbon**ato**.

Tipos de sales: neutras, ácidas, básicas y dobles

Se distinguen cuatro tipos de sales, en función de los aniones y cationes que las forman. Son las sales neutras, ácidas, básicas y dobles.

- **Sales neutras**: son las sales que se han estudiado hasta ahora. Al formarse, todos los hidrógenos del ácido y todos los hidroxilos de la base reaccionan completamente, hasta neutralizarse.
- **Sales ácidas**: los ácidos que contienen más de un átomo de hidrógeno en sus moléculas pueden dar origen a más de un anión. Por ejemplo, el ácido carbónico, H_2CO_3, da origen a los iones CO_3^{2-} y HCO_3^{2-}. Este último es un **anión hidrogenado** y tiene carácter ácido, puesto que está en capacidad de suministrar iones H^+. Cuando estos aniones se unen con un catión, forman sales conocidas como **sales ácidas**.

  La nomenclatura de los aniones hidrogenados es similar a la empleada para otros aniones, solo que se especifica el número de hidrógenos presentes.

  Para el ejemplo anterior, el $HCO^-{}_3$, se llama anión hidrogenocarbonato o carbonato ácido. Otros ejemplos son:

  — El anión $HSO^1{}_4{}^-$, llamado hidrogenosulfato o sulfato ácido.

  — El anión $HPO^2{}_4{}^-$, cuya denominación es hidrógeno fosfato o fosfato monoácido.

  — El anión $H_2PO^1{}_4{}^-$, que es conocido como dihidrógeno fosfato o fosfato diácido.

Tarea TIC

Visita la página web goo.gl/MV7PJ, sobre oxisales neutras y nomenclatura química. **Realiza** las actividades interactivas para repasar la nomenclatura de la función sales.

BECU_Q1_B4_U8.indd 114 7/1/14 5:49 PM

La nomenclatura de las sales ácidas se realiza de la misma manera que para las sales neutras, con el nombre del anión hidrogenado. También se acostumbra colocar a las sales ácidas provenientes de ácidos de dos hidrógenos el prefijo **bi** para indicar la presencia del hidrógeno. Es importante destacar que el prefijo bi, en este caso, no quiere decir «dos» como es habitual.

En algunos casos, estas sales ácidas se nombran como la sal neutra, especificando en el nombre que se trata de una sal ácida, incorporando al nombre de la sal la palabra «ácido» o «diácido».

Por ejemplo: el $NaHCO_3$ es el hidrogenocarbonato de sodio o bicarbonato de sodio o carbonato ácido de sodio y el KH_2PO_4 es el dihidrogenofosfato de potasio o fosfato diácido de potasio.

- **Sales básicas**: se forman cuando la base de la cual provienen contiene más de un anión OH^-, dando origen a cationes que aún contienen iones OH^-. Para nombrarlas, se procede de igual manera que para las sales neutras, colocando la palabra «básico» o «dibásico» al nombre, según si contiene uno o dos OH^-.

  Por ejemplo: el $Ca(OH)Cl$ es el cloruro básico de calcio, el $AlOH(NO_3)_2$ es el nitrato básico de aluminio y el $Al(OH)_2NO_2$ se denomina nitrito dibásico de aluminio.

- **Sales dobles**: son las que se obtienen cuando un ácido reacciona con dos bases de diferentes metales. Por ejemplo:

  $H_2SO_4 + NaOH + KOH \longrightarrow KNaSO_4$ *(sulfato de potasio y sodio)*

  $H_3PO_3 + Ca(OH)_2 + NaOH \longrightarrow CaNaPO_3$ *(fosfito de sodio y calcio)*

Aunque todos estos tipos de sales son importantes, la mayor parte de las sales conocidas son sales neutras, es decir, no contienen átomos de hidrógeno unidos al anión ni iones hidróxido.

En el cuadro de la **figura 17** se resumen las principales características de los diferentes tipos de sales.

Nombre del ácido	Nombre de la sal
_____hídrico	_____uro
Hipo____oso	Hipo____ ito
____ oso	_____ito
____ico	_____ato
Per_____ico	Per_____ato

Figura 16. Nomenclatura de las sales oxácidas. El nombre deriva del ácido que las produzca.

Trabajo cooperativo

Formen grupos y **busquen** en Internet laboratorios virtuales relacionados con sales.

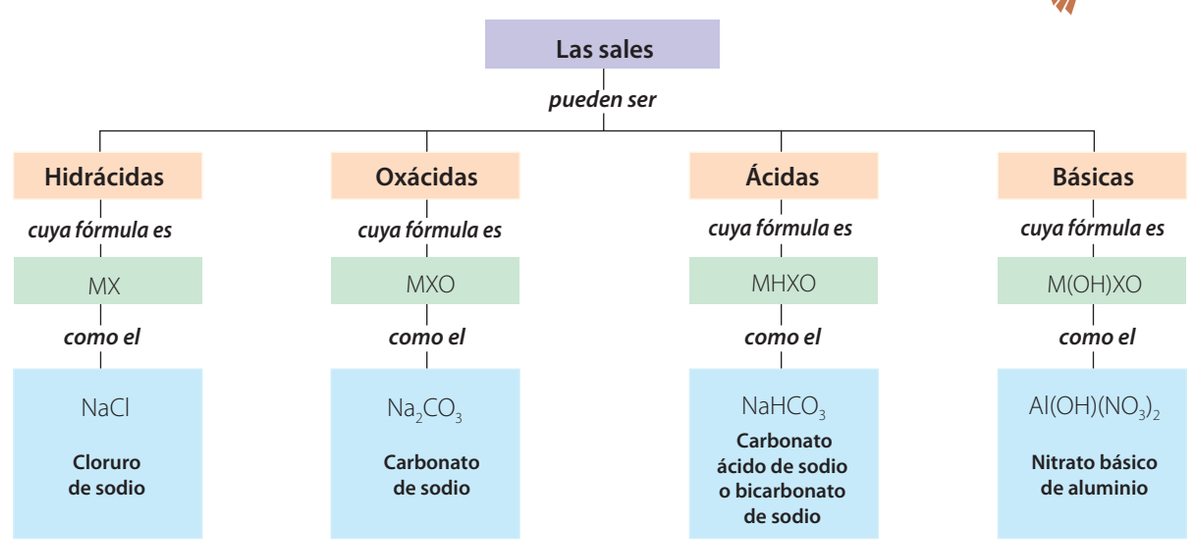


Figura 17. Cuadro resumen de la nomenclatura de sales.

BECU_Q1_B4_U8.indd 115 7/9/14 11:27 AM

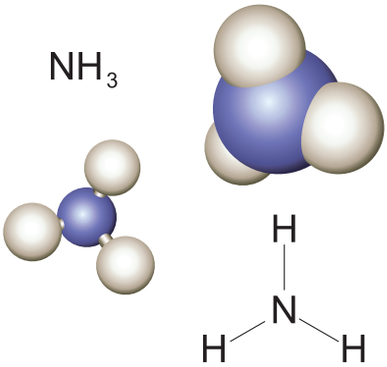


Figura 18. Estructura del amoniaco, un hidruro de gran importancia industrial.

Función hidruro

Los **hidruros** son compuestos binarios formados por hidrógeno y cualquier otro elemento menos electronegativo que el hidrógeno. Los hidruros son una excepción, en la cual el hidrógeno actúa con número de oxidación 1−.

Responden a la fórmula $\mathbf{EH_x}$, donde **E** es el símbolo del elemento que se combina con el hidrógeno (H) y **x** es el número de oxidación con el que actúa dicho elemento. Algunos ejemplos de hidruros son: NaH, CaH_2, NH_3 y SiH_4.

Los hidruros se nombran como **hidruro de**…, indicando a continuación el nombre del elemento que acompaña al hidrógeno. De este modo, NaH es el hidruro de sodio y CaH_2 es el hidruro de calcio.

En algunos casos, especialmente cuando se trata de hidruros de elementos no-metálicos, como el $N^{3-}H_3^{1+}$, se acostumbra denominarlos con nombres comunes. Por ejemplo, el trihidruro de nitrógeno es más conocido como amoniaco, el PH_3 es la fosfamina y el AsH_3 es la arsina (**figura 18**).

Peróxidos y fluoruros

En ocasiones, el oxígeno puede presentar estado de oxidación −1. Los compuestos donde ocurre esto se llaman **peróxidos** y responden a la fórmula **M—O—O—M**, donde **M** es un metal. Se caracterizan por presentar el enlace **O—O**, porque se descomponen en agua y muestran un alto poder oxidante. Por ejemplo: Na_2O_2 es el peróxido de sodio y BaO_2 es el peróxido de bario (**figura 19**).

Aunque en la mayoría de sus compuestos el oxígeno presenta estado de oxidación de 2−, recibiendo 2 electrones, en presencia de elementos altamente electronegativos, actúa con número de oxidación positivo, entregando electrones. Por ejemplo, en los fluoruros de oxígeno O_2F_2 y OF_2, el oxígeno presenta números de oxidación 1+ y 2+, respectivamente.

Investiga TIC

Indaga sobre la utilidad de los peróxidos, junto con sus características físicas y químicas. **Apóyate** con la información de la página web *Ciencias Galilei*, en relación a los peróxidos: goo.gl/i95Z0

Figura 19. El peróxido de hidrógeno o agua oxigenada es muy empleado como antiséptico y decolorante.

Radicales

Reciben este nombre los **átomos o grupos de átomos no cargados eléctricamente**. Se presentan en un gran número de compuestos, son muy reactivos, confiriéndole a los compuestos propiedades características. Normalmente no existen en estado libre.

Los radicales se originan por rompimiento simétrico (homolítico) de una molécula.

En forma general el proceso se representa así:

$$A:B \longrightarrow A:B \longrightarrow A\cdot \quad + \quad B\cdot$$

Rompimiento homolítico — *Radical 1* — *Radical 2*

Se representan con los símbolos respectivos a los elementos involucrados, añadiendo un punto para indicar que son radicales y se nombran adicionando el sufijo **ilo**. Por ejemplo:

CO· Radical carbonilo, presente en compuestos como el cloruro de carbonilo (COCl).

OH· Radical hidroxilo, presente en compuestos como el etanol (C_2H_5OH).

SO· Radical tionilo, presente en compuestos como el bromuro de tionilo ($SOBr_2$).

PO· Radical fosforilo, presente en compuestos como el nitruro de fosforilo (PON).

BECU_Q1_B4_U8.indd 116 7/1/14 5:49 PM

Actividades

- Reconoce el número de oxidación de un determinado elemento en un compuesto químico.

1. El número de oxidación de un elemento se refiere a la carga que posee un átomo cuando se encuentra como ion. **Establece** el número de oxidación del azufre, S, en cada uno de los siguientes compuestos:

a) H_2S
b) Na_2SO_4
c) $CaSO_3$
d) CaS
e) $KHSO_3$

- Identifica las funciones químicas.

2. **Identifica** la función química a la que pertenece cada una de las sustancias que aparecen a continuación.

a) Óxido mercúrico
b) Ácido fluorhídrico
c) Hidróxido de níquel (II)
d) Sulfato de bario
e) Ácido bórico
f) Carbonato de sodio
g) Sulfato de cobre

3. **Indica** cuáles de los siguientes óxidos son óxidos ácidos. **Justifica** la respuesta.

a) CO
b) Fe_2O_3
c) BeO
d) N_2O_5
e) P_2O_3
f) Cl_2O_7

4. **Copia** la tabla en tu cuaderno y **complétala** con la clasificación de los compuestos inorgánicos.

Función	Grupo funcional
Óxidos	
Ácidos oxácidos	
Ácidos hidrácidos	
Hidróxidos o bases	
Sales neutras	
Sales ácidas	
Sales básicas	
Hidruros	
Peróxidos	

- Aplica los principios de la formulación inorgánica para resolver problemas de aplicación.

5. En el laboratorio se encuentran frascos con las siguientes etiquetas:

¿Se trata en los tres casos de la misma sustancia? **Busca** información si es necesario y **explica** la respuesta.

6. Los abonos químicos, como el nitrato de amonio, NH_4NO_3, se utilizan para mejorar el rendimiento de algunos cultivos. **Plantea** la reacción para la obtención de este compuesto. ¿Qué clase de sustancia es? **Explica** la respuesta.

7. El lenguaje propio de la química denominado *nomenclatura* permite comunicarse de una manera muy específica. Según el siguiente texto: «la lluvia ácida se forma, porque los óxidos del nitrógeno, de azufre y de carbono producen, con la humedad del aire, ácido nítrico, ácido carbónico y ácido sulfúrico»…

a) ¿Qué clase de sustancias se forman en este proceso? **Justifica** la respuesta.

b) ¿Qué reacciones se llevan a cabo en el proceso de la formación de la lluvia ácida? **Explica**.

c) ¿Qué similitudes en cuanto a la composición química presentan los óxidos de los elementos mencionados? **Describe**.

d) ¿Qué similitudes en cuanto a la composición química presentan los ácidos mencionados?

8. Algunas sustancias utilizadas como combustibles en centrales térmicas, fábricas de automóviles y otras industrias contienen azufre. El azufre, por la acción del oxígeno atmosférico en las combustiones, se transforma en trióxido de azufre y este, con el vapor de agua de la atmósfera, en ácido sulfúrico. **Responde**.

a) ¿Cuál es la secuencia de las reacciones para producir el ácido sulfúrico?

b) ¿Qué clase de ácido es este?

9. Existen diversos sistemas para nombrar los compuestos: *stock*, *común* y *sistemática*. **Trata** de inventar otro sistema mediante el cual se puedan poner nombres a las sustancias químicas. ¿Podrán otras personas entender este nuevo lenguaje?

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B4_U8.indd 117 7/1/14 5:49 PM

Unidad 9

Composición cuantitativa

Destrezas con criterio de desempeño:

- Analizar la composición cuantitativa de las sustancias desde la relación entre el mol y el número de Avogadro.
- Descubrir la masa molar de los compuestos, su composición porcentual, su fórmula empírica y molecular desde la descripción de los procesos adecuados para calcular las fórmulas de los compuestos químicos, partiendo de los porcentajes o masas de los elementos que los constituyen.

Conocimientos previos

- ¿Qué es una fórmula química?
- ¿Cómo se encuentra estructurada una fórmula?
- ¿Qué información nos proporciona una fórmula química?

Tarea

Calcula la masa molecular relativa del ácido fosfórico, sulfato de calcio y del óxido de aluminio.

La medida de la cantidad de sustancia

Dalton y otros químicos lograron determinar la masa de los átomos conocidos en ese momento (hidrógeno, oxígeno, carbono, cloro, hierro, etc.) por comparación, es decir, analizando la proporción en la que se combinaban los elementos para formar un compuesto. Por ejemplo, si en el ácido clorhídrico el hidrógeno se combina con el cloro en una proporción 1:35,5, la masa del átomo de cloro debe ser 35,5 veces la del hidrógeno.

El átomo más pequeño resultó ser el de hidrógeno; el átomo de carbono tenía una masa que era 12 veces la del hidrógeno; la del oxígeno era 16 veces mayor que la del hidrógeno; y así sucesivamente. Las masas así obtenidas son **masas atómicas relativas**, ya que se establecen con relación a la masa del átomo de hidrógeno (**figura 20**).

Masa molecular relativa

Cuando se descubrieron las partículas en el interior del átomo y se midió su masa, se determinó que la masa de un átomo era la suma de la masa de las partículas que lo formaban (protones, neutrones y electrones). Resultaba así que la masa de un átomo de hidrógeno-1 era 1,008, y la del isótopo del carbono-12, 12,000. Por eso se tomó como base para medir las masas atómicas relativas la doceava parte de este isótopo del carbono, que es exactamente la unidad. Así, se denomina **masa atómica relativa** de un elemento químico a la masa de sus átomos con relación a la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

En 1960, la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) definió la **uma** (Unidad de Masa Atómica, u) como una cantidad de materia igual a la doceava parte de un átomo del isótopo de carbono-12. Actualmente se lee la masa de los átomos en la tabla periódica.

Una uma equivale a $1{,}66 \cdot 10^{-27}$ kg.

La **fórmula** de un compuesto nos indica los átomos de cada elemento que forman su molécula, o el equivalente a una molécula, en el caso de que sea un compuesto iónico. De este modo, la masa molecular relativa de un compuesto se obtiene sumando la masa atómica relativa de cada uno de sus elementos:

- Masa molecular relativa del CO_2 = masa del C + 2 · masa del O
  Masa molecular relativa del CO_2 = 12 + 2 · 16 = 44.
- Masa molecular relativa del $CaCl_2$ = masa del Ca + 2 · masa del Cl
  Masa molecular relativa del $CaCl_2$ = 40,1 + 2 · 35,5 = 111,1.

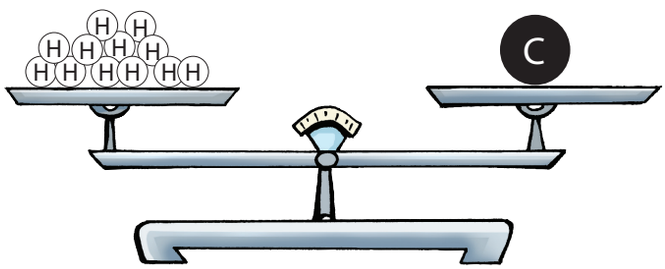


Figura 20. La masa atómica relativa toma como referencia la masa de un átomo de hidrógeno.

BECU_Q1_B4_U9.indd 118 7/1/14 5:52 PM

El mol

Un átomo es una cantidad de sustancia extraordinariamente pequeña. De igual modo, una molécula, que es un conjunto de pocos (a veces no tan pocos) átomos, es también una cantidad de sustancia muy pequeña. Para manejarnos en la práctica es necesario definir una unidad mucho mayor que represente una cantidad de sustancia del orden del gramo. Esta unidad es el mol, que ha sido aceptada en 1971 como una de las siete unidades fundamentales del Sistema Internacional. Es la unidad que corresponde a la magnitud **cantidad de sustancia**.

Un **mol de átomos** es la cantidad de un elemento químico que contiene tantos átomos como hay en 0,012 kg de carbono-12. La masa de un mol de átomos equivale a su masa atómica relativa expresada en gramos. Mientras que un **mol de un compuesto** es la cantidad de ese compuesto equivalente a su masa molecular relativa expresada en gramos (**figura 21**).

$Ba(NO_3)_2 \rightarrow 261{,}34$ g $NaNO_3 \rightarrow 85$ g $KMnO_4 \rightarrow 158$ g

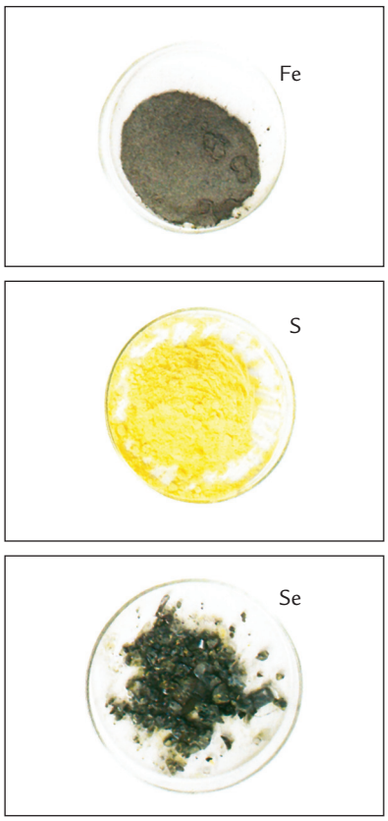


Figura 21. Un mol de una sustancia tiene distinta masa que un mol de otra sustancia, pero el mismo número de partículas.

Ejemplo

1. **Calcular un mol de H_20.**

   La masa molar del agua es 18. Por lo tanto, un mol de agua son 18 g de agua.

2. **Calcular un mol de CO_2.**

   La masa molar del CO_2 es 22. Por lo tanto un mol de CO_2 son 44 g de CO_2.

También se puede calcular la cantidad de sustancia (en moles) que hay para cierta masa de cualquier sustancia de la siguiente manera:

$$N\ (mol) = \frac{m(g)}{M(\frac{g}{mol})}$$

Ejemplo

1. **Calcular la cantidad de sustancia que hay en 36 g de agua.**

   La masa molecuar del agua es 18. Por lo tanto, 1 mol de agua son 18 g.

$$N\ (mol) = \frac{36\ g\ H_2O}{(\frac{18g}{mol})\ H_2O} = 2 \text{ moles de } H_2O$$

Numero de Avogadro

En 1811, el químico italiano **Amadeo Avogadro** determinó de forma experimental que en 1 mol hay $6{,}022 \cdot 10^{23}$ partículas. En su honor se le denomina **número de Avogadro (N_A)**. Basándose en las experiencias de **Joseph-Louis Gay-Lussac** (1778-1850) con los gases, Avogadro llegó a determinar el número de partículas en un mol.

En 1 mol de átomos hay el número de Avogadro de átomos ($6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos). Es decir, un mol es un número específico de material. Por ejemplo, cuando se habla de una docena de lápices o de una centena de huevos, se hace referencia

BECU_Q1_B4_U9.indd 119 7/1/14 5:52 PM

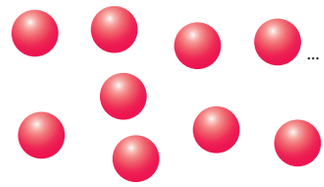
Trabajo individual

Elabora un mapa del carácter sobre Amadeo Avogadro, para ello tendrás que investigar su biografía, junto con sus aportes a la ciencia.

a 12 lápices o 100 huevos. En el caso de un mol de un elemento, este equivale a $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos, y un mol de un compuesto equivale a $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas. Un mol de átomos de sacarosa tiene la misma cantidad de partículas que un mol de átomos de cobre, pero este último cabe en una mano (63.5 gr frente a 360 gr).

1 átomo de carbono = 12 u

u = unidad de masa atómica = $1{,}661 \times 10^{-24}$g

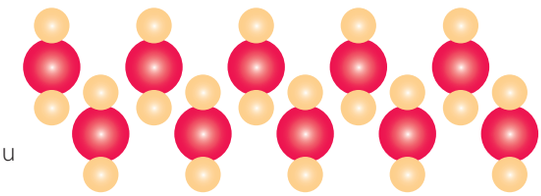


1 mol de carbono = 12 g

1 mol de carbono = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono

En 1 mol de un compuesto hay el número de Avogadro de moléculas (o su equivalente, en el caso de compuestos iónicos).

1 molécula de CO_2 = 12 + 2 · 16 = 44 u



1 mol de CO_2 = 12 + 2 · 16 = 44 g

1 mol de CO_2 = $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2

En 1 molécula de CO_2 hay…		En 1 mol de CO_2 hay…	
1 átomo de C	12 u de C	1 mol de átomos de C	12 g de C
2 átomos de O	2 · 16 u = 32 u de O	2 mol de átomos de O	2 ·16 g = 32 g de O
Su masa es 44 u		Su masa es 44 g	

Figura 22. Cálculo del mol y número de Avogadro.

El número de Avogadro nos indica:

- El número de átomos que hay en un mol de átomos (átomo-gramo) de cualquier elemento.
- El número de moléculas que hay en un mol (molécula-gramo) de cualquier compuesto.
- El número de moléculas gaseosas contenidas en un mol (molécula-gramo) de cualquier gas a 0ºC y una atmósfera de presión.

Ejemplo

1. Calcular cuál es el peso en gramos de un átomo de calcio. Peso atómico del calcio: 40 g.

$$1 \text{ átomo de calcio} \cdot \frac{40\text{g}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 6{,}64 \cdot 10^{23} \text{ g}$$

2. Calcular cuántas moléculas hay en cinco moles de agua (H_2O).

$$5 \text{ moles } H_2O \cdot 6{,}02 \cdot \frac{10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } H_2O} = 30{,}10 \cdot 10^{23} \text{moléculas de } H_2O$$

Lección

Calcula la masa de cada uno de los elementos presentes en:

a) 2,5 moles de Ca.

b) $2{,}0 \cdot 10^{23}$ átomos de Al.

c) $6{,}022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2.

BECU_Q1_B4_U9.indd 120 7/1/14 5:52 PM

Masa molar de las sustancias

La **masa molar** se define como la masa de un mol de una sustancia. La masa molar es una característica física única, característica de cada sustancia pura. En el campo de la química, la unidad común usada para expresar la masa molar es de gramos/mol. La masa molar de cualquier elemento es numéricamente igual a su masa atómica (expresada en uma) en la tabla periódica.

Los elementos tienen diferentes masas molares ya que los átomos de diferentes elementos tienen diferente número de protones, neutrones y electrones, por tanto tienen diferentes masas atómicas. Diferentes masas atómicas conducen a diferentes masas molares. Aquí se muestran algunos ejemplos de la **masa molar de algunos elementos.**

- La masa molar del carbono C es 12,0107 g/mol → un mol de carbono tiene aproximadamente 12 g de masa.
- La masa molar del potasio K es 39,0983 g/mol → un mol de potasio tiene aproximadamente 39 g de masa.
- La masa molar del oxígeno O es 15,9994 g/mol → un mol de oxígeno tiene aproximadamente 16 g de masa.

Para calcular la masa molar de los compuestos químicos se debe sumar la masa molar de los elementos que lo integran (**figura 23** y **figura 24**).

Tarea

1. **Explica** la diferencia entre mol y número de Avogadro.
2. **Calcula** la masa molar del Fe.

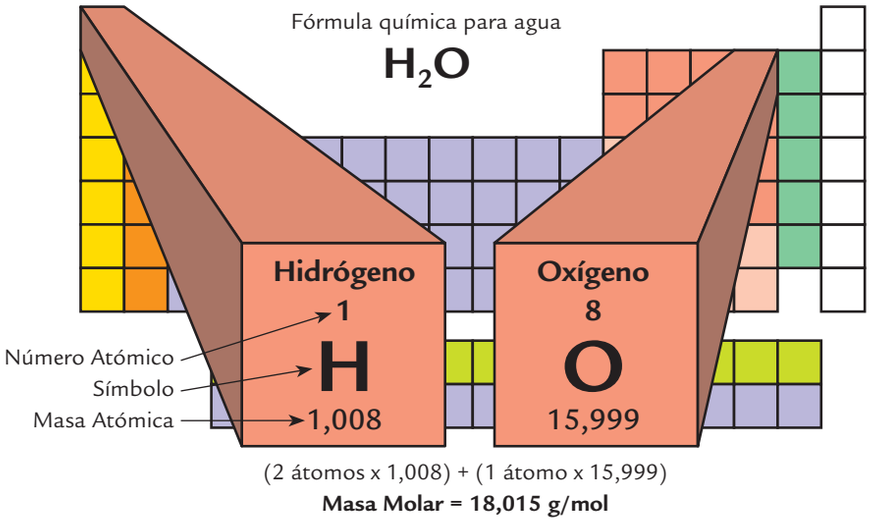


Figura 23. Para calcular la masa del agua hay que sumar la masa atómica del hidrógeno (multiplicada por 2, ya que en la formula se expresa que son dos átomos de H) y la masa atómica del oxígeno expresada en gramos / mol.

Sustancia	Fórmula	Masas atómicas relativas	Masa molar
Agua	H_2O	1,00794 · 2 + 15,9994	18,01528 ≈ 18 g/mol
Sal común	NaCl	22,98977 + 35,453	58,44277 ≈ 58,4 g/mol
Ácido sulfhídrico	H_2S	1,00794 · 2 + 32,065	34,08088 ≈ 34 g/mol
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	1,00794 · 2 + 32,065 + 15,9994 · 4	98,05688 ≈ 98,06 g/mol

Figura 24. Masa molar de algunos compuestos.

BECU_Q1_B4_U9.indd 121 7/1/14 5:52 PM

Tarea TIC

Visita la página web *Química Fácil* goo.gl/ZIlQM para repasar los contenidos relacionados con mol, masa molecular relativa y masa molar. **Prepara** una ficha de resumen.

Trabajo cooperativo TIC

En un tablero, a manera de maqueta, **escojan** una sustancia química y **establezcan** todas las relaciones posibles entre número de átomos, mol, masa molar. **Compartan** su trabajo con el resto de la clase. **Apóyense** visitando la siguiente página web *Full Química*, Química de masas: goo.gl/ThvFL.

Ejemplo

1. Calcular la masa molar del NaOH.

En primer lugar, se puede identificar los elementos que conforman el compuesto y el número de moles de átomos de cada uno:

1 mol de hidróxido de sodio está conformado por 1 mol de átomos de sodio, 1 mol de átomos de oxígeno y 1 mol de átomos de hidrógeno.

Na: $1 \cdot 23 = 23$ g
O: $1 \cdot 16 = 16$ g
H: $1 \cdot 1 = 1$ g

$M_{NaOH} = 23 + 16 + 1 = 40$ g/mol

2. Calcular la masa molar del H_2SO_4.

Un mol de ácido sulfúrico está conformado por 2 moles de átomos de hidrógeno, 1 mol de átomos de azufre y 4 moles de átomos de oxígeno.

H: $2 \cdot 1 = 2$ g
S: $1 \cdot 32 = 32$ g
O: $4 \cdot 16 = 64$ g

$M_{H2SO4} = 2 + 32 + 64 = 98$ g/mol

3. Calcular la masa molar del $Cu_3(PO_4)_2$.

Cu: $3 \cdot 63{,}55 = 190{,}65$ g
P: $2 \cdot 30{,}55 = 61{,}94$ g
O: $8 \cdot 16 = 128$ g

$M_{Cu3(PO4)2} = 190{,}65 + 61{,}94 + 128 = 380{,}59$ g/mol

Relaciones entre masa, mol, número de átomos, moléculas e iones

Como hemos visto, el **mol** es la unidad fundamental de la magnitud **cantidad de sustancia** que se relaciona con el resto de magnitudes.

En la **figura 25** se presenta la relación existente entre la masa de una sustancia química y su número de átomos, moléculas e iones, través del concepto de **mol**.

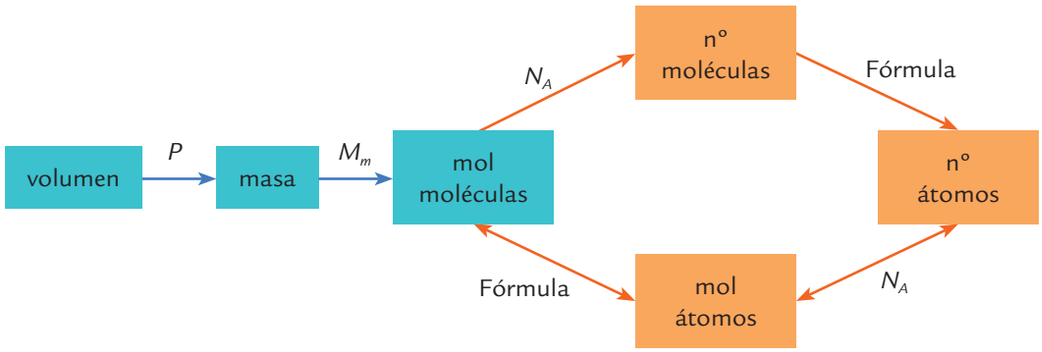


Figura 25. Relación entre masa y número de átomos.

BECU_Q1_B4_U9.indd 122 7/2/14 11:09 AM

Una ley fundamental de la química afirma que todo compuesto químico que esté formado por dos o más elementos diferentes, cuaenta con una cantidad o composición porcentual determinada de los elementos que lo componen. Esto quiere decir que, por ejemplo, el $Al(OH)_3$ que se obtiene en una parte del mundo tiene el mismo porcentaje de alumnio, de oxígeno y de hidrógeno que el que se puede obtener en cualquier otra parte del mundo.

La composición porcentual

La **composición porcentual** de una sustancia es el porcentaje de masa de cada elemento presente en un compuesto: el 100% estará dado por la masa total del compuesto la cual recibe el nombre de **masa molar**. La composición porcentual de cada elemento dentro de un compuesto es siempre la misma, independientemente del tamaño de la muestra que se tome.

La composición porcentual se puede calcular si se conoce la fórmula del compuesto, mediante una simple regla de tres, así:

$$\% \text{ del elemento} = \frac{\text{masa total del elemento}}{\text{masa molecular}} \cdot 100$$

Como se mencionó anteriormente, la masa del elemento presente en el compuesto está dada por la masa molar del elemento multiplicada por las moles de átomos del elemento.

Para un mol de agua, se tiene 2 moles de átomos de hidrógeno y mol de átomos de oxígeno. La masa atómica del hidrógeno es 1 g y la del oxígeno es 16 g. Por lo tanto, la masa molar del agua es 18 g.

Con este dato, la composición porcentual de cada elemento es la siguiente:

Porcentaje de H = 2 g/18 g · 100 = 11,11%

Porcentaje de O = 16 g/18 g · 100 = 88,89%

La fórmula de las sustancias

En química es muy importante establecer métodos para conocer cuáles son los componentes de una sustancia química. Si se trata de una sustancia pura, nos permiten conocer además el tipo de elementos que la forman y la relación numérica existente entre sus átomos, es decir, su **fórmula química** (**figura 26**).

La fórmula de una sustancia química, si tomamos en consideración la masa de los átomos que la integran, expresa la proporción en masa en la que los elementos intervienen en ella. Así, la fórmula de la molécula del amoniaco, NH_3, indica que contiene un átomo de nitrógeno y tres de hidrógeno. Como el átomo de H tiene una masa de 1,008 u y el átomo de N tiene un masa de 14,007 u, es evidente que en una molécula de amoniaco hay:

$$\frac{3{,}024 \text{ u de H}}{17{,}031 \text{ u de } NH_3} \cdot 100 = 17{,}76\% \text{ de hidrógeno}$$

$$\frac{14{,}007 \text{ u de N}}{17{,}031 \text{ u de } NH_3} \cdot 100 = 82{,}24\% \text{ de nitrógeno}$$

La **composición centesimal**, es decir, los porcentajes en masa de hidrógeno y nitrógeno, permanece invariable cualquiera que sea el número de moléculas que consideremos.

Tarea

Calcula el porcentaje de cada uno de los elementos (composición centesimal) presentes en las siguientes sustancias químicas:

a) hidróxido de sodio

b) ácido sulfúrico

c) cloruro de potasio

Lección

Determina la composición centesimal del sulfato de aluminio.

Figura 26. Las fórmulas química son útiles para identificar el contenido de los recipientes usados en un laboratorio.

BECU_Q1_B4_U9.indd 123 7/1/14 5:52 PM

Trabajo individual

1. **Determina** la fórmula empírica de un compuesto que tiene 64,4% de carbono, 5,5% de hidrógeno y 29,9% de hierro.
2. **Calcula** la fórmula empírica de un compuesto que tiene 77,73% de hierro y 22,27% de oxígeno.

Hay dos tipos de fórmulas:

- **Fórmula empírica**: indica los elementos que forman un compuesto y en qué proporción se combinan sus átomos, expresada con los números enteros más sencillos.
- **Fórmula molecular**: indica los elementos que forman un compuesto y cuántos átomos de cada uno hay en una molécula del compuesto.

Fórmula empírica o mínima

La palabra empírica siginifa que está basado en la observación y medida. Es por ello que la fórmula empírica de una sustancia es aquella que señala el número relativo de átomos en la molécula, es decir, indica la relación proporcional ente el número de átomos de cada elemento presente en una molécula, sin que esta relación señale exactamente la cantidad de átomos. La fórmula empírica se puede determinar a partir del porcentaje de composición: es decir, el análisis del compuesto en función de sus elementos componentes. Ejemplo: CH_2O es la fórmula empírica que expresa la relación 1 C, 2 H y 1 O. Esto nos indica que el compuesto tiene un átomo de carbono, dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno; la proporción es 1:2:1.

Esta fórmula puede corresponder a varias sustancias, por eso se la escribe con la notación $(CH_2)n$. Por ejemplo:

Si n = 1, CH_2O, la fórmula corresponde al metanol.
Si n = 6, $C_6H_{12}O_6$, la fórmula corresponde a la glucosa.

Para calcular la fórmula empírica se sigue los siguientes pasos:

1. Se divide la composición porcentual de cada elemento por su peso atómico, lo cual nos da la proporción de cada elemento en la fórmula.
2. Si este cociente en algunos casos es decimal, como los átomos están en proporciones de números enteros sencillos, se busca cociente de cocientes, dividiendo cada uno de los obtenidos anteriormente por el menor de ellos.
3. Si con el paso anterior todavía los números no son enteros, se amplifican todos.

Una vez que los números den enteros, se los usa como subíndices al escribir la formula empírica.

Ejemplo

Calcular la formula empírica de un compuesto que contiene 11,11% de hidrógeno y 88,88% de oxígeno.

- Si suponemos que hay 100 g de la sustancia entonces el porcentaje de cada elemento es igual a los g de este elemento en 100 g.

H = 11,11 g de H O = 88,88 g de O

$$H = \frac{11{,}11 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol de H}} = 11{,}11 \text{ mol de átomos de H}$$

$$O = \frac{88{,}88 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol de O}} = 5{,}55 \text{ mol de átomos de O}$$

- Buscamos que los números sean enteros dividiendo por el menor:

$$H = \frac{11{,}11 \text{ mol}}{5{,}55 \text{ mol}} = 2 \qquad O = \frac{5{,}55 \text{ mol}}{5{,}55 \text{ mol}} = 1$$

La relación más sencilla es 2:1

- Asignamos los números enteros como subíndices en la formula empírica.

Fórmula empírica: H_2O

BECU_Q1_B4_U9.indd 124 7/1/14 5:52 PM

Otra forma para llegar a calcular la fórmula empírica de un compuesto se muestra a continuación, con un ejemplo de un compuesto que contiene 82,76% de carbono y 17, 24% de hidrógeno.

La fórmula del compuesto es del tipo: CxHy. La composición centesimal determina la masa, en gramos, de cada elemento que hay en 100 g de compuesto. Se determina los moles de cada elemento que representa esa cantidad:

- Ca → 82,76 g de C · $\frac{1\text{mol de C}}{12\text{ g de C}}$ = 6,90 mol de C
- H → 17,24 g de H · $\frac{1\text{ mol de H}}{1\text{ g de H}}$ = 17,24 mol de H

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción. Para encontrarlos se divide ambos números por el más pequeño de los dos.

Si los números que se obtienen en esta primera aproximación no son enteros, se multiplica todos los subíndices por un factor hasta obtenerlos. En este ejemplo, basta con multiplicar por 2.

$C\ \frac{6,90}{690}\quad H\ \frac{17,24}{6,90} \quad \Rightarrow \quad C_1H_{2,5} \quad \Rightarrow \quad C_2H_5$

Fórmula empírica: C_2H_5.

Fórmula molecular

La fórmula molecular es la fórmula real de compuesto. Además de la información que suministra la fórmula empírica, la fórmula molecular indica el número real de átomos de cada elemento, presentes en ese compuesto.

Para calcularla es necesario conocer la fórmula empírica y además la masa molecular de la sustancia.

La fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica:

Fórmula molecular = (fórmula empírica)*n*

Para determinar el valor de *n* se divide la masa molecular de la sustancia por la masa de la fórmula empírica:

n= masa molecular /masa fórmula empírica

El resultado debe ser un número entero sencillo por el que luego se multiplica cada uno de los subíndices de los elementos en la fórmula empírica y así se halla la cantidad exacta de cada elemento de ese compuesto.

Ejemplo

1. **Hallar la fórmula molecular de un compuesto cuya fórmula empírica es CH_2O y su masa molecular es de 180 g/mol.**

   Para hallar la fórmula molecular: $(CH_2O)n$, necesitamos buscar el valor de n:

   C = 12 · 1 = 12 g

   H = 1 · 2 = 2 g

   O = 16 · 1 = 16 g

   Total = 30 g

   $n = \frac{180/\text{mol}}{30\text{ g}} = 6$ moles

   Fórmula molecular: $(CH_2O)\ 6$ o $C_6H_{12}O_6$.

Trabajo individual **TIC**

Resuelve más ejercicios sobre composición centesimal y fórmula mínima o empírica en la siguiente página web sobre problemas de composición química: goo.gl/qiKGf.

Lección

En la combustión de 0,785 g de una sustancia orgánica formada por carbono, hidrógeno y oxígeno se forman 1,50 g de CO_2 y 0,921 g de H_2O. **Determina** la fórmula molecular sabiendo que tiene una masa molar de 45,07 g/mol.

BECU_Q1_B4_U9.indd 125 7/1/14 5:52 PM

Lección

El nitrógeno y el oxígeno forman muchos compuestos. Uno de ellos tiene la masa molar 92 g/mol y un porcentaje de nitrógeno del 30,43%. **Determina** la fórmula empírica y la formula molecular de este compuesto.

Investiga

Indaga sobre la importancia de la fórmula mínima y molecular. **Elabora** un organizador gráfico para resumir los aspectos más relevantes de tu investigación.

2. El análisis químico de un compuesto orgánico gaseoso muestra que contiene un 85,63% de C y un 14,37% de H. ¿Cuál será la fórmula empírica de este compuesto? Si su densidad media experimentalmente en condiciones normales es de 1,875 g/l, ¿cuál será su fórmula molecular?

En una muestra de 100 g de compuesto hay 85,63 g de C y 14,37 g de H. Si la fórmula de un compuesto indica la relación del número de átomos de cada elemento en una molécula, ¿cuántos átomos de cada elemento hay en la muestra?

Puesto que la masa atómica del carbono es 12g/mol, en 85,63 g hay:

$$85{,}63 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{12 \text{ g C}} = 7{,}13 \text{ moles de átomos de C}$$

Análogamente, si el hidrógeno tiene una masa atómica de 1g/mol, en 14,37 g hay:

$$14{,}37 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos H}}{1 \text{ g H}} = 17{,}37 \text{ moles de átomos de H}$$

Para buscar la relación entre átomos dividimos la cantidad mayor entre la menor:

$$\frac{14{,}37 \text{ moles de átomos de H}}{7{,}13 \text{ moles de átomos de C}} = 2{,}02 \sim 2$$

El carbono y el hidrógeno se combinan en la relación de 1 mol de átomos de C a 2 moles de átomos de H. Como 1 mol de átomos de C tiene el mismo número de átomos que 1 mol de átomos de H, resulta que los átomos de C se combinan con los átomos de H en la relación de 1 a 2.

Entonces, la fórmula empírica es: CH_2.

La relación más sencilla de composición es CH_2, pero cualquiera de sus múltiplos tiene la misma composición; por ejemplo, C_2H_4, C_3H_6,… La verdadera fórmula del compuesto es un múltiplo entero de la fórmula empírica. Si la densidad medida en condiciones normales es de 1,875 g/l, la masa molecular del compuesto es:

$$1{,}875 \frac{g}{l} \cdot \frac{22{,}41 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 42 \text{g/mol}$$

Así: $(\text{Masa } CH_2) \cdot n = \text{masa molecular compuesto} \rightarrow$

$$\rightarrow n = \frac{\text{masa molecular compuesto}}{\text{Masa } CH_2} = \frac{42 \text{ g}}{14 \text{ g}} = 3$$

Entonces, la fórmula molecular del compuesto orgánico es: C_2H_6

Fórmula estructural

La fórmula estructural es la que mayor información aporta, pues indica qué elementos conforman el compuesto, en qué cantidad exacta se encuentran y dónde están los enlaces entre los átomos dentro de la molécula, así como sus ángulos. En otras palabras, indica no solo la proporción de átomos, sino también la posición o estructura de la molécula (**figura 27**).

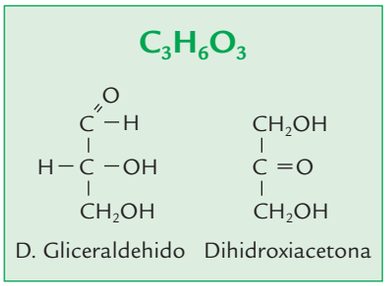


Figura 27. Existen compuestos que presentan la misma fórmula molecular, pero diferente fórmula estructural. Estos compuestos reciben el nombre de *isómeros*.

BECU_Q1_B4_U9.indd 126 7/1/14 5:52 PM

Actividades

- Identifica las características de mol, numero de Avogadro, formula mínima y fórmula molecular.

1. **Define** los siguientes términos.

a) Unidad de masa atómica

b) Mol

c) Masa molar

d) Composición porcentual

2. **Determina** cuáles de las siguientes expresiones son verdaderas. **Justifica** tu respuesta.

a) Un mol de átomos de calcio (Ca) contiene el mismo número de átomos que una mol de sodio (Na).

b) La masa atómica está dada por la suma de protones y neutrones de un átomo.

c) Mol es la cantidad de sustancia que contiene un núcleo atómico.

d) La fórmula empírica es la base para obtener la fórmula molecular.

e) En una mol de cloruro de sodio (NaCl) hay 6,02 moléculas.

3. **Lee** el siguiente enunciado y, con base en lo aprendido acerca del número de Avogadro, **explica** si es correcto o no.

Si tuvieras un mol de panes, eso bastaría para que cada habitante de la Tierra comiera 51 000 panes cada segundo durante 75 años.

- Determina la masa molecular y la relación entre mol y número de Avogadro.

4. **Elige** la respuesta correcta de cada una de las siguientes preguntas. **Justifica** tu respuesta realizando el cálculo en tu cuaderno.

- La masa molecular del cloruro de sodio (NaCl) es:

a) 2 g/mol

b) 38,5 g/mol

c) 50 g/mol

d) 58,5 g/mol

e) 60 g/ mol

- En un mol de agua (H_2O) cuya masa es de 18 g/mol tenemos:

a) 5 protones y 5 electrones

b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ átomos de agua

c) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua

d) 25 g de H_2O

e) 70% de O_2

5. **Contesta** las siguientes preguntas.

a) ¿Por qué es importante el concepto de mol?

b) ¿Para qué sirve el número de Avogadro?

c) ¿Qué semejanza y diferencia puedo establecer entre fórmula empírica y fórmula molecular?

- Resuelve ejercicios de aplicación sobre masa molecular, relación porcentual, formula mínima y molecular.

6. **Halla** la masa molecular para los siguientes compuestos:

a) $CaSO_4$

b) Na_3PO_4

c) $Ca_3(BO_3)_2$

d) H_3AsO_3

7. **Calcula** cuántos moles de hierro representan 15,0 g de hierro (Fe).

8. **Calcula** la composición porcentual de cada uno de los elementos que conforman el $Fe(NO_3)_3$.

9. El cloruro de aluminio se forma cuando reaccionan 13,43 g de aluminio con 53,18 g de cloro. **Calcula** cuál es la composición porcentual del $AlCl_3$.

10. **Calcula** la fórmula empírica de un compuesto que contiene 40,5 % de azufre, 30,4% de oxígeno y 29,1% de sodio.

11. En 3,63 g de un compuesto de oxígeno y calcio hay 2 g de calcio. **Halla** la fórmula empírica de este óxido.

12. Se encontró que un compuesto tiene la fórmula CH_2O, lo que se determinó sin conocer su masa molecular. Después se determinó que la masa molecular era de 177g. **Calcula** cuál es la fórmula molecular del compuesto.

13. Un compuesto contiene un 32,65% de S, 65,30% de O y 2,04% de H en masa. **Determina** su fórmula empírica.

14. Cuando se analiza el contenido de una muestra de 10 g de un compuesto cuya masa molecular es 60 g/mol, se obtiene: 4 g de C, 0,67 g de H y 5,33 g de O. **Calcula** la fórmula empírica y molecular del compuesto.

15. Una sustancia gaseosa contiene 48,7% de carbono, 8,1% de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si su masa molar es de 74 g/mol, **determina** cuáles serían sus fórmulas empírica y molecular.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B4_U9.indd 127 7/1/14 5:52 PM

Evaluación

- Distingue los principales elementos químicos e indica sus números de oxidación más importantes; además, desarrolla fórmulas sencillas a partir de sus iones.

1 punto **1.** **Copia** una tabla como la siguiente en tu cuaderno y **completa** la información pertinente sobre el fosfato de calcio.

Átomo	Cantidad	Número de oxidación	Cargas

1 punto **2.** **Copia** una tabla similar a la siguiente y **establece** las fórmulas de las sales formadas entre los iones que aparecen aquí.

Anión	Catión	Fórmula de la sal	Nombre de la sal
$(SO_4)^{-2}$			
F^{-1}			
$(NO_3)^{-1}$			
S^{-2}			
$(PO_4)^{-3}$			
$(HSO_3)^{-1}$			
Cl^{-1}			
$(NO)^{-1}$			
$(H_2PO_4)^{-1}$			
I^{-1}			

0.5 puntos **3.** **Establece** el número de oxidación de los elementos que constituyen las siguientes especies.

a) KH

b) BaF_2

c) $NaHSO_4$

d) HNO_3

e) $Al(OH)_3$

- Forma y nomina adecuadamente los compuestos químicos binarios, ternarios y cuaternarios más importantes.

1 punto **4.** **Escribe** la fórmula química de los siguientes óxidos:

a) Óxido de cloro (VII)

b) Óxido estánico

c) Óxido plúmbico

d) Óxido de azufre (VI)

e) Óxido de mercurio (I)

f) Óxido cromoso

1 punto **5.** Los productos para destapar las cañerías están constituidos por hidróxido de sodio y por hipoclorito de sodio. **Responde** las siguientes preguntas.

a) ¿Cuáles son las fórmulas químicas de estos compuestos?

b) ¿En qué grupos funcionales inorgánicos se pueden clasificar las sustancias que constituyen los productos desatascadores?

c) Conociendo las propiedades de estos grupos funcionales, ¿qué precauciones se deben tener en cuenta para la manipulación de estos productos?

BECU_Q1_B4_U9.indd 128 7/1/14 5:52 PM

1 punto **6.** **Copia** la siguiente tabla en tu cuaderno y **complétala** teniendo en cuenta las funciones químicas inorgánicas, la nomenclatura común y la nomenclatura stock.

Fórmula química	Nombre común	Nombre stock
$Zn(OH)_2$		
HClO		
Cr_2O_3		
$NaHSO_4$		
H_2SO_3		
Fe_2O_3		
$CaCO_3$		
H_2S		
KOH		
$Cu(OH)_2$		

1 punto **7.** **Copia** las siguientes columnas en el cuaderno. Luego **escribe** dentro del paréntesis de las fórmulas de la columna izquierda la letra correspondiente.

( ) HF — **a)** Cloruro de aluminio
( ) BaO — **b)** Ácido nitroso
( ) HNO_2 — **c)** Hidróxido de bismuto
( ) $AlCl_3$ — **d)** Óxido de bario
( ) $Bi(OH)_3$ — **e)** Óxido hipocloroso
( ) Cl_2O — **f)** Ácido carbónico
( ) H_2CO_3 — **g)** Nitrato básico de aluminio
( ) $AlOH(NO_3)_2$ — **h)** Ácido fluorhídrico

● Calcula eficientemente fórmulas moleculares de compuestos a partir de sus fórmulas mínimas.

1 punto **8.** **Determina** la fórmula empírica y la fórmula molecular para cada uno de los compuestos que forma el carbono con el cloro, teniendo en cuenta los siguientes datos:

%C	% Cl	Masa molecular
7,79	92,21	154
10,13	89,87	237
25,26	74,74	285
11,25	88,75	320

● **Indicador esencial de evaluación.**

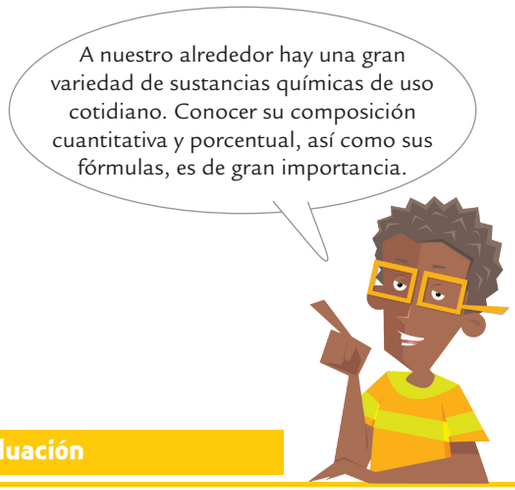
0.5 puntos **9.** El PAN es un componente de la niebla, contiene 19,8% de carbono, 2,5% de hidrógeno y 11,6% de nitrógeno, el resto del compuesto es oxígeno. **Escribe** su fórmula empírica.

0.5 puntos **10.** Dos hidrocarburos tienen la misma fórmula empírica CH; la masa molecular del primero es 26,04 g/mol y la del segundo 52,07 g/mol. **Calcula** cuáles son sus fórmulas moleculares.

0.5 puntos **11.** **Calcula** la fórmula empírica de un óxido que contiene 63,6% de nitrógeno y 26,4% de oxígeno.

0.5 puntos **12.** El propileno tiene una masa molecular de 42,0 g y contiene 14,3% de hidrógeno y 85,7% de carbono. **Determina** su fórmula molecular.

0.5 puntos **13.** **Escribe** la fórmula estructural de la glucosa.



Coevaluación

- **Formen** grupos de trabajo.
- **Averigüen** entre sus vecinos o miembros de la familia cuáles son los productos químicos que utilizan en forma cotidiana, pueden ayudarse a través de una encuesta sencilla.
- **Revisen** las respuestas y **elaboren** conclusiones y recomendaciones. **Presenten** el informe en clase.
- **Respondan** cómo se organizaron para cumplir con el trabajo encomendado.

Autoevaluación (Metacognición)

- ¿Te resulta complejo o sencillo el nominar y escribir fórmulas de los compuestos químicos?
- ¿Qué tema de este bloque despertó tu curiosidad científica y la búsqueda de más información?
- ¿Qué dificultades podrías encontrar para aplicar lo que aprendiste en la vida cotidiana?

BECU_Q1_B4_U9.indd 129 7/1/14 5:53 PM

Educación ambiental

La química y el medioambiente: Los biocombustibles

Problemáticas medioambientales como el cambio climático y la contaminación de nuestro planeta ocupan la portada de los periódicos y están cobrando mucha importancia en nuestra vida cotidiana. La mayoría de personas considera que las industrias químicas en sí son muy perjudiciales para el medioambiente. No obstante, son numerosos los avances y las investigaciones científicas en el campo de la química que permiten desarrollar materiales y aplicaciones que protegen los ecosistemas y conservan la calidad y el estilo de vida que deseamos.

La investigación en ciencias de la biología y de la química ha revelado que los procesos industriales en química y petroquímica desempeñan un papel fundamental en la resolución de problemas medioambientales, como promover energías alternativas a través de los biocombustibles.

Los biocombustibles se definen más comúnmente como una fuente de energía que se produce a partir de material biológico o de la biomasa, tales como aceites de caña, maíz, celulosa o vegetales productores de azúcar. El objetivo estratégico de los biocombustibles es complementar o incluso sustituir a los combustibles fósiles, cuya cantidad está disminuyendo constantemente y rápidamente.

Los tipos más difundidos de biocombustibles en estos días son el etanol y el biodiésel. Muchos tipos de aceites vegetales se pueden transformar en biocombustibles: girasol, palma, soja y otros tipos de aceites derivados de plantas son buenas para ese fin.

BECU_G1_B4_U9.indd 130 7/1/14 5:53 PM

El aceite de cocina usado se puede utilizar para producir biodiésel. El proceso para convertirlo en biodiésel no es muy complicado en teoría: básicamente consiste en mezclarlo con un alcohol, como el metanol. Sin embargo, el reciclaje de aceite usado no es la única forma de generar energía de biocombustibles. Otro método se basa en el proceso, llamado fermentación, que es, de hecho, parecido al proceso de fabricación de la cerveza. El resultado final de este método es el etanol, que es otro tipo importante de biocombustibles, junto con el biodiésel. Hoy en día, el etanol puede ser producido a partir de cualquier tipo de biomasa, que contiene hidratos de carbono (la mayoría de las plantas que son ricas en almidón o azúcar).

Los pros y contras

Mucho se ha dicho acerca de la influencia positiva de la amplia utilización de biocombustibles en términos de protección del medio ambiente. La sustitución de la gasolina convencional con biodiésel o etanol en el transporte puede reducir significativamente las emisiones de gases de efecto invernadero a la atmósfera (hasta un 100%). Aunque el dióxido de carbono y algunos otros productos químicos nocivos se producen también durante la combustión de un biocombustible, su cantidad es mucho menor en comparación con las emisiones durante la quema de combustibles fósiles.

Además de ser limpio para el medio ambiente, el biodiésel también se considera para ser una mejor opción para el motor diésel en comparación con el combustible diésel convencional. El biodiésel proporciona una mejor lubricación y deja menos residuos en el motor después de su combustión. Además, el biodiésel es completamente biodegradable y seguro.

¿Qué pasa en el Ecuador?

En el Ecuador existen nuevos proyectos para impulsar la utilización de los biocombustibles, por ejemplo se produce etanol en el proyecto piloto Ecopaís, en la ciudad de Guayaquil. El plan piloto produce actualmente alrededor de 80 000 galones diarios de Ecopaís, para lo cual demanda 4 000 galones de etanol (unos 15 000 litros) que le provee Producargo, productora de alcohol del ingenio estatal Ecudos (La Troncal). Con esta producción, se sustituyó la gasolina extra por Ecopaís en 19 estaciones de servicio en Guayaquil. En el caso de biodiésel, existe desde mayo de 2010 una planta piloto que produce 100 litros cada seis horas en Ibarra en la Universidad Católica del Ecuador de esta ciudad. Los aceites que procesa provienen de materias primas como higuerilla y la jatropha, dos plantas oleaginosas de donde se extrae un aceite de uso industrial no comestible. El biodiésel producido es suficiente para que un vehículo pueda funcionar sin realizar adaptaciones al motor.

Actividades

1. **Contesta** las siguientes preguntas.
   - ¿Qué son los biocombustibles?
   - ¿Qué material se utiliza para la elaboración de los biocombustibles?
   - ¿Qué ventajas se derivan de la utilización de los biocombustibles?
2. **Investiguen** sobre le proceso para elaborar biodiésel casero. Con esa información, **realicen** una práctica de laboratorio para demostrar como se obtiene este biocombustible.
3. Algunos cuestionan la pertinencia de los biocombustibles ya que sostienen que estos promueven los monocultivos que son perjudiciales para el medio ambiente, ¿qué alternativas de solución podrías plantear? **Desarrolla** tu respuesta a través de un ensayo.
4. **Elabora** un mapa mental sobre la química y el medio ambiente. **Socializa** tu trabajo en clase.

BECU_Q1_B4_U9.indd 131 7/1/14 5:53 PM

Nombre químico de compuestos cotidianos

Cada ciencia tiene su propio lenguaje. En química inorgánica las sustancias han sido agrupadas en **funciones** con el fin de poder ser reconocidas por sus nombres y por sus propiedades. En las experiencias que se presentan a continuación se van a conocer el **nombre común** y el **nombre químico** de algunas sustancias de uso diario.

Conocimientos necesarios: Nomenclatura de óxidos, ácidos, bases y sales.

Reactivos

- Blanqueador
- Producto para destapar cañerías
- Multivitamínico
- Polvo para hornear
- Leche de magnesia
- Agua oxigenada, H_2O_2
- Cloruro de sodio, NaCl
- Sal dietética
- Ácido muriático, HCl
- Sulfato de magnesio, $MgSO_4$

1

Reactivo

EXPERIMENTO 1

Procedimiento

1. **Clasifica** los diferentes productos en óxidos, ácidos, bases y sales, con base en su nombre comercial o común.
2. **Lee** la etiqueta de cada producto y **escribe** la composición referenciada por el fabricante.
3. **Escribe** otro tipo de información que contengan las etiquetas.
4. **Compara** las etiquetas de los productos cotidianos con las de los reactivos químicos utilizados en el laboratorio. ¿Qué diferencias se encuentran?

Análisis de resultados

Responde:

1. ¿Qué símbolos de seguridad se encuentran en las etiquetas de los reactivos químicos?
2. ¿Qué nombre químico reciben el ácido muriático, la leche de magnesia, el agua oxigenada, la sal de Epson y el polvo para hornear?
3. ¿Qué nombre químico reciben otros tres productos que se utilizan en la vida diaria?
4. ¿Qué aplicación tienen la clasificación y la nomenclatura de los compuestos inorgánicos?

2

Producto multivitamínico

BECU_Q1_B4_U9.indd 132 7/1/14 5:53 PM

Oxidación

En la vida cotidiana se hace referencia a fenómenos de oxidación; escuchamos expresiones como: «la puerta se está oxidando», «le salió óxido al carro», «se avinagró el masato».

Mediante el diseño experimental propuesto se pueden observar algunas reacciones de oxidación y reflexionar acerca de los beneficios y los perjuicios que puede causar esta clase de reacciones.

Conocimientos necesarios: Reacciones redox, agentes oxidantes, agentes reductores.

Reactivos

- Agua oxigenada, H_2O_2
- Hipoclorito de sodio, NaClO, blanqueador de ropa

Materiales

- Bolsas de té
- Papel maché de diferentes colores
- Esponjillas de acero para limpiar
- Puntillas
- Pétalos de rosas u otras flores
- Tinta de varios colores
- 10 vasos de precipitados de 250 ml
- 10 cajas de Petri
- 1 estufa o un mechero

EXPERIMENTO 1

Procedimiento

1. **Calienta** 200 ml de agua en la estufa o mechero y **prepara** una solución con dos bolsas de té.
2. **Numera** de 1 a 3 las cajas de Petri. En la caja 1 **deposita** las puntillas; en la caja 2, un trozo de esponjilla y en la caja 3, los pétalos de flores.
3. **Adiciona** a cada caja 10 ml de blanqueador de ropa. **Déjalos** en reposo durante diez minutos y **escribe** las observaciones. **Observa** los resultados después de varios días.
4. **Repite** los pasos 2 y 3, cambiando la solución de blanqueador por agua oxigenada y **anota** los resultados obtenidos.
5. En un vaso de precipitados de 200 ml, **adiciona** 50 ml de la solución de té y **agrega** 50 ml de la solución con blanqueador de ropa. **Observa** y **escribe** los resultados.
6. **Repite** el paso 5, **cambia** el té por las tintas de colores. **Anota** las observaciones.
7. **Repite** los pasos 5 y 6, **cambia** la solución de blanqueador por agua oxigenada.
8. **Toma** varios trozos de papel maché de colores de 20 × 20 cm. En un extremo del papel **adiciona** 1 ml de solución con blanqueador de ropa y al otro extremo **adiciona** 1 ml de agua oxigenada. **Observa** y **compara** los cambios.

Análisis de resultados

Responde:

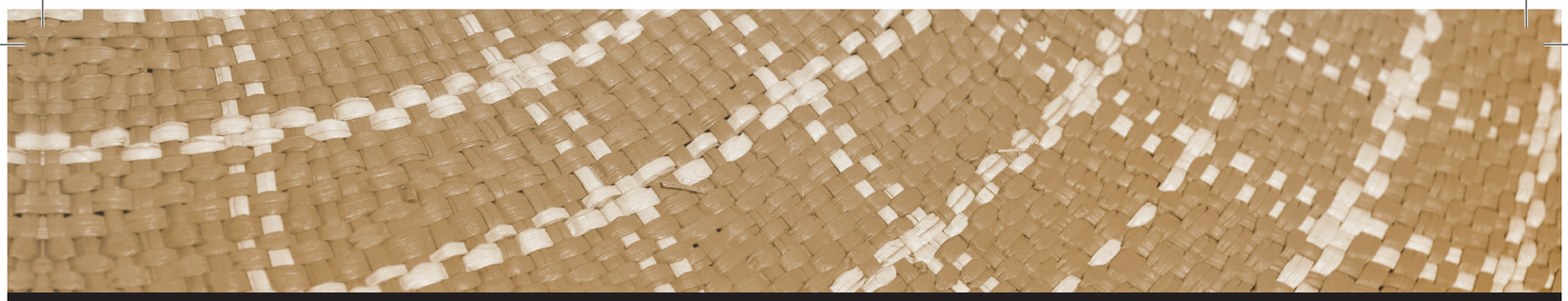
1. ¿Cuál de las sustancias utilizadas se puede considerar el agente oxidante de mayor efectividad?
2. ¿A qué se debe el cambio de color de los materiales depositados en las cajas de Petri?
3. ¿Por qué el té cambia de color al contacto con el blanqueador y el agua oxigenada?
4. ¿Qué función cumplen el blanqueador y el agua oxigenada cuando reaccionan con el papel maché?

BECU_Q1_B4_U9.indd 133 7/1/14 5:53 PM

Bloque 5

Reacciones químicas

BECU_Q1_B5_U10.indd 134 7/1/14 3:34 PM



La cinta de magnesio arde produciendo una luz blanca y brillante cuando se combustiona y da origen al óxido de magnesio. Esta es una de las cientos de miles de reacciones químicas que se producen tanto en forma natural como artificial. Las reacciones químicas son importantes para todos los niveles tanto químicos como biológicos. En los términos más simples, una reacción química requiere reactivos y productos. Los reactivos son los átomos o moléculas que están involucrados con el cambio, y los productos son los átomos o moléculas modificadas resultantes. Una reacción química se produce cuando los reactivos se unen entre sí para crear un producto que tiene diferentes propiedades químicas que los reactivos originales. En este bloque estudiaremos las clases de reacciones químicas que se producen, la forma correcta de expresarlas y la información que se derivan de estas a partir de cálculos químicos.

Antes de empezar

Observa la imagen y **responde**.

- ¿Por qué son importantes las reacciones químicas?
- ¿Pueden producirse reacciones químicas en nuestro organismo?
- ¿Cómo se puede evidenciar la presencia de una reacción química?

Objetivo educativo

Definir una reacción química, reconocer sus tipos, determinar que no es solamente transformación de materia, sino, además, transformación de energía; resolver situaciones problémicas cualitativas y cuantitativas relacionadas con estas transformaciones, y analizar algunas reacciones químicas de importancia para los seres vivos.

Sombrero de paja toquilla.
Artesanía elaborada en la Costa.

BECU_Q1_B3_U10.indd 135 7/1/14 5:54 PM

Unidad 10

Reacciones y ecuaciones químicas

Destrezas con criterio de desempeño:

- Analizar los diferentes tipos de reacciones químicas a partir de la descripción de las formas de combinarse o descomponerse de los reactivos que intervienen en ellas, y de la energía que absorben o emiten cuando se desencadenan.
- Clasificar las reacciones y analizarlas a partir de la discusión de los resultados obtenidos en procesos matemáticos y químicos, en los que se debe calcular la cantidad de energía que una reacción absorbe o emite al producirse.

Conocimientos previos

- ¿Cómo se forman los compuestos químicos?
- ¿Qué diferencia existe entre un cambio físico y un cambio químico?
- ¿Cómo se puede expresar la formación de un nuevo compuesto?

Trabajo individual

Investiga cinco ecuaciones químicas. En cada una de estas, **identifica** los reactivos y productos, junto con el estado físico en el que se encuentran los mismos.

Tarea

Indica cuáles de los siguientes cambios son reacciones químicas. **Explica** la respuesta.

1. Se evapora agua.
2. Un trozo de hierro se oxida.
3. Se disuelve azúcar en agua.
4. Se comprime el gas que hay dentro de una jeringa.

Los cambios químicos que se pueden observar en la materia se relacionan siempre con reacciones químicas. En este capítulo, se estudiarán los diferentes tipos de reacciones químicas que se pueden presentar en la naturaleza, así como la manera de representarlas por medio de ecuaciones químicas. Esta forma de representación está normalizada, es decir, se realiza aplicando una serie de convenios que se van a estudiar también a continuación.

Representación de los fenómenos químicos

Una **reacción química** es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias llamadas **productos** (**figura 1**).

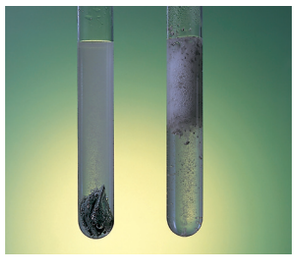


Figura 1. El zinc en virutas (izquierda) y en polvo (derecha) y el ácido clorhídrico (reactivos) reaccionan para formar cloruro de zinc (producto).

Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y las sustancias involucradas.

Toda ecuación química consta de dos miembros separados por una flecha, que indica el sentido de la reacción. Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha. La flecha se interpreta como «se convierte(n) en…».

$$\text{Reactivos} \xrightarrow{\textit{se convierten en}} \text{Productos}$$

Si hay más de un reactivo o se forma más de un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición. Por ejemplo,

$$C_3H_8 + 5O_2 \longrightarrow 3CO_2 + 4H_2O + E$$

Propano + *oxígeno* produce *gas carbónico* + *agua* + *energía*

En algunas ocasiones, es necesario especificar en la ecuación el estado de agregación en el que se encuentran tanto los reactivos como los productos. Así, si se trata de un gas se usa (g), un líquido (l), un sólido (s), una solución (sol) y una disolución acuosa (ac). Por ejemplo,

$$Zn_{(s)} + 2HCl_{(ac)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

El número que va antes de la fórmula química se llama **coeficiente estequiométrico**, y nos indica el número de moles de ese elemento o compuesto que intervienen en la reacción. En la reacción anterior, 1 mol de zinc, sólido, reacciona con 2 moles de ácido clorhídrico, en solución acuosa, para producir 1 mol de cloruro de zinc, en solución, y 1 mol de hidrógeno, gaseoso.

Frecuentemente es necesario especificar que ha ocurrido un cambio de estado, para lo cual se emplean flechas. Así, una flecha hacia arriba (↑), junto al elemento o al compuesto, indica desprendimiento de gas, y una flecha hacia abajo (↓) simboliza la formación de un precipitado. Por ejemplo:

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2\uparrow$$

$$AgNO_3 + NaCl \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

BECU_Q1_B5_U10.indd 136 7/1/14 5:54 PM

Clases de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar desde varios puntos de vista.

- Si existen cambios en el estado de oxidación de las sustancias se clasifican en redox y no redox.
- Teniendo en cuenta los **procesos químicos ocurridos**, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de desplazamiento, además de doble descomposición, óxido-reducción y neutralización.
- Teniendo en cuenta el **sentido en el que se lleva a cabo** una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- Teniendo en cuenta los **cambios energéticos producidos**, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas.
- Según el estado físico de las sustancias que intervienen, se clasifican en homogéneas y heterogéneas.

Reacciones de composición o de síntesis

Son las reacciones en las que dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia nueva, como se observa en los siguientes ejemplos (**figura 2**).

$$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$

$$HCl_{(g)} + NH_{3(g)} \longrightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

$$C_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)}$$

Reacciones de descomposición o de disociación térmica

En estas reacciones los reactivos se dividen en sustancias más sencillas, con lo cual el número de moléculas presentes en los productos es mayor que el número de moléculas en los reactivos. Así ocurre en la descomposición térmica del clorato de potasio, según la siguiente reacción.

$$2KClO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)}$$

Otros ejemplos son:

$$CaCO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}.$$

Reacciones de sustitución o de desplazamiento

Son aquellas en las que una sustancia simple reacciona con una más completa, desplazando o sustituyendo a uno de sus componentes. En la siguiente reacción:

$$2HCl_{(g)} + Zn_{(s)} \longrightarrow ZnCl_{2(ac)} + H_{2(g)}$$

se observa cómo el zinc desplaza al hidrógeno del ácido clorhídrico, produciéndose cloruro de zinc e hidrógeno gaseoso (**figura 3**).

Reacciones de doble descomposición

Se presentan cuando las sustancias reaccionantes se disocian en solución acuosa, dando lugar a pares de iones, los cuales, a su vez, reaccionan entre sí para formar sustancias nuevas, más estables. Por ejemplo, considérese la siguiente reacción:

$$2NaCl_{(ac)} + CaSO_{4(ac)} \longrightarrow CaCl_{2(ac)} + Na_2SO_{4(ac)}$$

En este proceso ocurren simultáneamente dos reacciones:

a) $NaCl_{(ac)} \longrightarrow Na^+_{(ac)} + Cl^-_{(ac)}$,

b) $CaSO_{4(ac)} \longrightarrow Ca^{2+}_{(ac)} + SO_{4(ac)}$

Luego se realiza el intercambio de especies, resultando las especies señaladas en la primera ecuación.

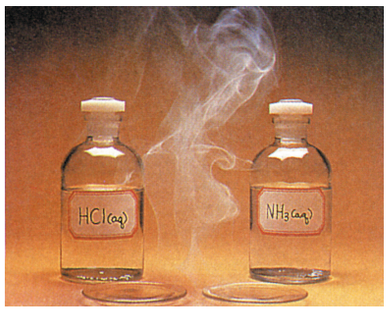


Figura 2. Reacción de $HCl_{(g)}$ y $NH_{3(g)}$ para formar $NH_4Cl_{(s)}$.

Trabajo cooperativo **TIC**

Formen equipos de trabajo y **realicen** una práctica de laboratorio que involucra una reacción química por descomposición: la electrólisis del agua. Para ello, **investiguen** sobre el procedimiento y materiales necesarios para realizar esta práctica en el laboratorio del colegio. **Presenten** los resultados de su trabajo a través de un informe.

Si no pueden realizar la práctica de electrólisis del agua en forma física, la pueden realizar a través de un laboratorio virtual. Para ello, **visiten** la siguiente dirección electrónica: goo.gl/Cb3zV, titulada *Laboratorio Virtual de la Universidad Nacional Autónoma de México*.

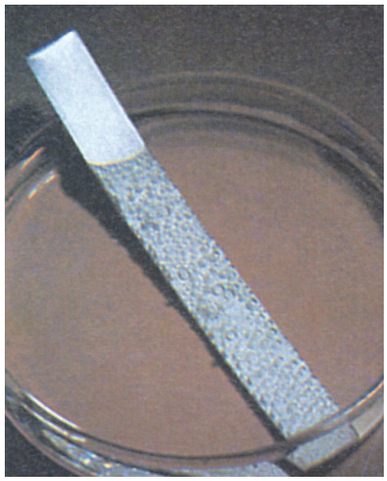


Figura 3. Reacción de desplazamiento del zinc metálico y el ácido clorhídrico. El hidrógeno gaseoso que se forma en la reacción burbujea en la superficie del zinc metálico introducido en el ácido.

BECU_Q1_B5_U10.indd 137 7/1/14 5:54 PM

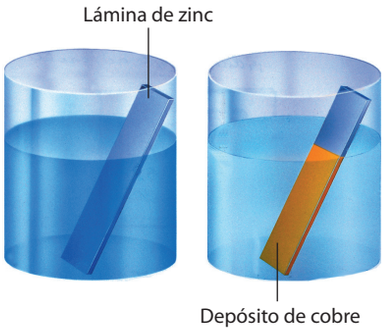


Figura 4. La reacción de una lámina de zinc en una disolución de sulfato de cobre es un ejemplo de reacción de óxido-reducción.

Reacciones de oxidación-reducción (redox)

Las reacciones de oxidación-reducción se pueden considerar como la suma de dos procesos independientes de oxidación y reducción. La **oxidación** es el proceso por el cual un elemento **pierde electrones**, y como resultado su número de oxidación aumenta. Por el contrario, la reacción de **reducción** es el proceso mediante el cual un elemento **gana electrones**, con lo cual el número de oxidación disminuye. La oxidación y la reducción son procesos simultáneos, que se denominan conjuntamente con la abreviatura de procesos **redox**.

Para ilustrar estos conceptos, se puede analizar el siguiente ejemplo. Si se introduce una lámina de zinc en una disolución concentrada de sulfato de cobre (II), se observa que, pasados unos minutos, la lámina se recubre de una capa delgada de cobre (**figura 4**). La ecuación química que describe lo ocurrido es:

$$Zn_{(s)} + CuSO_{4(sol)} \longrightarrow Cu_{(s)} + ZnSO_{4(sol)}.$$

Tanto el sulfato de cobre (II) como el sulfato de zinc son compuestos iónicos que, al estar en solución acuosa, se disocian formando iones.

$$CuSO_{4(sol)} \longrightarrow Cu^{2+}_{(ac)} + SO^{2-}_{4(ac)}$$

$$ZnSO_{4(sol)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(ac)} + SO^{2-}_{4(ac)}$$

Teniendo en cuenta este hecho, podemos escribir la anterior ecuación partiendo de los iones, como sigue:

$$Zn + Cu^{2+} + SO^{2-}_{4} \longrightarrow Cu + Zn^{2+} + SO^{2-}_{4}$$

$$Zn + \textit{Sulfato de cobre (II)} \longrightarrow Cu + \textit{Sulfato de zinc}$$

Como el ion sulfato aparece en ambos miembros de la ecuación, esta se puede escribir de manera más sencilla así:

$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$$

Esta ecuación nos indica que durante la reacción, el átomo de zinc, eléctricamente neutro, se ha transformado en un ion Zn^{2+}, para lo cual ha tenido que ceder dos electrones. En otras palabras, ha experimentado un proceso de oxidación. Por el contrario, el ion Cu^{2+} se ha transformado en un átomo de cobre eléctricamente neutro, para lo cual ha tenido que ganar dos electrones, es decir, ha experimentado un proceso de reducción.

$$Zn^{0} \longrightarrow Zn^{2+} + 2e$$

$$Cu^{2+} + 2e \longrightarrow Cu^{0}$$

Tarea

Elabora un mapa mental sobre las clases de reacciones químicas. **Recuerda** que en el mapa mental, tanto la información como el apoyo visual a través de gráficos coloridos son importantes.

Figura 5. Una aplicación común de la reacción ácido-base se presenta en los medicamentos que eliminan los ácidos estomacales, a través de la neutralización de estos por parte de un compuesto básico.

Reacciones de neutralización

Son reacciones entre ácidos y bases, en las que se produce una sal y agua (**figura 5**). El ejemplo típico de este tipo de reacciones es la interacción entre el ácido clorhídrico (HCl) y el hidróxido de sodio (NaOH) para producir cloruro de sodio y agua, como se muestra en la siguiente reacción.

$$HCl_{(ac)} + NaOH_{(ac)} \longrightarrow NaCl_{(ac)} + H_2O$$

Otros ejemplos son:

$$H_2SO_{4(ac)} + 2KOH_{(ac)} \longrightarrow K_2SO_{4(ac)} + 2H_2O.$$

Ácido sulfúrico + *Hidróxido de potasio* *Sulfato de potasio* + *Agua*

$$HNO_{3(ac)} + AgOH_{(ac)} \longrightarrow AgNO_{3(ac)} + H_2O.$$

Ácido nítrico *Hidróxido de plata* *Nitrato de plata* *Agua*

BECU_Q1_B5_U10.indd 138 7/1/14 5:54 PM

Reacciones reversibles

Son aquellas reacciones que se realizan simultáneamente en los dos sentidos. Es decir, a medida que se forman los productos, estos reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos (**figura 6**). Con ello, se crea una situación de **equilibrio químico** en la cual la velocidad de reacción directa es igual a la velocidad de reacción inversa. Este tipo de reacciones se representa con dos flechas, que separan los reactivos de los productos. Por ejemplo:

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrows 2HCl_{(g)}$$

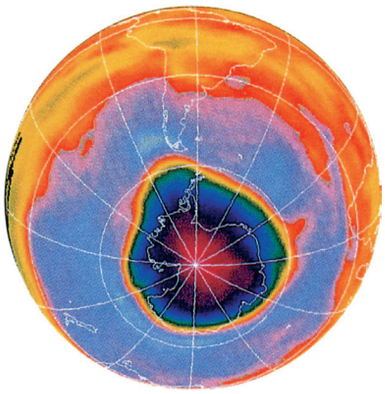


Figura 6. Un ejemplo de reacción reversible se presenta durante la formación de la capa de ozono que protege la Tierra de la intensidad de los rayos UV del Sol.

Reacciones irreversibles

En este caso, los reactivos reaccionan completamente para convertirse en los productos, sin la posibilidad de que estos originen nuevamente los reactivos (**figura 7**). La reacción se termina cuando se agota al menos uno de los reactivos. Ejemplo:

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2$$

En estas reacciones, los reactivos se encuentran separados de los productos por una flecha que nos indica que el sentido en que se desplaza la reacción es único.

Balanceo de ecuaciones

El químico francés **Lavoisier**, empleando sistemáticamente la balanza en el análisis de numerosas reacciones químicas, comprobó que la cantidad de materia que interviene en una reacción permanece constante antes, durante y después de producida la transformación.

Esto quiere decir que, en un sistema en reacción, la suma de las masas de las sustancias que intervienen como reactantes es idéntica a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos. Este enunciado se conoce como la **ley de la conservación de la masa**.

Figura 7. Los fuegos artificiales son un ejemplo de reacción irreversible, pues una vez que la pólvora se ha quemado, no es posible revertir el proceso.

¿Cómo se balancea una ecuación?

Para balancear o equilibrar una ecuación, es necesario colocar coeficientes numéricos que antecedan a las fórmulas correspondientes a los reactivos y productos involucrados, de tal manera que, al hacer el conteo de los átomos, este número sea igual a ambos lados de la ecuación (**figura 8**). Por ejemplo, se tiene la reacción:

$$HgO(s) \longrightarrow Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

a partir de la cual se establece la siguiente relación de masas.

— Peso atómico del Hg: 200,5 g

— Peso molecular del O_2: 2 · 16 g = 32 g

— Peso molecular del reactante, HgO: 200,5 g + 16 g = 216,5 g

— Peso de los productos: 200,5 g + 32,0 g = 232,5 g

Como se puede observar, la masa al inicio de la reacción es de 200,5 g y, al final, es de 232,5 g. Esto indica que la ecuación no está balanceada. Luego, para tener el mismo número de átomos de cada clase a ambos lados de la ecuación, debemos tener dos moléculas de HgO y dos átomos de mercurio (Hg). De ahí que la ecuación correcta sea:

$$2HgO_{(s)} \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}.$$

Lección

Ajusta las siguientes ecuaciones químicas e **identifica** el tipo de reacción.

a) $NaClO_3 \rightarrow NaCl + O_2$

b) $HNO_3 + Fe \rightarrow H_2 + Fe(NO_3)_2$

c) $KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow PbI_2 + KNO_3$

d) $C + O_2 \rightarrow CO_2$

e) $Ca(HCO_3)_2 \rightarrow CaCO_3 + CO_2 + H_2O$

BECU_Q1_B5_U10.indd 139 7/1/14 5:54 PM

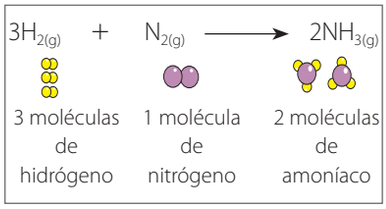


Figura 8. Aun cuando en las reacciones químicas se pueden producir efectos sorprendentes, la ley de la conservación de la masa siempre se cumple.

Tarea **TIC**

1. **Balancea** las siguientes ecuaciones químicas por simple inspección o tanteo.

   a) $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$

   b) $Fe_2O_3 + CO \rightarrow Fe + CO_2$

   c) $CuS + O_2 \rightarrow Cu_2O + SO_2$

   d) $CaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + HCl$

2. Para resolver más ejercicios sobre igualación de ecuaciones por simple inspección a través de una actividad interactiva, **visita** la dirección electrónica *Educarplus*: goo.gl/hK3Hb.

Ejemplo

Balancear la siguiente ecuación por simple inspección.

$KClO_{3(s)}$ + calor → $KCl + O_{2(g)}$

Primero, se colocan coeficientes antes de los compuestos $KClO_3$, KCl y O_2. Así:

$2KClO_3$ + calor → $2KCl + 3O_2$

A continuación, se cuentan los átomos y se observa que la ecuación está equilibrada.

Métodos para balancear ecuaciones

Existen varios métodos para balancear una ecuación química. A continuación, se explican el método de inspección simple o tanteo, el método por óxido-reducción y el método del ion-electrón.

Método de inspección simple o de tanteo

Para ilustrar paso a paso el procedimiento a seguir, se analizará la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio, con producción de óxido de calcio y agua.

Paso 1. Plantear la ecuación para los reactivos y productos:

$$HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + H_2O$$

Paso 2. Comprobar si la ecuación química está balanceada. Para ello, se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos. En nuestro ejemplo, tenemos:

- Reactivos: 3 átomos de H, 1 átomo de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 2 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 1 átomo de O.

Vemos que la ecuación química no está balanceada.

Paso 3. Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos. Como existen dos átomos de cloro en los productos y solo uno en los reactivos, se coloca un dos como coeficiente del HCl. Ahora, hay cuatro átomos de hidrógeno en los reactivos y solo dos en los productos, por lo que es necesario colocar un dos delante de la molécula de agua. Con estos coeficientes, la ecuación resultante es:

$$2HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

Es importante tener presente que por ningún motivo se pueden variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues, de lo contrario, estaríamos alterando la constitución química de las sustancias y, por consiguiente, los materiales involucrados en la reacción perderían su identidad. Obsérvese que para balancear los átomos de H se coloca un dos delante de la molécula de agua: $2H_2O$, y no se escribe H_4O_2, pues no tiene sentido.

Paso 4. Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada (**figura 8**). Para ello se revisa si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos, de forma similar a como se procedió en el paso 2.

- Reactivos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.

Paso 5. Escribir la ecuación química balanceada.

$$2HCl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2H_2O$$

Balanceo de ecuaciones por el método de los estados de oxidación

Como ya se ha visto, en las reacciones de óxido-reducción hay pérdida o ganancia de electrones. En consecuencia, los conceptos de oxidación y de reducción pueden expresarse en función del cambio del número de oxidación. Se considera que un elemento se **oxida** cuando aumenta su estado de oxidación, o sea, hay una pérdida de electrones, mientras que en la **reducción** hay una disminución en el estado de oxidación; luego, hay ganancia de electrones (**figura 9**, página siguiente).

BECU_Q1_B5_U10.indd 140 7/1/14 5:54 PM

Desde el punto de vista de la transferencia de electrones, un agente oxidante es aquel que es capaz de captar electrones, provocando la **oxidación** de una sustancia, mientras que un agente reductor es aquel que es capaz de ceder electrones, provocando que otras especies se **reduzcan** (**figura 10**). Así, considérese la reacción:

$$Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$$

que, expresada más detalladamente, es:

$$Fe_2^{3+}O_3^{2-} + C^{2+}O^{2-} \longrightarrow Fe^0 + C^{4+}O_2^{2-}.$$

Se observan los siguientes cambios en los números de oxidación de los elementos involucrados.

$$Fe^{3+} + 3e^- \longrightarrow Fe^0, \text{ es decir, se redujo.}$$

$$C^{2+} - 2e^- \longrightarrow C^{4+}, \text{ es decir, se oxidó.}$$

Así pues, el Fe_2O_3 actuó como agente oxidante, mientras que el CO fue el agente reductor.

Para balancear una ecuación química por el método de los estados de óxido-reducción, se siguen estos pasos.

Paso 1. Determinar el número de oxidación para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos. Por ejemplo, considerar la siguiente reacción, en la cual se han escrito los números de oxidación correspondientes a cada elemento.

$$H^{1+}N^{5+}O_3^{2-} + H_2^{1+}S^{2-} \longrightarrow N^{2+}O^{2-} + S^0 + H_2^{1+}O^{2-}$$

Paso 2. Observar cuáles fueron los elementos que experimentaron cambios en su estado de oxidación y, con ellos, plantear semirreacciones. Según el ejemplo anterior, estas son:

$$N^{5+} + 3e^- \longrightarrow N^{2+}, \text{ se redujo (1).}$$

$$S^{2-} \longrightarrow S^0 + 2e^-, \text{ se oxidó (2).}$$

Paso 3. Igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados. Para ello, se multiplica la ecuación (1) por el número de electrones perdidos en la ecua-ción (2), y la ecuación (2) por el número de electrones ganados en la ecuación (1). Así:

$$2(N^{5+} + 3e^- \longrightarrow N^{2+})$$

$$3(S^{2-} \longrightarrow S^0 + 2e^-)$$

Estos números no solo sirven para igualar los electrones, sino también como coeficientes en la ecuación balanceada. Por lo tanto, el coeficiente del HNO_3 y del NO será dos y el de H_2S y S será tres. Así, se obtiene la siguiente ecuación.

$$2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S$$

Paso 4. Verificar los coeficientes para las especies no contempladas en el paso anterior, es decir, H y O. En caso de estar desbalanceados, se procede según el método de tanteo explicado antes. Así, vemos que en la parte izquierda hay ocho átomos de hidrógeno, por lo que deberán formarse igualmente cuatro moléculas de agua en el lado derecho.

La ecuación final será:

$$2HNO_3 + 3H_2S \longrightarrow 2NO + 3S + 4H_2O.$$

Por último, es importante observar si es posible simplificar los coeficientes para las diferentes especies presentes. En este caso, no es posible.

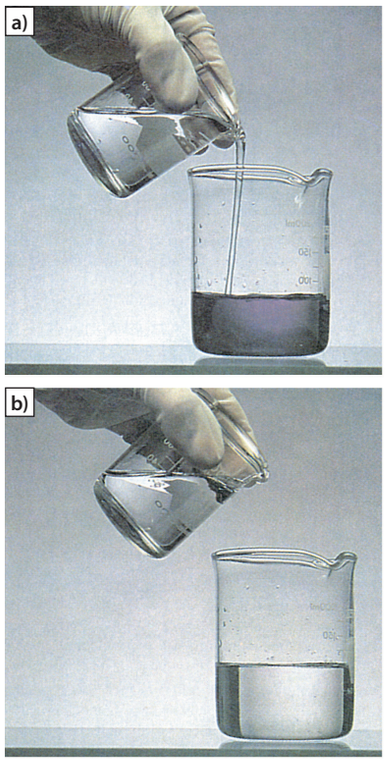


Figura 9. Al adicionar una solución de peróxido de hidrógeno a una solución ácida de permanganato de potasio (**a**), desaparece el color púrpura del permanganato de potasio al ser reducido el ion permanganato a ion manganeso (**b**).

Trabajo individual

Ajusta las siguientes reacciones y **determina** si son de transferencia de protones o de electrones. **Indica**, en cada caso, cuál es la especie que cede protones o electrones y cuál es la que los acepta.

a) $NaOH + NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

b) $CO_2 + C \rightarrow CO$

c) $HCl + Al \rightarrow AlCl_3 + H_2$

d) $HCl + Be(OH)_2 \rightarrow BeCl_2 + H_2O$

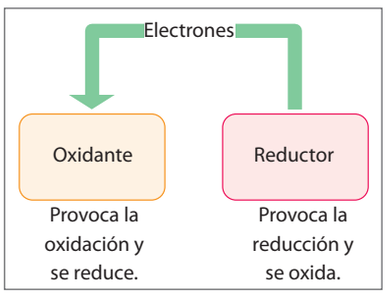


Figura 10. Interpretación electrónica de las reacciones redox.

BECU_Q1_B5_U10.indd 141 7/1/14 5:54 PM

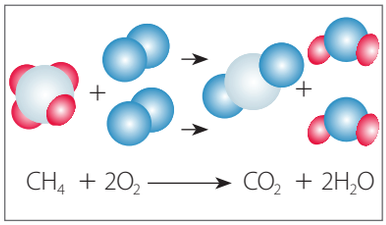


Figura 11. Reacción metano con el oxígeno.

Balanceo de ecuaciones por el método del ion-electrón

En algunas reacciones redox (**figura 11**), se puede utilizar el método del ion-electrón, aunque es más conveniente para hallar los coeficientes en soluciones acuosas indicando si es medio ácido o medio básico.

Paso 1. Se separa la ecuación en dos partes o semi-ecuaciones que se igualan por separado.

Paso 2. Igualar cada semirreacción en cuanto al número de átomos de cada elemento. Si son soluciones ácidas o neutras, se añade H_2O y H^+ para igualar los H y los O. Si la solución es básica, por cada oxígeno en exceso en un lado de la ecuación se añade una molécula de H_2O en el mismo lado y $2OH^-$ en el otro lado.

Paso 3. Igualar cada semirreacción en cuanto al número de cargas, añadiendo iones-electrones (cargas negativas) en el miembro que sea necesario.

Paso 4. Igualar los iones-electrones de cada semi-reacción, multiplicando cada una por los mínimos coeficientes.

Paso 5. Sumar las dos semirreacciones y simplificar todos los términos comunes en ambos lados de la ecuación resultante.

Paso 6. Simplificar los coeficientes, en caso de ser posible.

Ejemplo

Balancear la siguiente ecuación química por el método del ion-electrón.

$H_2SO_3 + MnO^-_4 \longrightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$, en medio ácido.

De acuerdo con el paso 2 se escriben las dos semirreacciones:

$H_2SO_3 \longrightarrow SO_4^{2-}$ $\qquad$ $MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$

El agente oxidante es el ion MnO_4^- porque contiene el Mn que se reduce al cambiar su estado de oxidación de 7+ a 2+.

El agente reductor es el H_2SO_3 porque contiene el S, que se oxida al aumentar su estado de oxidación de 4+ a 6+.

Luego, se balancea cada semirreacción (paso 3).

Para balancear el oxígeno, se adicionan moléculas de H_2O:

$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-}$

$MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Para balancear el hidrógeno, se añaden iones H^+:

$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+$

$MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Se igualan las cargas (paso 4).

$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO^{2-} + 4H^+$ $\qquad$ (1)

$MnO^-_4 + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ $\qquad$ (2)

Para balancear las cargas se añaden electrones donde sea necesario. La carga en el segundo miembro de la ecuación (1) es 2+; por tanto, se añaden $2e^-$ en el lado izquierdo. La carga en la ecuación (2) es 5+; por tanto, se deben agregar $5e^-$ en el lado derecho.

$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$ (se oxidó)

$MnO^-_4 + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$ (se redujo)

Se iguala el número de electrones, multiplicando por el entero más pequeño. Así, se multiplica la ecuación (1) por 5 y la (2) por 2.

$5(H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-)$

$2(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$

Finalmente, se suman las dos semirreacciones.

$5H_2SO_3 + 5H_2O \longrightarrow 5SO_4^{2-} + 2OH^+ + 10e^-$

$2MnO_4^- + 16H^+ + 10e^- \longrightarrow 2Mn^{2+} + 8H_2O$

$5H_2SO_3 + 5H_2O + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow$

$5SO_4^{2-} + 2OH^+ + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

Reduciendo términos semejantes, se obtiene:

$5H_2SO_3 + 2MnO_4^- \longrightarrow$

$5SO_4^{2-} + 2Mn^{2+} + 3H_2O + 4H^+$.

BECU_Q1_B5_U10.indd 142 7/1/14 5:54 PM

Las reacciones químicas y la energía

En general, los procesos físicos y químicos van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras. Por ejemplo:

- $2C_4H_{10(g)} + 13O_{2(g)} \longrightarrow 8CO_{2(g)} + 10H_2O_{(l)}$ + Energía

  El gas butano arde en el aire. Produce el calor necesario para calentar agua o cocinar.

- $2N_2H_{4(l)} + N_2O_{4(l)} \longrightarrow 3N_{2(g)} + 4H_2O_{(l)}$ + Energía

  La reacción entre la hidracina, N_2H_4, y el tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4, produce la energía mecánica necesaria para elevar un cohete y su carga desde la superficie de la Tierra (**figura 13**).

- $2H_2O_{(l)} \xrightarrow{Corriente} 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$

  Para descomponer el agua en sus elementos, hidrógeno y oxígeno, es necesario suministrar energía, ya sea eléctrica o de otro tipo. Al realizar el proceso opuesto, es decir, la reacción de combustión de hidrógeno gaseoso en presencia de oxígeno para formar agua líquida, se produce el desprendimiento de enormes cantidades de energía en forma de luz y calor.

- $P_4S_{3(s)} + 8O_{2(g)} \longrightarrow P_4O_{10(s)} + SO_{2(g)}$ + Energía

  En esta reacción, se describe el proceso químico que ocurre cuando arden en el aire las cerillas o fósforos, que contienen trisulfuro de tetrafósforo P_4S_3, generando energía calórica y luminosa.

- $Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + H_2SO_{4(ac)} \longrightarrow 2PbSO_{4(ac)} + 2H_2O_{(l)}$ + Energía

  En esta reacción química de las baterías de plomo, se produce energía eléctrica (**figura 12**).

La idea fundamental que se debe obtener de los ejemplos anteriores es que, cuando se produce una reacción química, no solo hay una transformación de unas sustancias en otras, sino que también ocurre un cambio energético (**figura 13**).

Figura 12. Dentro de las baterías que usamos habitualmente, se llevan a cabo reacciones en las cuales se produce energía eléctrica.

Calor de reacción

Siempre que se produce una reacción química tiene lugar un intercambio de energía entre los reactivos, los productos y el medio ambiente. Esta energía se presenta generalmente en forma de calor (energía calórica o calorífica), aunque también puede ser luminosa, eléctrica, mecánica, etc.

El calor liberado o absorbido durante una reacción química se denomina **calor de reacción** y se refiere siempre a una cierta cantidad de reactivo o de producto. En los laboratorios de química, es posible medir el calor de reacción, controlando ciertos parámetros, como volumen y presión, por lo que el valor medido para el calor de reacción suele referenciarse a una cierta presión, que se mantiene constante.

Unidades para expresar la energía en una reacción

Como ya se mencionó, la energía que entra en juego en una reacción se halla, por lo general, en forma de energía calorífica y, en menor medida, como energía lumínica o de otro tipo. El calor es una forma de energía asociada con el movimiento de las moléculas. Es el resultado tangible de la energía cinética total de los átomos, moléculas o iones que se encuentran en movimiento dentro de un sistema.

Figura 13. La energía necesaria para impulsar un cohete hasta el espacio exterior es proporcionada por la reacción entre la hidracina, N_2H_4, y el tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4.

BECU_Q1_B5_U10.indd 143 7/1/14 5:54 PM

Figura 14. Una explosión constituye un ejemplo de reacción exotérmica.

En el Sistema Internacional (SI), el calor de reacción se mide en julios, J. No obstante, tradicionalmente se usa la kilocaloría (kcal), definida como la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °C la temperatura de 1 kg de agua. Para expresar cantidades de calor menores, se utiliza la caloría, entendida como la cantidad de calor requerida para elevar en 1 °C la temperatura de 1 g de agua.

Otra unidad de calor menos común es la unidad técnica británica o BTU, que representa la cantidad de calor necesaria para elevar en 1 °F la temperatura de 1 libra de agua. Las equivalencias entre todas estas unidades son las siguientes.

1 kcal = 4,184 kJ

1 cal = 4,184 J

1 kcal = 1 000 cal

1 BTU = 252 cal

Intercambios de calor en las reacciones

Durante una reacción química, puede producirse o liberarse energía. En este caso, se habla de reacciones **exotérmicas**. Cuando, por el contrario, el sistema químico absorbe energía del medio para que una reacción pueda llevarse a término, se habla de reacciones **endotérmicas**.

Reacciones exotérmicas

Estas reacciones reciben este nombre debido a que la energía que producen casi siempre se presenta como calor. La combustión, la fermentación, así como un gran número de reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos son ejemplos de reacciones exotérmicas.

Frecuentemente, las reacciones exotérmicas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para producirse, que puede ser suministrado por una pequeña llama o una chispa eléctrica. Una vez iniciada la reacción, la cantidad de energía que se desprende es muy superior a la que se suministró al comienzo de la reacción (**figura 14**).

Un ejemplo de reacción exotérmica es la combustión. Las reacciones de **combustión** son muy utilizadas en la vida diaria para obtener energía. En nuestras casas se hace uso de estas cuando se utilizan las estufas de gas butano o propano. Los automóviles también obtienen energía de la combustión, en este caso de la gasolina.

Las reacciones de combustión son más importantes por la energía que se libera cuando se producen, que por las nuevas sustancias que se forman. La cantidad de energía liberada en una reacción de combustión depende del tipo de sustancia que se quema. Hay sustancias que, cuando se consumen, desprenden más energía que otras (**figura 15**).

Reacciones endotérmicas

Se denominan así porque en ellas es necesario suministrar energía al sistema de reacción para hacer que ocurran las transformaciones químicas. Esta energía se suministra, en la mayoría de los casos, en forma de calor. Reacciones como:

$$3C_{(s)} + 2Fe_2O_{3(s)} + 467{,}47\ kJ/mol \longrightarrow 4Fe_{(s)} + 3CO_{2(g)}$$

$$2HgO_{(s)} + calor \longrightarrow 2Hg_{(l)} + O_{2(g)}$$

$$2KClO_{3(s)} + calor \longrightarrow 2KCl_{(s)} + 3O_{2(g)},$$

en las que ocurre descomposición de compuestos, son ejemplos de reacciones endotérmicas.

Lección

¿Porque razón al producirse una reacción química no solo se experimenta un cambio de materia? **Explica** tu respuesta utilizando un ejemplo.

Tarea TIC

Visita las siguientes direcciones electrónicas donde encontrarás más información sobre las reacciones químicas exotérmicas y endotérmicas. *Full Química*: goo.gl/gxG92, goo.gl/8FbK0.

Trabajo cooperativo

Elaboren un cuadro comparativo sobre las reacciones exotérmicas y endotérmicas. **Incluyan** varios ejemplos de cada tipo y **recuerden** expresar correctamente sus ecuaciones (ajustadas). **Compartan** su trabajo con el resto de la clase.

BECU_Q1_B5_U10.indd 144 7/1/14 5:54 PM

Otro ejemplo importante se encuentra en la **fotosíntesis**, proceso que tiene lugar en las plantas y en el que se producen varias reacciones de síntesis (formación de glucosa a partir de dióxido de carbono y agua), con absorción de energía en forma de luz solar (**figura 16**). La ecuación que resume este fenómeno es:

$$6CO_{2(g)} + 6H_2O_{(l)} + \text{Energía} \longrightarrow C_6H_{12}O_{6(s)} + 6O_{2(g)}.$$

Contenido calorífico o entalpía

La ganancia o la pérdida de calor ocurrida durante una reacción química se puede atribuir a un cambio en el **contenido calorífico** de las sustancias involucradas en el proceso. El contenido calórico total de una sustancia se llama **entalpía**, y se simboliza con la letra **H**.

La entalpía no se puede medir directamente. Sin embargo, es posible anotar el calor producido o consumido en una reacción química, que equivale a la diferencia entre la entalpía de los productos y la entalpía de los reaccionantes. Este cambio en la entalpía se simboliza con ΔH (Δ significa 'cambio en'), y se define como:

$$\Delta H_{reacción} = H_{productos} - H_{reactivos} = \text{calor de reacción.}$$

El signo de ΔH permite conocer si la reacción es endotérmica o exotérmica. En una reacción donde se absorbe calor, el contenido de calor o entalpía de los productos es mayor que el de las sustancias reaccionantes; en consecuencia, ΔH es positivo. Cuando ΔH tiene signo negativo, significa que la entalpía de los productos es menor que la de los reaccionantes, y, por lo tanto, se libera calor. Resumiendo, cuando $\mathbf{\Delta H > 0}$, se absorbe calor y se tiene una reacción endotérmica, mientras que cuando $\mathbf{\Delta H < 0}$, se libera calor y se produce una reacción exotérmica.

Asociado al concepto de entalpía, se encuentra el concepto de **calor de formación** de una sustancia. El calor de formación se define como la variación de entalpía (ΔH) que acompaña a la formación de 1 mol de sustancia a partir de sus elementos, medida en condiciones normales: 25 °C y 1 atmósfera de presión (**figura 17**).

Tipos de combustibles		Poder calorífico
Combustibles sólidos	Hulla	7 500
	Lignito	3 900
Combustibles líquidos	Alcohol etílico	6 400
	Petróleo bruto	9 300
Combustibles gaseosos	Metano, CH_4	11 924
	Hidrógeno, H_2	28 555
	Propano, C_3H_8	9 363
	Butano, C_4H_{10}	10 357
	Gas natural	11 180

Figura 15. Poder calorífico (en kilocalorías/kilogramo) de diversos combustibles.

Figura 16. La fotosíntesis es una reacción endotérmica. Las plantas utilizan la energía solar para sintetizar glucosa.

Ejemplo

Calcular la entalpía de descomposición del $CaCO_3$ en CaO y CO_2.

Dato: la entalpía de formación a 25 °C de $CaCO_3$ es igual a −1.207,1 kJ/mol; la del CaO es −635,5 kJ/mol y la del CO_2 es −393,7 kJ/mol.

Primero, se escribe la ecuación de descomposición.

$$CaCO_{3(s)} \longrightarrow CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

$$\Delta H_{reacción} = \sum \Delta H_{productos} - \sum \Delta H_{reactivos}$$

$$\Delta H_{reacción} = (-635{,}5 - 393{,}7) - (-1\,207{,}1) = +177{,}9 \text{ kJ/mol}$$

El valor positivo de la entalpía de reacción indica que la reacción es endotérmica, y que la descomposición del carbonato de calcio requiere del aporte de una cantidad de energía equivalente a 177,9 kJ/mol.

Sustancias	kcal/mol	kJ/mol
$H_2O_{(l)}$	−68,3	−286,1
$H_2O_{(g)}$	−57,8	−242,1
$CO_{(g)}$	−26,4	−110,5
$CO_{2(g)}$	−94,0	−393,5
$NO_{(g)}$	+21,6	+90,5
$NO_{2(g)}$	+8,0	+33,5
$NH_{3(g)}$	−11,0	−46,2
$HCOOH_{(l)}$	−97,8	−409,8
$C_2H_4O_{2(g)}$	−39,8	166,7

Figura 17. Calor de formación para algunas sustancias.

BECU_Q1_B5_U10.indd 145 7/1/14 5:54 PM

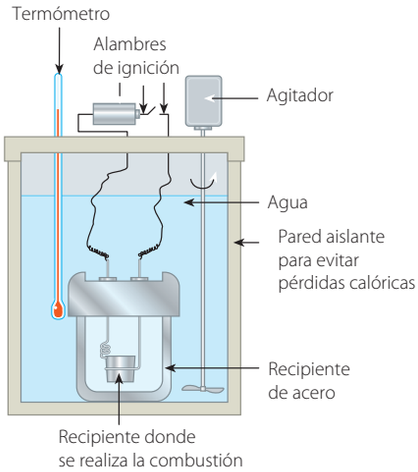


Figura 18. Con la bomba calorímetrica se mide el calor desprendido en una reacción de combustión.

Lección

En un calorímetro a volumen constante, se queman 1,13 g de carbono puro en exceso de oxígeno $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$, elevándose la temperatura desde 24,64 °C hasta 31,09 °C. **Calcula** la cantidad de calor desprendida cuando se quema 1 mol de carbono sabiendo que la capacidad calorífica del calorímetro es 5,71 kJ/°C.

Sustancia	Calor específico	
	cal/g · °C	J/g · °C
$H_2O_{(s)}$	0,49	2,10
$H_2O_{(l)}$	1,00	4,18
$H_2O_{(g)}$	0,48	2,01
Na	0,29	1,21
NaCl	0,21	0,88
Cu	0,092	0,38
Zn	0,092	0,38
Bi	0,029	0,12
Pb	0,031	0,13
Hg	0,033	0,14
Fe (α)	0,107	0,45

Figura 19. Calor específico de algunas sustancias.

Ecuaciones termoquímicas

Para determinar la variación de entalpía, ΔH, de una reacción química, se necesita medir el calor absorbido o desprendido cuando la reacción tiene lugar en un recipiente abierto, es decir, a presión atmosférica. Consideremos, por ejemplo, la reacción de combustión del metano (CH_4). Supongamos que la reacción transcurre en un calorímetro (**figura 18**), con lo cual todo el calor desprendido en la reacción es absorbido por el agua. Al quemar 1 mol de metano, la temperatura de $4{,}0 \cdot 10^3$ g de agua se eleva de 25 a 78,2 °C.

Antes de realizar el cálculo que nos proponemos, debemos tener en cuenta que, para un determinado cambio de temperatura, el flujo de calor necesario es proporcional a la masa de la sustancia, mientras que, para una masa fija, el flujo de calor es proporcional al cambio de temperatura. Estas proporcionalidades se pueden expresar de la siguiente manera:

$$Q \propto m \cdot \Delta t.$$

donde Q es el flujo de calor (en calorías o julios), m es la masa (en gramos) y Δt es el cambio de temperatura (temperatura final − temperatura inicial), expresado en grados centígrados. Introduciendo una **constante de proporcionalidad**, c, la expresión anterior se convierte en:

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

La constante de proporcionalidad c es una propiedad de las sustancias puras, conocida como **calor específico** (**figura 19**).

El calor específico se define como el **calor necesario para elevar la temperatura de un gramo de sustancia, un grado centígrado**. Se expresa como calorías/gramo · grado.

Volviendo a nuestro ejemplo, tenemos las siguientes equivalencias:

Q = calor absorbido por el agua

c = calor específico del agua = 1,00 (cal/g) · °C

m = masa del agua = $4{,}0 \cdot 10^3$ g

Δt = 78,2 − 25,0 °C = 53,2 °C

Sustituyendo los diferentes términos, se obtiene:

$$Q = 4{,}0 \cdot 10^3 \text{ g} \cdot 1{,}00 \text{ cal/g} \cdot °\text{C} \cdot 53{,}2\ °\text{C} = 212{,}8 \cdot 10^3 \text{ calorías.}$$

Por lo tanto, la combustión de un mol de metano proporciona $212{,}8 \cdot 10^3$ calorías al agua, es decir, ΔH por mol de metano quemado es −212,8 kcal, por lo tanto, la reacción es exotérmica.

Los resultados de estos cálculos se pueden resumir por medio de una **ecuación termoquímica**. Este tipo de ecuación especifica el flujo de calor de una reacción con el valor y el signo de ΔH en calorías, a la derecha de la ecuación. Así, la ecuación termoquímica de la combustión del metano es:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(l)},\ \Delta H = -212{,}8 \text{ kcal.}$$

Esta ecuación indica que se desprenden −212,8 kilocalorías cuando un mol de metano reacciona con dos moles de oxígeno para dar un mol de gas carbónico y dos moles de agua.

Veamos ahora la ecuación termoquímica de la descomposición del agua.

$$H_2O_{(l)} \longrightarrow H_{2(g)} + 1/2O_{2(g)},\ \Delta H = +68\,373{,}20 \text{ cal}$$

Esta ecuación indica que para descomponer 1 mol de H_2O en H_2 y O_2, es necesario que esta absorba 68 373,20 cal (reacción endotérmica).

BECU_Q1_B5_U10.indd 146 7/1/14 5:54 PM

Actividades

● Reconoce la estructura y las características de una reacción química.

1. **Escribe** en el cuaderno V, si el enunciado es verdadero y F, si es falso.

- ☐ La electrólisis es una reacción de descomposición.
- ☐ En toda ecuación química siempre hay ganancia y pérdida de electrones.
- ☐ El agente reductor es la sustancia que produce la reducción.
- ☐ Las reacciones de neutralización producen sales y agua.
- ☐ Una reacción de sustitución es el proceso inverso de una reacción de síntesis.
- ☐ Las reacciones donde el oxígeno es un reactante se denominan *oxidaciones*.
- ☐ Las reacciones exotérmicas liberan energía.

2. La ley de conservación de la masa establece que, en una reacción química, la suma de las masas que intervienen como reactivos es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos. **Comprueba** la ley de conservación de la masa en las siguientes ecuaciones químicas.

a) $2HCl + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaCl_2 + 2H_2O$

b) $H_2 + F_2 \longrightarrow 2HF$

c) $2Na + S \longrightarrow Na_2S$

d) $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$

e) $2Fe + O_2 \longrightarrow 2FeO$

3. Algunos fenómenos se aprovechan para producir energía, otros se utilizan para fabricar productos de consumo diario. ¿Por qué se afirma que estos procesos son cambios químicos? **Argumenta**.

4. **Responde**: ¿El agua pura (destilada) y el agua oxigenada son la misma sustancia? **Justifica** la respuesta escribiendo las fórmulas de ambos compuestos.

5. Para realizar una combustión, se necesita de un combustible, un comburente y una fuente de calor. ¿Qué función cumple cada una de estas sustancias? **Explica** tu respuesta.

● Diferencia y reconoce a las distintas clases de reacciones químicas.

6. **Escribe** un ejemplo para las siguientes clases de reacciones químicas.

a) Síntesis

b) Descomposición

c) Doble descomposición

d) Oxidación-reducción

e) Exotérmicas

f) Endotérmicas

7. La reacción que se produce entre un ácido y una base para formar una sal y agua se denomina *neutralización*. Este tipo de reacción tiene importancia médica, ya que se aplica en los casos de acidez gástrica. Para combatir la acidez de estómago, se utilizan pastillas antiácidas. **Explica** las reacciones que ocurren en ese proceso.

● Aplica los principios sobre las reacciones químicas para resolver problemas.

8. El procedimiento de elaboración del pan requiere total exactitud en las cantidades de cada uno de los ingredientes, que luego son mezclados y, posteriormente, horneados. Sin embargo, la masa inicial no es igual a la masa final del producto obtenido. **Responde** las siguientes preguntas: ¿Significa este hecho que no se cumple la ley de conservación de la masa en las reacciones químicas? ¿A qué se debe la diferencia entre los resultados obtenidos?

9. **Diseña** un experimento mediante el cual se pueda mostrar la formación de nuevas sustancias a partir de sustancias de uso cotidiano, como la leche y las frutas.

10. En la cabeza de un fósforo ocurre una reacción de combustión, en la que el clorato de potasio se descompone para producir cloruro de potasio y oxígeno.

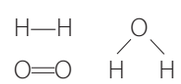
a) ¿Qué tipo de reacción ocurre en este proceso? **Justifica** la respuesta.

b) ¿Qué otras reacciones de descomposición se llevan a cabo en la vida diaria?

c) ¿Qué clase de sustancia es el clorato de potasio, $KClO_3$? **Justifica** la respuesta.

d) ¿Qué reacción plantearías para la obtención del clorato de potasio? **Justifica** la respuesta.

11. El hidrógeno y el oxígeno gaseosos son moléculas diatómicas, es decir, están formadas por dos átomos y presentan una estructura lineal. Al combinarse entre sí, forman la molécula del agua, que presenta una característica forma angular. **Explica** la forma geométrica de la molécula de agua.



● **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B5_U10.indd 147 7/1/14 5:54 PM

Unidad 11

Cálculos químicos

Destreza con criterio de desempeño:

Analizar los diferentes procesos lógico-matemáticos, basados en el método de la relación molar, asociados con la estequiometría, a partir del análisis de diversos tipos de situaciones cuantitativas relacionadas con cálculos mol-mol, mol-masa, masa-masa, reactivo limitante, rendimiento y pureza de una reacción.

Conocimientos previos

- ¿Qué es una reacción química?
- ¿Por qué es necesario ajustar o igualar una ecuación química?
- ¿Por qué es importante determinar cuál es la ecuación química después de un cambio químico?

Cada vez que los químicos trabajan con sistemas de reacciones se hacen preguntas como: ¿qué cantidad de cada reactivo debe emplearse y dejarse reaccionar para producir la cantidad deseada de producto? ¿Qué ocurre si en el sistema de reacción se coloca una cantidad mayor de un reactante que del otro? Pues bien, a continuación se responde a algunas de estas preguntas, aplicando para ello los conceptos expuestos en este tema.

Cálculos basados en las ecuaciones químicas

Las relaciones de una ecuación química pueden expresarse como relaciones de moléculas, de moles y de masas, así como de volúmenes cuando están implicados gases. Mediante el ejemplo que se presenta a continuación, se ilustra la clase de información que puede inferirse a partir de una ecuación química. La reacción muestra la oxidación del dióxido de azufre.

$$2SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2SO_{3(g)}$$

Observemos ahora la información que se puede inferir a partir de la ecuación anterior (**figura 20**). De la información, se deduce que una ecuación química balanceada contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se necesita para preparar una cierta cantidad de producto, o bien, cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo.

Estos cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan **cálculos estequiométricos** y se basan en las **leyes ponderales**.

Cada	pueden relacionarse con	para dar
2 moléculas de SO_2	1 molécula de O_2	2 moléculas de SO_3
2 moles de SO_2	1 mol de O_2	2 moles de SO_3
128 g de SO_2	32 g de O_2	160 g de SO_3
44,8 L de SO_3 (medidos a 0 °C y 1 atm)	22,4 L de O_2	44,8 L de SO_3
2 volúmenes de SO_2 (medidos a 0 °C y 1 atm)	1 volumen de O_2	2 volúmenes de SO_3

Figura 20. Información cualitativa y cuantitativa que se puede inferir a partir de una ecuación.

Leyes ponderales

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) fue el primer químico que comprendió la importancia de la medida en el estudio de las transformaciones químicas. Realizó cuidadosas mediciones con la balanza y obtuvo la información necesaria para proporcionar una explicación correcta de reacciones en las cuales metales, como el mercurio o el cobre, se calentaban en presencia del aire.

Ley de la conservación de la masa

Lavoisier generalizó sus resultados a todas las reacciones químicas, enunciando la llamada **ley de la conservación de la masa**, que puede formularse de la siguiente manera.

En toda reacción química, la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción.

Ley de las proporciones definidas

Cuando se hace reaccionar dos elementos químicos para formar un determinado compuesto, dichos elementos siempre reaccionan en la misma proporción (2 g de hidrógeno por cada 16 g de oxígeno forman un mol de agua). De esta manera, si uno de estos elementos se encuentra en exceso con relación al otro, esta cantidad sobrante no tomará parte en la transformación.

BECU_Q1_B5_U11.indd 148 7/1/14 5:57 PM

Esta proporción se mantiene a pesar de que se prepare el compuesto por diferentes procedimientos. Así, podemos preparar agua combinando directamente hidrógeno y oxígeno, o bien podemos obtenerla como uno de los productos de la combustión de la madera. Tanto en un caso como en el otro, la proporción en la que se combinan el hidrógeno y el oxígeno siempre es la misma.

Los hechos anteriores se resumen en la llamada **ley de las proporciones definidas o ley de las proporciones constantes**, enunciada en 1799 por el químico francés **Joseph Louis Proust** (**figura 21**):

Las proporciones en las que se encuentran los distintos elementos que forman un compuesto son constantes e independientes del proceso seguido para su formación.

Figura 21. Joseph Louis Proust (1754-1826) enunció la ley de las proporciones definidas.

Ley de Dalton o de las proporciones múltiples

Proust y muchos químicos de su época encontraron compuestos formados por los mismos elementos, que tenían distinta composición. Por ejemplo, encontraron dos óxidos de cobre.

Óxido	Porcentaje de cobre	Porcentaje de oxígeno
I	88,83%	11,17%
II	79,90%	20,10%

Las relaciones entre las masas son:

$$\text{Óxido de cobre I: } \frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{88{,}83}{11{,}17} = 7{,}953$$

$$\text{Óxido de cobre II: } \frac{\text{Cobre}}{\text{Oxígeno}} = \frac{79{,}90}{20{,}10} = 3{,}975$$

Esta observación hacía pensar de forma inmediata y sencilla que la ley de Proust no se cumplía, en realidad, en todos los compuestos, por lo cual no se podía considerar como una ley científica. Sin embargo, no era así, pues se trata de dos compuestos diferentes, dos óxidos de cobre de aspecto y propiedades diferentes y hay que recordar que esa ley sí se mantiene pero para un mismo compuesto.

John Dalton resolvió esta inquietud al demostrar en el laboratorio que, haciendo reaccionar cobre con oxígeno en diferentes condiciones, se obtenían dos óxidos de cobre diferentes y comprobó que, dependiendo de las condiciones, dos o más elementos pueden combinarse de manera distinta. Cuantitativamente verificó que, en unas condiciones dadas, reaccionaba 1 g de oxígeno con 3,98 g de cobre para dar 4,98 g del óxido de cobre II, mientras que, en otras circunstancias, 1 g de oxígeno reaccionaba con 7,96 g de cobre para dar 8,98 g de óxido de cobre I (**figura 22**).

Dalton se sorprendió al comprobar que la reacción entre las masas de cobre que reaccionaban con 1 g de oxígeno para formar dos compuestos distintos resultó ser 2:1, una relación entre **números enteros**. Para descartar que este fenómeno haya sido una casualidad, demostró en el laboratorio que en otros casos (óxidos y sales) ocurría lo mismo: siempre se obtenían relaciones de números enteros sencillos. Con esta información, dedujo la **ley de las proporciones múltiples**, enunciada así:

Las cantidades de un mismo elemento, que se combinan con una cantidad fija de otro para formar varios compuestos, están en una relación de números enteros sencillos.

Trabajo cooperativo **TIC**

Demuestren la ley de la conservación de la masa a través de un experimento o práctica de laboratorio. Para ello **revisen** la página web *100cia Química*: goo.gl/RUdVW. Una vez realizada la experiencia **elaboren** un informe y **compártanlo** con el resto de la clase.

Tarea **TIC**

Para ampliar tus conocimientos sobre las leyes ponderales, **visita** la página web *Clases de Apoyo*: goo.gl/yWPQB, **realiza** ejercicios de aplicación y **verifica** tus respuestas.

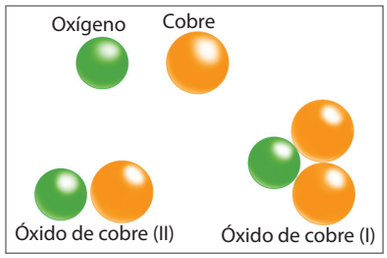


Figura 22. Ley de las proporciones múltiples de Dalton para dos óxidos de cobre: el cobre y el oxígeno se combinan entre sí de dos formas diferentes.

BECU_Q1_B5_U11.indd 149 7/1/14 5:57 PM

Lección

Considera las masa atómicas del carbono, del hidrógeno y del oxígeno, y **ten** en cuenta la siguiente reacción de combustión de la gasolina.

$$C_8H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$$

Calcula:

a) La cantidad de reactivos en gramos. **Compárala** con la cantidad de productos en gramos (ley de la conservación de la masa).

b) ¿Cuántos moles de gasolina se quemarán para producir 300 g de CO_2?

c) ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren para quemar 3,5 moles de gasolina?

d) ¿Cuántas libras de agua se producirán a partir de 25 libras de oxígeno?

Ley de Gay-Lussac o ley de los volúmenes de combinación

Muchos de los compuestos y elementos que manejaban los químicos en sus experiencias al final del siglo XVIII y comienzos del XIX eran gases. Debido a que es más fácil medir el volumen de un gas que pesarlo, estudiaban con más frecuencia las relaciones de volumen. Al hacer reaccionar, por ejemplo, un volumen de oxígeno con dos volúmenes de hidrógeno, se obtenían dos volúmenes de vapor de agua, siempre que los volúmenes de los gases se midieran a igual presión y temperatura. **Joseph Gay-Lussac** demostró que esa observación se cumplía para todas las reacciones en las que intervenían gases. En 1808, enunció así su ley de los volúmenes de combinación:

En las reacciones químicas en las que intervienen gases, los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los volúmenes de las que se obtienen de la reacción están en una relación de números enteros sencillos, siempre y cuando la presión y la temperatura permanezcan constantes.

Por ejemplo, el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos se combinan para formar amoníaco. La relación de los volúmenes de nitrógeno, hidrógeno y amoníaco siempre es de 1:3:2. Esto es, por cada unidad de volumen de nitrógeno se combinarán tres unidades de volumen de hidrógeno y se formarán dos unidades de volumen de amoníaco.

Cálculos estequiométricos

Para resolver problemas que impliquen cálculos estequiométricos se precisan cuatro etapas: primero, se escribe la ecuación química balanceada; luego, se convierte a moles la información suministrada en el problema; a continuación, se analizan las relaciones molares en la ecuación química y, finalmente, se pasa de moles a la unidad deseada.

Ejemplo

¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano, CH_4?

La ecuación balanceada es la siguiente.

CH_4	+	$2O_2$	$\longrightarrow$	CO_2	+	$2H_2O$
1 mol		2 mol		1 mol		2 mol
16 g		64 g		44 g		36 g

Interpretando la información anterior, tenemos que 16 g de metano reaccionan con 64 g de oxígeno, por lo que se puede establecer la siguiente relación.

$$\frac{16\,g\,CH_4}{64\,g\,O_2} = \frac{24\,g\text{ de }CH_4}{x\,g\text{ de }O_2}$$

$$x\,g\text{ de }O_2 = 24\,g\text{ de }CH_4 \cdot \frac{64\,g\text{ de }O_2}{16\,g\text{ de }CH_4}$$

$$= 96\,g\text{ de }O_2$$

El problema puede resolverse también por las cuatro etapas antes mencionadas. Se hallan las relaciones molares entre reactivos y productos, y, al final, se transforman en unidades de masa o en cualquier otra.

Primero, se transforman los 24 g de metano en moles:

$$x\text{ mol de }CH_4 = 24\,g\text{ de }CH_4 \cdot \frac{1\text{ mol de }CH_4}{16\,g\text{ de }CH_4}$$

$$= 1{,}5\text{ mol de }CH_4$$

Teniendo en cuenta la relación molar de la ecuación, se obtiene:

$$\frac{1\text{ mol de }CH_4}{2\text{ mol de }O_2} = \frac{1{,}5\text{ mol de }CH_4}{x\text{ mol de }O_2}$$

$$x\text{ mol de }O_2 = 1{,}5\text{ mol de }CH_4 \times \frac{2\text{ mol de }O_2}{1\text{ mol de }CH_4}$$

$$= 3\text{ mol de }O_2$$

Por último, se transforman los moles de oxígeno a unidades de masa:

$$g\text{ de }O_2 = 3{,}0\text{ mol de }O_2 \cdot \frac{32\,g\text{ de }O_2}{1\text{ mol de }O_2} = 96\,g\text{ de }O_2$$

Los pasos anteriores se pueden efectuar en uno solo:

$$g\text{ de }O_2 = 24\,g\,CH_4 \cdot \frac{1\text{ mol }CH_4}{16\,g\,CH_4} \cdot \frac{2\text{ mol }O_2}{1\text{ mol }CH_4} \cdot \frac{32\,g\,O_2}{1\text{ mol }O_2} \cdot 96\,g\text{ de }O_2$$

BECU_Q1_B5_U11.indd 150 7/1/14 5:57 PM

Reactivo límite y reactivo en exceso

Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química se le llama **reactivo limitante** o **reactivo límite**; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa, es porque el reactivo límite se ha consumido por completo. El **reactivo que sobra** se llama **reactivo en exceso** o reactivo excedente (**figura 23**).

Para explicar estos conceptos, se puede analizar el siguiente ejemplo. Se dispone de cuatro rebanadas de jamón y seis trozos de pan, y se desea hacer tantos emparedados como sea posible, utilizando dos trozos de pan y una rebanada de jamón para cada uno. Un cálculo rápido deja ver que solo se pueden hacer tres emparedados, pues solamente se tienen seis trozos de pan y no alcanza para utilizar todo el jamón disponible. El pan representa el reactivo límite y la rebanada de jamón sobrante representa el reactivo en exceso. Por lo tanto, la cantidad de producto (emparedados) se calcula con base en el reactivo límite: para el ejemplo, el pan. Es obvio que es el reactivo límite el que determina la cantidad de producto posible en cada reacción.

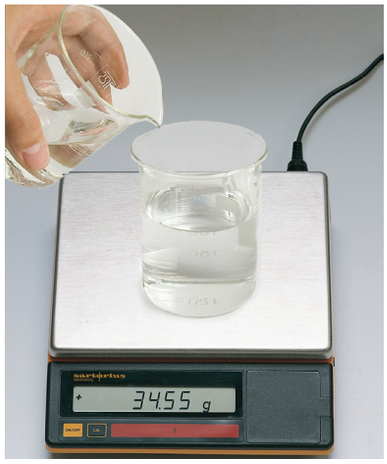


Figura 23. La balanza electrónica es indispensable cuando se realizan cálculos estequiométricos con alta precisión.

Ejemplo

¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II), $PbCl_2$, pueden obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de cloruro de fósforo (III), PCl_3, y 45 g de fluoruro de plomo (II), PbF_2.

Primero, escribimos la ecuación.

$$PbF_{2(s)} + PCl_{3(l)} \longrightarrow PF_{3(g)} + PbCl_{2(s)}$$

Luego, balanceamos la ecuación.

$$3PbF_{2(s)} + 2PCl_{3(l)} \longrightarrow 2PF_{3(g)} + 3PbCl_{2(s)}$$

Calculamos, a continuación, los pesos molares:

Pm PbF_2 = 245,18 g/mol; Pm PCl_3 = 137,32 g/mol.

A continuación, transformamos en moles las masas del fluoruro de plomo y el cloruro de fósforo.

x mol de PbF_2 iniciales =

$$= 45{,}0 \text{ g } PbF_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } PbF_2}{245{,}18 \text{ g } PbF_2} = 0{,}184 \text{ mol de } PbF_2$$

$$x \text{ mol de } PCl_3 = 20{,}0 \text{ g } PCl_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } PCl_3}{137{,}32 \text{ g de } PCl_3}$$

$$x = 0{,}146 \text{ mol de } PCl_3$$

Observando la ecuación balanceada, se ve que 2 moles de PCl_3 necesitan 3 moles de PbF_2. Luego 0,146 moles de PCl_3 necesitarán:

$$x \text{ mol } PbF_2 = 0{,}146 \text{ mol de } PCl_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } PbF_2}{2 \text{ mol } PCl_3}$$

$$x = 0{,}219 \text{ mol } PbF_2$$

El número de moles iniciales de PbF_2, 0,184, es menor que 0,219, la cantidad necesaria para que reaccione todo el cloruro de fósforo (PCl_3).

Los moles de PCl_3 necesarios para que reaccionen completamente 0,184 mol de PbF_2 son:

$$x \text{ mol } PCl_3 = 0{,}184 \text{ mol } PbF_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } PCl_3}{3 \text{ mol } PbF_2}$$

$$x = 0{,}13 \text{ mol } PCl_3$$

Como inicialmente se dispone de 0,146 mol de PCl_3, significa que el reactivo límite es el PbF_2 , y el reactivo en exceso, el cloruro de fósforo.

¿Cuántos moles quedan de cada compuesto después de la reacción?

De fluoruro de plomo, no queda ninguno, ya que es el reactivo límite (reacciona completamente). De cloruro de fósforo, queda la diferencia entre los moles iniciales y los moles que han reaccionado:

0,146 − 0,123 = 0,023 mol.

De fluoruro de fósforo, calculados a partir del reactivo límite, según la proporción de la reacción, se obtiene:

$$x \text{ mol de } PF_3 = 0{,}184 \text{ mol de } PbF_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de } PF_3}{2 \text{ mol de } PbF_2}$$

$$x = 0{,}123 \text{ mol } PF_3$$

Se obtienen los mismos moles de fluoruro que los que reaccionan de cloruro de fósforo, como se deduce de la ecuación balanceada.

De cloruro de plomo, calculados a partir del reactivo límite, se tienen:

$$x \text{ mol de } PbCl_2 = 0{,}184 \text{ mol de } PbF_2 \cdot \frac{3 \text{ mol de } PbCl_2}{3 \text{ mol de } PbF_2}$$

$$= 0{,}184 \text{ mol}$$

BECU_Q1_B5_U11.indd 151 7/1/14 5:57 PM

Figura 24. Cuando se produce una reacción en el laboratorio, parte de un producto puede quedar adherido a las paredes del recipiente, lo que disminuye el rendimiento de la reacción.

Rendimiento de las reacciones químicas

La cantidad máxima de producto que puede obtenerse de acuerdo con la ecuación química, a partir de cierta cantidad de reaccionantes, se denomina **rendimiento teórico**.

Por muchas razones, la cantidad de producto que se obtiene en el laboratorio o en la industria en una reacción química, puede ser menor que la cantidad teóricamente posible (**figura 24**). Algunas de las razones son las siguientes.

- La falta de cuidado al manipular el producto obtenido.
- Las condiciones de la reacción no son adecuadas; por ejemplo, la temperatura o la presión del sistema de reacción no son las ideales para el proceso.
- La separación del producto deseado de la mezcla de reacción es muy difícil y no todo el producto logra aislarse.
- En algunos casos, un conjunto particular de reactivo da lugar a dos o más reacciones simultáneas, formando productos indeseables además de los deseados.
- La calidad o la pureza de las materias primas no es óptima.

La cantidad real de producto que se obtiene se denomina **rendimiento real**. El rendimiento real de una reacción se expresa en términos de % mediante la siguiente expresión:

$$\%\ \text{rendimiento} = \frac{\text{masa del producto obtenido}}{\text{masa producto teórico}} \cdot 100$$

Ejemplo

La etapa final en la obtención industrial de la aspirina abarca la reacción del ácido salicílico con el anhídrido acético, de acuerdo con la siguiente ecuación.

$$C_7H_6O_3 + C_4H_6O_3 \longrightarrow C_9H_8O_4 + C_2H_4O_2$$

Ácido salicílico — *Anhídrido acético* — *Ácido acetilsalicílico* — *Ácido acético*

Para ensayar un nuevo método de manipulación de los materiales, un químico realizó la reacción a escala de laboratorio con 25,0 g de ácido salicílico y un exceso de anhídrido acético (más de 30,0 g). Obtuvo 24,3 g de aspirina.

Calcular, a partir de los datos anteriores, cuál es el rendimiento en porcentaje de esta reacción de formación de la aspirina.

El reactivo límite en esta reacción es el ácido salicílico, ya que el anhídrido acético se encuentra en exceso. Como la reacción de obtención de la aspirina se encuentra balanceada, se pueden relacionar las proporciones molares que corresponden al ácido salicílico y a la aspirina: por cada mol de ácido salicílico se obtiene un mol de aspirina. Por tanto, se puede calcular que el número de moles de aspirina obtenidos es:

Moles de ácido salicílico

$$= 25{,}0\ \text{g} \cdot \frac{1\ \text{mol}}{138\ \text{g ácido salicílico}}$$

$$= 0{,}181\ \text{mol}$$

La cantidad de moles de aspirina es igual a la de moles de ácido salicílico, es decir, 0,181 por la relación molar que se observa en la ecuación.

$$\text{g de aspirina} = 0{,}181\ \text{mol de aspirina} \cdot \frac{180\ \text{g aspirina}}{1\ \text{mol aspirina}}$$

$$= 32{,}6\ \text{g}$$

Esta cantidad de aspirina sería la que se debería obtener si el rendimiento hubiera sido del 100%.

Como experimentalmente solo se obtuvieron 24,3 g de aspirina, entonces el rendimiento será:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{masa producto real}}{\text{masa producto teórico}} \cdot 100$$

Remplazando, se obtiene el rendimiento.

$$\text{Rendimiento} = \frac{24{,}3\text{g}}{32{,}6} \cdot 100 = 74{,}5\%$$

Esto significa que, mediante el procedimiento de laboratorio empleado por el químico del enunciado, solo fue posible obtener el 74,5% de lo que teóricamente se esperaba.

BECU_Q1_B5_U11.indd 152 7/1/14 5:57 PM

Pureza de reactivos y productos

Por lo general, las sustancias que intervienen en los procesos químicos contienen impurezas. Estas impurezas representan un peso adicional que aumenta el de la sustancia pura, lo que afecta la calidad del producto. Por ello, es importante cuantificar las impurezas antes de hacer el cálculo estequiométrico, para conocer la cantidad real de reactivo puro (**figura 25**).

Figura 25. El mineral de cobre puede contener hasta un 50% de Cu.

Cálculos en reacciones consecutivas

Con alguna frecuencia en los procesos químicos, se tienen que realizar dos o más reacciones consecutivas para obtener un producto determinado. Como los productos de la primera reacción son los reaccionantes en la segunda reacción y así sucesivamente, no es necesario calcular las masas de las sustancias formadas en las reacciones intermedias. Se pueden utilizar las relaciones molares para obtener la información deseada sobre la reacción final.

Ejemplo

1. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se obtienen cuando se hacen reaccionar 150 g de magnesio del 80% de pureza en presencia de oxígeno?

Escribimos la ecuación balanceada del proceso.

$$2Mg_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2MgO_{(s)}$$

Antes de establecer la relación estequiométrica, se calcula la cantidad real de magnesio, sabiendo que el reactivo de que se dispone tiene una pureza del 80%.

$$\text{g Mg puro} = 150 \text{ g Mg} \cdot \frac{80}{100} = 120 \text{ g Mg}$$

Esto significa que de los 150 g iniciales, solamente 120 g son de magnesio puro. A partir de esta cantidad, se debe hacer el cálculo estequiométrico.

Se utilizará la relación molar, en consecuencia, es necesario transformar los gramos de magnesio en moles.

$$\text{Moles mg} = 120 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24 \text{ g Mg}} = 5 \text{ mol}$$

De acuerdo con la ecuación, 2 mol de Mg producen 2 mol de MgO, por lo tanto, 5 moles de Mg producirán 5 mol de MgO.

Otra manera de obtenerlos es la siguiente:

$$\text{Moles MgO} = 5 \text{ mol Mg} \cdot \frac{2 \text{ mol de MgO}}{2 \text{ mol de Mg}} = 5 \text{ mol}$$

Finalmente, se debe establecer la cantidad en gramos de MgO obtenido. Se procede de la siguiente forma.

$$\text{g de MgO} = 40 \text{ g MgO} \cdot \frac{5 \text{ mol de MgO}}{1 \text{ mol de MgO}} = 200 \text{ g}$$

2. La obtención del permanganato de potasio, $KMnO_4$, necesita de dos etapas. La primera reacción implica la conversión del dióxido de manganeso en manganato de potasio y la segunda reacción, el cambio de manganato de potasio en permanganato de potasio. Las ecuaciones balanceadas son:

$$2MnO_{2(s)} + 4KOH_{(ac)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2K_2MnO_{4(ac)} + 2H_2O_{(l)}$$

y la segunda ecuación es:

$$2K_2MnO_{4(ac)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2KMnO_{4(ac)} + 2KCl_{(ac)}$$

¿Qué masa de permanganato se formará a partir de 100,0 g de dióxido?

Se convierten los gramos de MnO_2 en moles.

$$\text{Moles } MnO_2 = 100 \text{ g } MnO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{86{,}94 \text{ g } MnO_2} = 1{,}150 \text{ mol } MnO_2$$

Teniendo en cuenta las relaciones molares para hallar los moles de $KMnO_4$, se procede de la siguiente manera:

$$1{,}150 \text{ mol } MnO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } K_2MnO_4}{2 \text{ mol } MnO_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } KMnO_4}{2 \text{ mol } K_2MnO_4}$$

Se obtienen, así, 1,150 mol de $KMnO_4$.

Luego, se convierten los moles de $KMnO_4$ en gramos.

$$\text{g } KMnO_4 = 1{,}150 \text{ mol } KMnO_4 \cdot \frac{158{,}04 \text{ g } KMnO_4}{1 \text{ mol } KMnO_4} = 181{,}7 \text{ g } KMnO_4$$

BECU_Q1_B5_U11.indd 153 7/1/14 5:57 PM

Figura 26. Cuando se realizan cálculos en sistemas gaseosos, es importante determinar con exactitud la temperatura y la presión del sistema.

Cálculos químicos en los que intervienen gases

Hasta este momento se han resuelto problemas en los que intervienen sólidos y líquidos, o sistemas combinados de estos elementos; sin embargo, son muy frecuentes también las reacciones en estado gaseoso. Se mencionan, a continuación, algunos conceptos importantes para los cálculos estequiométricos en sistemas gaseosos (**figura 26**).

La hipótesis de Avogadro

En 1811, **Amadeo Avogadro** (1776–1856) relacionó la teoría de Dalton y las experiencias de Gay–Lussac al proponer las dos hipótesis siguientes.

- *Las últimas partículas de los gases elementales no son átomos individuales sino agregados de dos átomos (moléculas). Hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, entre otros, son gases diatómicos.*
- *Volúmenes iguales de todos los gases, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen un número idéntico de moléculas.*

El principio de Avogadro permitió establecer el concepto de *átomo* y *molécula*: un **átomo** es la parte más pequeña de un elemento químico y una **molécula** es la parte más pequeña, con existencia individual estable, de una sustancia pura.

Las moléculas se diferencian unas de otras por el número y el tipo de átomos que las forman, así como por la manera en que dichos átomos están dispuestos. Una sustancia pura está formada por un solo tipo de moléculas y estas son iguales entre sí.

Gas	Masa	Volumen en C.N.
1 mol de helio	4 g	22,4 L
1 mol de hidrógeno	2 g	22,4 L
1 mol de dióxido de carbono	44 g	22,4 L
1 mol de butano	58 g	22,4 L

Figura 27. Volumen molar de algunos gases.

El volumen molar

Este volumen ocupa el mol de cualquier gas, medido en condiciones normales de presión y temperatura (760 mm Hg de presión, es decir, 1 atm y 0 °C de temperatura). Dicho volumen tiene un valor de **22,4 litros** (**figura 27**).

Cuando en una reacción alguno o todos los reaccionantes y los productos son gases, las relaciones entre especies gaseosas pueden obtenerse utilizando la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación, el principio de Avogadro y el concepto de volumen molar. Analícese el siguiente ejemplo.

Ejemplo

¿Qué volumen de O_2 en condiciones normales (C.N.) se forma cuando se descomponen térmicamente 73,56 g de $KClO_3$, de acuerdo con la siguiente ecuación?

$$KClO_{3(s)} + \text{calor} \longrightarrow KCl_{(s)} + O_{2(g)}$$

Primero, se balancea la ecuación:

$$2KClO_3 + \text{calor} \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$

Luego, se convierten los gramos de $KClO_3$ en moles:

$$x \text{ mol de } KClO_3 = \frac{73{,}56}{122{,}5} = 0{,}6 \text{ mol}$$

De la ecuación balanceada, se tiene que 2 mol de $KClO_3$ producen 3 mol de O_2. Se establece, entonces, la relación molar.

$$x \text{ mol de } O_2 = 0{,}6 \text{ mol } KClO_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } KClO_3}$$

$$x = 0{,}9 \text{ mol de } O_2$$

Como la pregunta del problema hace referencia al volumen ocupado por el oxígeno en condiciones normales, se tiene:

$$\text{Volumen } O_2 \text{ en C.N.} = 0{,}9 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{22{,}4 \text{ lts } O_2}{1 \text{ mol } O_2}$$

$$x = 20{,}16 \text{ lts } O_2$$

BECU_Q1_B5_U11.indd 154 7/1/14 5:57 PM

Actividades

- Comprende la importancia de las leyes ponderales y de los cálculos estequiométricos.

1. Una ecuación química balanceada contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se requiere para preparar una determinada cantidad de producto, o para establecer cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo. Estos cálculos pueden realizarse basándose en las leyes ponderales. **Responde** las preguntas.

a) ¿Qué establecen las leyes ponderales? **Proporciona** un ejemplo para cada una de las leyes.

b) ¿Quién estableció la ley de las proporciones definidas?

c) ¿Quién fue el creador de la balanza? **Explica** el funcionamiento de este instrumento de medición.

2. **Define** los siguientes términos y **propón** ejemplos para aclarar las definiciones, si es necesario.

a) Coeficiente estequiométrico

b) Reactantes o reactivos

c) Productos

d) Reactivo límite

e) Reactivo en exceso

- Resuelve acertadamente cálculos estequiométricos.

3. **Observa** la siguiente reacción entre el óxido de calcio y el agua.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

Determina cuál es la cantidad de producto formado mediante dicha reacción, en los siguientes casos.

a) Cuando reaccionan 20 g de CaO con 15 g de H_2O.

b) Cuando se produce la reacción de 3 moles de CaO con 1 mol de H_2O.

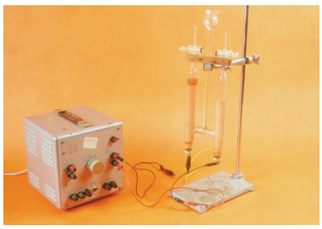
c) Al reaccionar 1,5 moles de CaO con 22 g de H_2O.

Registra los resultados en el cuaderno. **Usa** una tabla como la siguiente.

Masa inicial de CaO	Masa inicial de H_2O	Masa de $Ca(OH)_2$

- Aplica sus conocimientos sobre reacciones químicas para resolver ejercicios de aplicación reales.

4. En el proceso de descomposición del agua, denominado *electrólisis* y que se puede llevar a cabo con un aparato de laboratorio como el que aparece en la fotografía, se observa que la producción de hidrógeno es menor que la de oxígeno. **Explica** este resultado.



5. Las principales hormonas que segrega la glándula tiroides son la tetrayodotironina o tiroxina, también llamada T4, y la triyodotironina, T3. Para sintetizar estas hormonas, la tiroides capta aproximadamente el 20% del yodo ingerido a partir de la dieta alimenticia. Además, la reacción requiere de la presencia de un aminoácido, la tiroxina. En esta reacción el yodo es el reactivo límite. Si la ingestión diaria es menor de 10 microgramos de yodo, la glándula sintetiza menor cantidad de hormonas produciéndose el hipotiroidismo. **Responde**:

a) ¿Cuál es la función del yodo en este proceso?

b) ¿Qué función desempeña la tiroxina en la reacción?

c) ¿Qué sucede si la ingestión diaria de yodo supera el valor establecido?

6. **Diseña** un experimento que demuestre que, en una reacción, la masa de los reactantes es igual a la de los productos.

7. En la fabricación de medicamentos, se deben tener en cuenta las proporciones de la materia prima para obtener el producto deseado. **Responde**:

a) ¿Qué sucedería si se adicionara mayor cantidad de alguno de los reactantes?

b) ¿Qué consecuencias tendría en el proceso de elaboración?

c) ¿Se podría consumir el medicamento?

8. Los cálculos químicos tienen aplicaciones en la vida cotidiana y en los procesos industriales. **Explica** de qué manera se emplean los cálculos en las siguientes reacciones químicas.

a) En la elaboración de galletas.

b) En la fabricación de detergentes.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B5_U11.indd 155 7/3/14 11:48 AM

Evaluación

- Diferencia una ecuación de una reacción química y determina las informaciones que nos brinda la ecuación; establece las clases de reacciones y cita ejemplos del entorno.

1 punto **1.** **Clasifica** las siguientes reacciones químicas en estas categorías: síntesis, descomposición, sustitución, doble descomposición, exotérmica, endodérmica o redox.

a) $S + O_2 \rightarrow SO_2$

b) $Na_2CO_3 \rightarrow Na_2O + CO_2$

c) $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$ + energía

d) $AgNO_3 + NaBr \rightarrow AgBr + NaNO_3$

e) $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$

1 punto **2.** **Determina** la falsedad o certeza de los siguientes enunciados. **Argumenta** tu respuesta.

a) En las reacciones de doble descomposición, se forman iones que luego reaccionan entre sí, para construir moléculas más estables.

b) Las sustancias oxidadas ganan electrones.

c) La respiración es un ejemplo de reacción endotérmica.

d) La combustión de la madera es un proceso exotérmico.

e) La combinación del ácido clorhídrico con el hidróxido de bario es una reacción de sustitución.

f) Las reacciones reversibles se caracterizan por ocurrir en los dos sentidos.

g) La reducción del ion férrico a ion ferroso implica pérdida de electrónes.

1 punto **3.** **Elabora** una tabla descriptiva de las diferentes clases de reacción. **Identifica** para cada clase de reacción sus características y **presenta** un ejemplo.

1 punto **4.** El proceso fotográfico tradicional se basa en la capacidad que tienen ciertos compuestos de reaccionar y de alterar su composición por acción de la luz, de los llamados compuestos fotosensibles. Los compuestos fotosensibles más utilizados son las sales de plata, como el nitrato o el bromuro de plata. La película fotográfica en blanco y negro consiste en una lámina plástica recubierta con una fina capa de emulsión gelatinosa en la cual se encuentran suspendidos los cristales, generalmente, de bromuro de plata.

Al ser expuesta a la luz, las moléculas de AgBr se transforman en plata metálica, de color negro, e iones Br^{1-}, mediante la siguiente reacción.

$$AgBr + luz \rightarrow Ag + Br^{1-}$$

Responde las siguientes preguntas.

a) ¿Qué clase de reacción se lleva a cabo en el proceso fotográfico?

b) ¿Qué elemento se reduce? **Justifica** la respuesta.

c) ¿Qué clase de compuesto es el bromuro de plata?

d) ¿Qué otros compuestos químicos son fotosensibles?

e) ¿Qué diferencias existen entre el proceso fotográfico en blanco y negro y el de color?

- Escribe y balancea eficientemente ecuaciones por el método de simple inspección.

1 punto **5.** **Balancea** las siguientes ecuaciones químicas aplicando el método de inspección simple o tanteo.

a) $HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_2O$

b) $HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

c) $H_2 + F_2 \rightarrow HF$

d) $Al + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2$

e) $CaCO_3 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$

f) $NaO + H_2O \rightarrow NaOH$

g) $K + O_2 \rightarrow K_2O$

h) $Zn + HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

i) $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow HClO_4$

j) $N_2O_5 + H_2O \rightarrow HNO_3$

BECU_Q1_B5_U11.indd 156 7/1/14 5:57 PM

- Desarrolla cálculos estequiométricos utilizando el método de la relación molar como una alternativa matemática al uso de la regla de tres.

1 punto **6.** El jugo gástrico (sustancia secretada por las paredes del estómago, que interviene en la digestión) contiene aproximadamente 3,0 g de HCl por cada litro. Si alguien produce 2 litros de jugo gástrico diariamente, **calcula** cuántas tabletas antiácidas de 500 mg de hidróxido de aluminio se necesitarían para neutralizar el ácido producido en un día por el estómago de dicha persona.

1 punto **7.** El denominado gas natural está formado por una mezcla de compuestos de carbono e hidrógeno, llamados *hidrocarburos*, uno de los cuales es metano, CH_4. Al quemar el metano (arde en presencia de oxígeno), se obtiene dióxido de carbono y agua.

a) **Escribe** y **balancea** la reacción que se lleva a cabo.

b) **Determina** el número de moles y los gramos de oxígeno que son necesarios para la completa combustión de 200 g de metano.

c) **Indica** cuál será la masa de aire necesaria para que reaccionen 350 g de metano, si el aire contiene el 21% en masa de oxígeno.

1 punto **8.** El hidróxido de sodio o soda cáustica se prepara comercialmente mediante la reacción del carbonato de sodio con hidróxido de calcio o con cal apagada. La soda cáustica se presenta frecuentemente al consumidor en forma de escamas, como se aprecia en la siguiente fotografía.

Realiza los cálculos necesarios para responder las siguientes interrogantes.

a) ¿Cuántos Kg de soda cáustica se pueden obtener tratando 5 kg de carbonato de sodio con hidróxido de calcio?

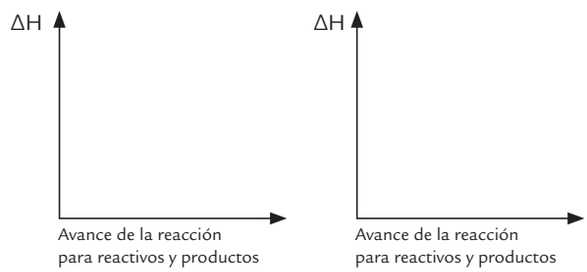
b) ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio se producen en la reacción anterior?

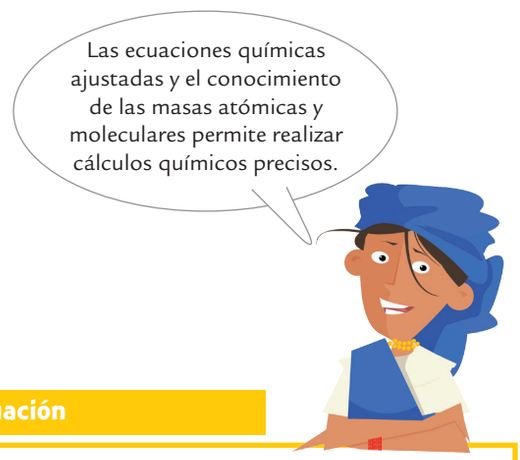
- Realiza cálculos sobre variación de entalpía de una reacción química; grafica correctamente una reacción exotérmica y una endotérmica.

1 punto **9.** En la reacción de combustión de 1 mol de glucosa $C_6H_{12}O_6$, se desprenden 2808 kJ de calor. Con esta información, **indica** el cambio de entalpía producido durante la formación de la glucosa en el proceso de fotosíntesis que transcurre de acuerdo con la reacción:

$$6CO_2 + 6H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2 \qquad \Delta H° = ?$$

1 punto **10.** **Construye** dos gráficas como las siguientes y **representa** el proceso que se lleva a cabo en las reacciones endotérmicas y exotérmicas.





Coevaluación

- **Investiguen**, en grupos, sobre la importancia de las reacciones químicas para los seres vivos.
- **Elaboren** una red conceptual con la información encontrada.
- **Comparen** sus organizadores gráficos y **analicen** los aportes obtenidos.

Autoevaluación (Metacognición)

Reflexiona sobre lo que aprendiste en este bloque.

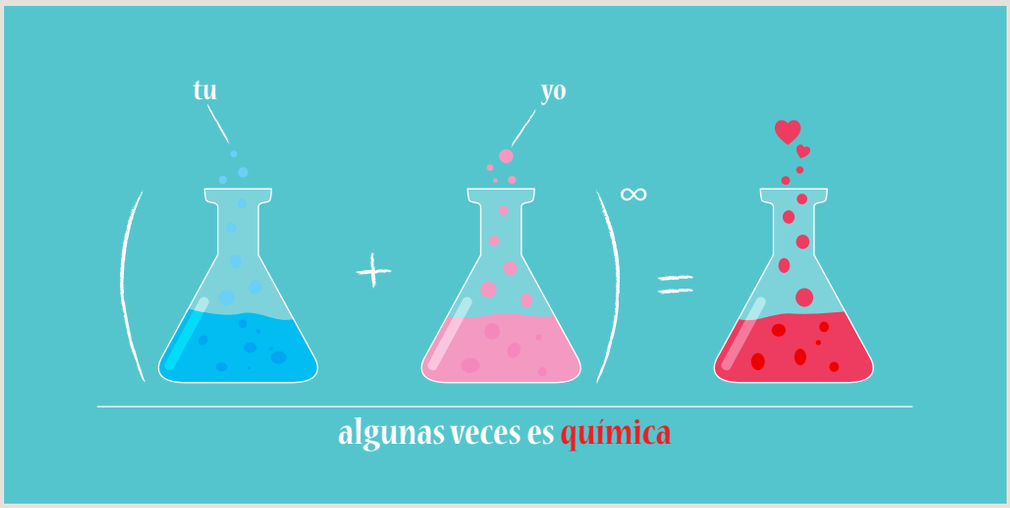
- ¿Qué dificultades encontraste para resolver los problemas de aplicación?
- ¿Qué temas crees que necesitas ampliar para comprender mejor?

- **Indicador esencial de evaluación.**

BECU_Q1_B5_U11.indd 157 7/1/14 5:57 PM

Educación para la sexualidad

Reacciones químicas y la atracción sexual



De seguro todos hemos oído hablar de la «química entre las personas» ya que la atracción y el apego, por mucho que nos cueste admitirlo, no provienen solo del corazón. El amor, en pocas palabras, se trata de cómo la otra persona te hace sentir, y esto abarca reacciones no verbales —conexiones sinápticas (neuroquímicas) en nuestro cerebro—, a pesar de lo poco romántico que suena.

La invocación de la sensación de placer, la sensualidad y la excitación sexual se pueden explicar con relativa sencillez si se comprende cómo el cerebro interpreta y reacciona a los estímulos sexuales. En este campo de acción, dos sustancias químicas del cerebro (neurotransmisores) juegan un papel fundamental: la dopamina y la oxitocina.

Cuando una persona se expone a estímulos sexualmente excitantes, ciertos cambios neuroquímicos se llevan a cabo. Nuestro cerebro libera dopamina, un neurotransmisor involucrado en una gran cantidad de funciones como el placer, la excitación, el deseo y la atracción, para nombrar algunos.

Después de que el cerebro libera dopamina, la persona se siente atraída por el sujeto al que le presta atención, y si se trata de una relación sexual, antes o durante el orgasmo, la oxitocina se dispara. La oxitocina es un neurotransmisor que está asociado a la dopamina. Cuando nos relacionamos con una persona o un objeto, nuestro cerebro libera oxitocina. Por ejemplo, se ha encontrado que la oxitocina juega un papel importante en el vínculo madre-bebé, e incluso estudios muy recientes han demostrado que la administración artificial de oxitocina hace a los hombres más sensibles y ayuda a los niños autistas a formar relaciones sociales.

Cuando «el amor madura» y se mantiene una pareja estable, quizás después de que ha pasado «la luna de miel» (entre año y medio a cuatro años), el cerebro adquiere una tolerancia a los estimulantes del amor y comienza a liberar endorfinas. Las endorfinas están asociados con sentimientos de apego y de confort. Se asemejan a los opiáceos en cierto sentido, ya que calman la ansiedad, alivian el dolor y reducen el estrés.

Ahora miremos más allá de las reacciones químicas que ocurren en un encuentro amoroso. Cuando se tienen relaciones sexuales, no debe olvidarse que, más allá de un cuerpo, se tienen relaciones en muchos aspectos con otro ser humano que piensa, tiene valores, sentimientos, necesidades y deseos. Esto, por tanto, involucra mucha responsabilidad y madurez. Es necesario reflexionar si realmente estamos preparados para llevar una vida sexual activa que nos oriente, en un futuro, a formar una familia estable y a permanecer con nuestra pareja después de muchos años, a pesar de que las «hormonas descontroladas» de la juventud y sus neurotransmisores hayan disminuido.

BECU_G1_B5_U11.indd 158 7/1/14 5:57 PM

Actividades

1. **Lee** el siguiente texto.

   En la cascada de reacciones emocionales hay electricidad (descargas neuronales) y hay química (hormonas y otras sustancias que participan). Ellas son las que explican buena parte de los signos del enamoramiento. A través del sistema nervioso, el hipotálamo envía mensajes a las diferentes glándulas del cuerpo, ordenando a las glándulas suprarrenales que aumenten inmediatamente la producción de adrenalina y noradrenalina.

   Sus efectos se hacen notar al instante:

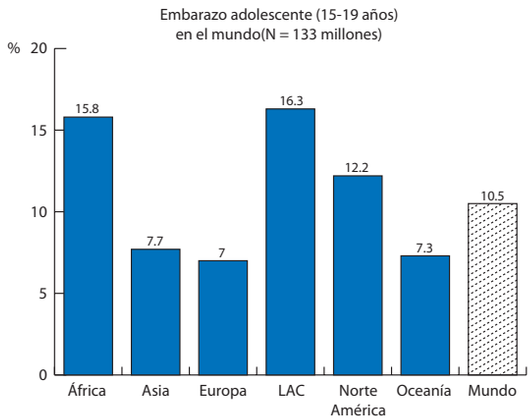
   - El corazón late más deprisa (130 pulsaciones por minuto).
   - La presión arterial sistólica (lo que conocemos como *máxima*) sube.
   - Se liberan grasas y azúcares para aumentar la capacidad muscular.
   - Se generan más glóbulos rojos a fin de mejorar el transporte de oxígeno por la corriente sanguínea.

   Investiga sobre otros efectos que tienen la adrenalina y la noradrenalina en el cuerpo humano y **elabora** un gráfico para mostrarlo.

2. **Contesta** las siguientes preguntas.
   - ¿Por qué podemos afirmar que el amor también es química?
   - ¿Cuáles son las principales sustancias químicas que se liberan en una relación sentimental a corto y a largo plazo?
   - ¿Por qué es necesario reflexionar sobre nuestra sexualidad?

3. **Elaboren** en grupo un mapa mental sobre la química del amor. Para ello **investiguen** más a profundidad el tema e **identifiquen** otras sustancias químicas que intervienen en las relaciones sentimentales y sexuales.

4. **Observa** la siguiente imagen y **responde** las preguntas.



   - ¿Por qué es necesario educar para la sexualidad a los niños y jóvenes de Latinoamérica?
   - ¿Qué alternativas propondrías para disminuir el embarazo en adolescentes?

BECU_Q1_B5_U11.indd 159 7/1/14 5:58 PM

Reacciones químicas en el entorno

Las **reacciones químicas** son procesos en los cuales dos o más sustancias se transforman en otras con propiedades diferentes. En el siguiente diseño experimental, se observarán diferentes clases de reacciones y algunas de sus manifestaciones físicas.

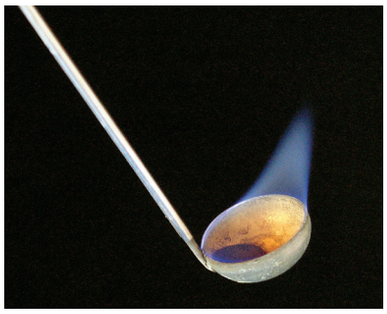
Conocimientos necesarios: Clases de reacciones químicas: síntesis, descomposición, desplazamiento simple y desplazamiento doble.

Reactivos

- Azufre en polvo, S
- Óxido de mercurio (II), HgO
- Sulfato cúprico, $CuSO_4$
- Cloruro de sodio, NaCl
- Nitrato de plata, $AgNO_3$
- Hierro en polvo, Fe
- Láminas de zinc, Zn
- Agua, H_2O
- Ácido clorhídrico, HCl

Materiales

- Gafas de seguridad
- Fósforos
- 1 gradilla
- 5 tubos de ensayo
- 1 pinza para tubo de ensayo
- 1 pipeta graduada de 10 mL
- 1 mechero Bunsen



EXPERIMENTO 1 Reacción de síntesis

Procedimiento

1. **Mide** 0,5 g de azufre y **depósitalos** en un tubo de ensayo.
2. **Agrega** sobre el azufre 0,5 g de hierro en polvo y **calienta** suavemente en el mechero Bunsen, tomando el tubo con la pinza correspondiente. **Observa** los cambios que ocurren.

EXPERIMENTO 2 Reacción de descomposición

Procedimiento

1. **Mide** 0,5 g de óxido de mercurio (II) en un tubo de ensayo.
2. **Toma** el tubo con las pinzas y **acércalo** a la zona azul de la llama del mechero. **Observa** los cambios que suceden.

EXPERIMENTO 3 Reacción de desplazamiento simple

Procedimiento

1. **Vierte** 2 mL de ácido clorhídrico concentrado en un tubo de ensayo.
2. **Toma** una lámina de zinc y **sumérgela** en el ácido con mucho cuidado. **Observa** los cambios.

EXPERIMENTO 4 Reacción de desplazamiento doble

Procedimiento

1. En un tubo de ensayo, **agrega** 0,5 g de nitrato de plata y 3 mL de agua. **Agita** hasta que la sal se disuelva totalmente.
2. En otro tubo de ensayo, **agrega** 0,5 g de cloruro de sodio y 3 mL de agua. **Agita** hasta que el yoduro se disuelva totalmente.
3. Al tubo que contiene la solución de nitrato de plata, **adiciona** la solución de cloruro de sodio. **Observa** los resultados obtenidos.

Análisis de resultados

Completa la actividad y **responde** las preguntas:

1. **Escribe** y **balancea** las reacciones que ocurren en cada experimento.
2. ¿Qué diferencias existen entre las reacciones de desplazamiento simple y las de desplazamiento doble?
3. ¿Cómo se evidencia que en un proceso ocurren reacciones químicas?

BECU_Q1_B5_U11.indd 160 7/1/14 5:58 PM

Masa de los reactantes

Lavoisier estableció que, en toda reacción química, la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción, algo que se conoce como la **ley de conservación de la masa**.

Con el siguiente diseño experimental, se comprobará esta ley.

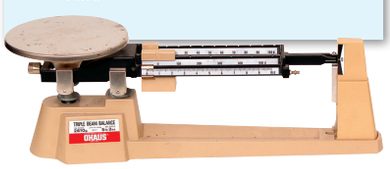
Conocimientos necesarios: Reactantes, productos y balanceo de ecuaciones químicas.

Reactivos

- Nitrato de plomo (II), $Pb(NO_3)_2$
- Yoduro de potasio, KI
- Agua destilada

Materiales

- 1 balanza
- 1 Erlenmeyer de 250 mL
- 1 tapón de caucho
- 1 gradilla
- Hilo



EXPERIMENTO 1

Procedimiento

1. **Mide** 0,5 g de nitrato de plomo y **depósitalos** en el Erlenmeyer. **Agrega** 10 mL de agua hasta que la sal se disuelva totalmente.
2. **Mide** 0,5 g de yoduro de potasio y **depósitalos** en el tubo de ensayo. **Adiciona** 10 mL de agua y **agita**.
3. Con ayuda del hilo, **ubica** el tubo dentro del matraz y **tápalo**.
4. **Determina** la masa del sistema en la balanza.
5. **Deja** mezclar bien las soluciones y **mide** nuevamente la masa del sistema.

Análisis de resultados

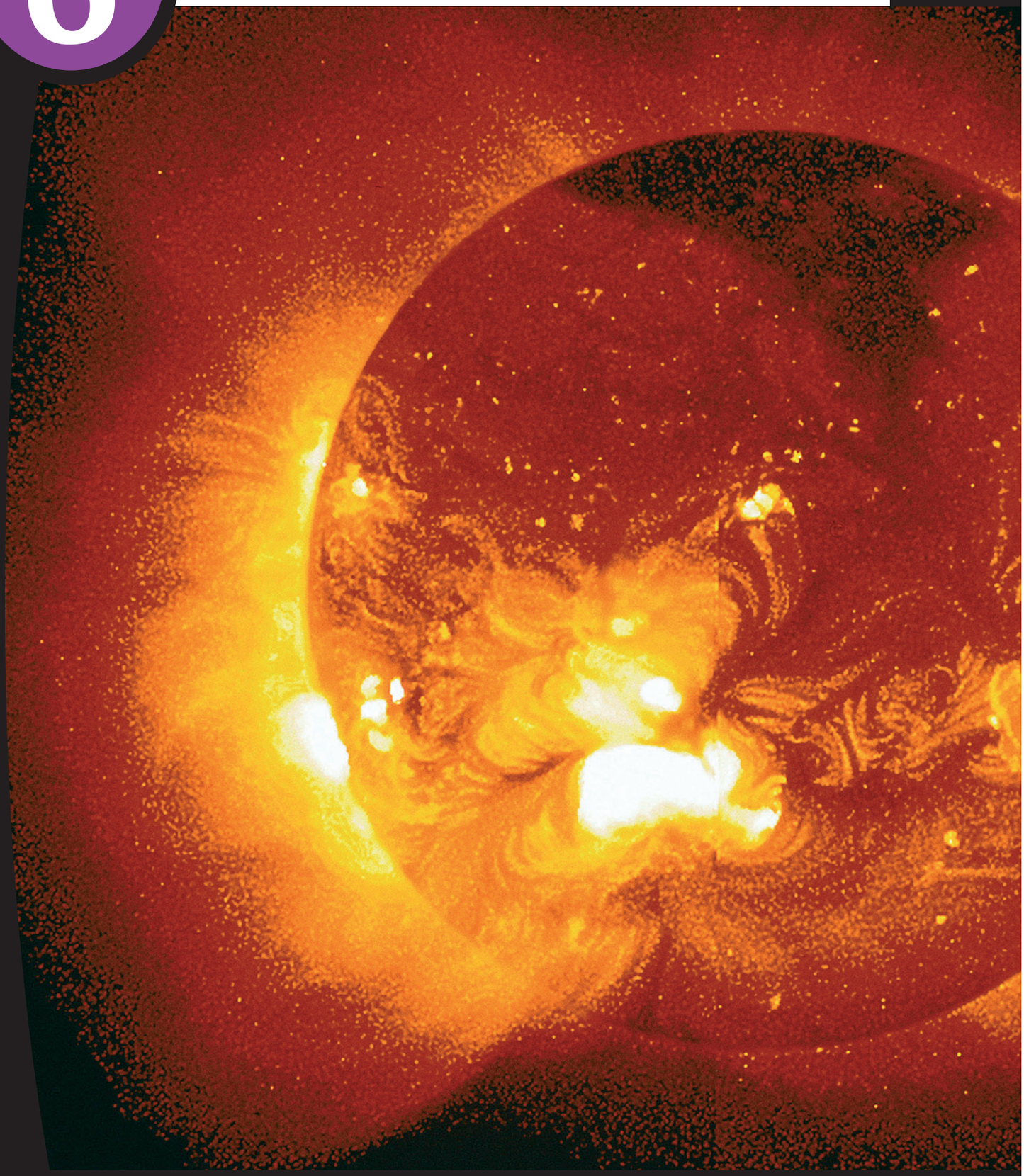
Responde las siguientes preguntas.

1. Luego de comparar las masas obtenidas antes y después de mezclar los reactivos, ¿se comprueba la ley de conservación de la masa?
2. ¿Cuál es la ecuación química que se lleva a cabo?
3. ¿Qué sucederá en cuanto a la conservación de la masa de los reactantes y de los productos si una de las nuevas sustancias se encuentra en estado gaseoso?
4. ¿Cuántos gramos de yoduro de plomo (II) se producen en esta reacción?
5. ¿Cuál de las sustancias utilizadas en la reacción es el reactivo límite?¿Por qué?

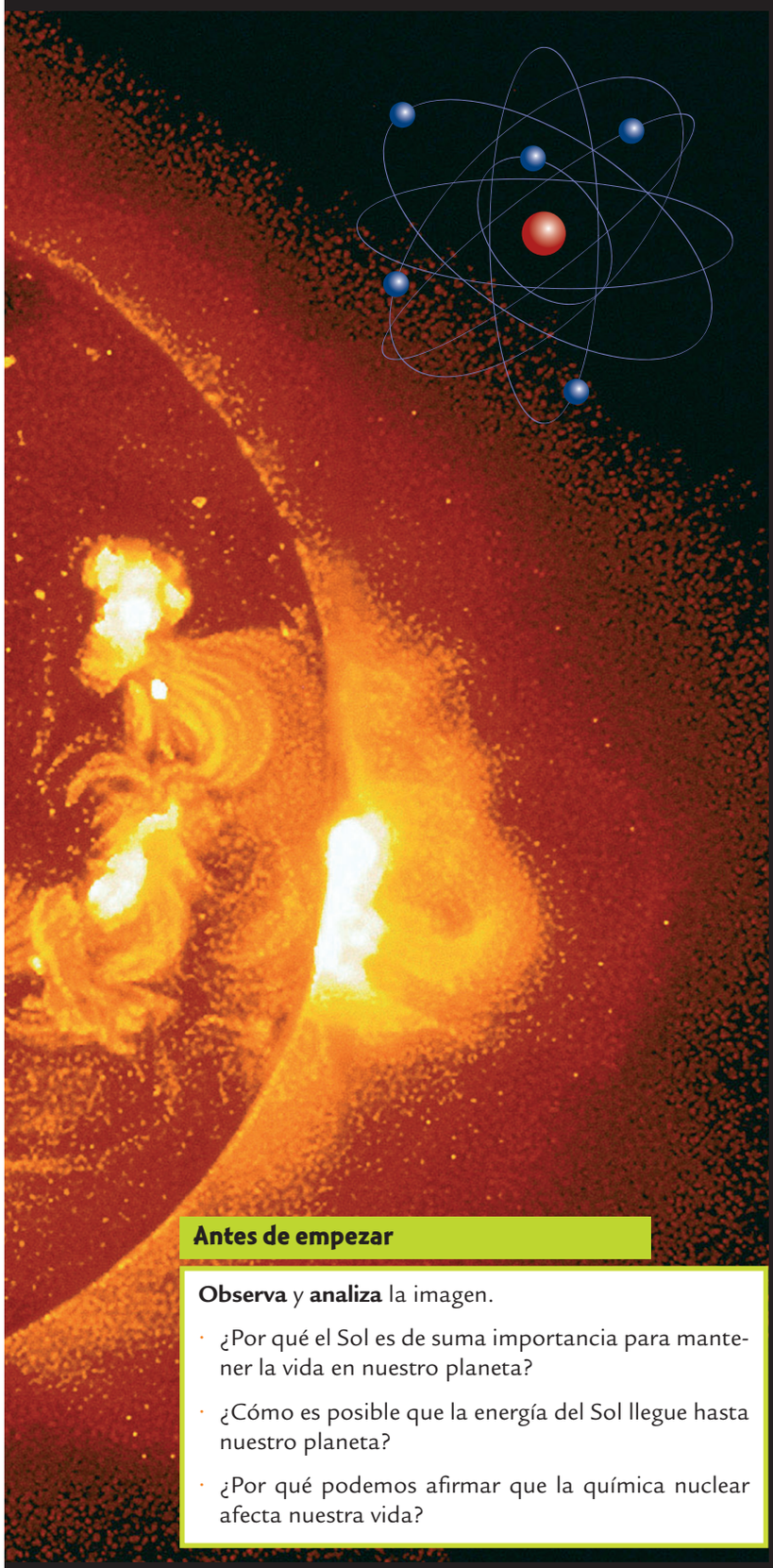
BECU_Q1_B5_U11.indd 161 7/1/14 5:58 PM

Bloque 6

Química nuclear



BECU_Q1_B6_U12.indd 162 7/1/14 3:38 PM



Alrededor del mundo muchas culturas han adorado al Sol. Esto se debe en gran parte a que este proporciona calor y energía, y por lo tanto, la vida misma. Sin esta energía del Sol, la vida no podría existir tal como la conocemos. Sin química nuclear no existiría el Sol.

¿Te has preguntado alguna vez cómo el Sol produce tanta energía? Esto ocurre a través de una reacción química nuclear llamada *fusión nuclear*. De hecho, la química nuclear afecta muchos aspectos de nuestra vida cotidiana. Al revisar este bloque descubriremos que los radioisótopos están por todas partes. Están en el aire que respiramos, en el agua que bebemos, en el suelo sobre el que cultivamos, en los materiales de construcción que utilizamos para nuestros hogares y en los alimentos que comemos para alimentar las células de nuestro cuerpo. Incluso la ciencia se ha valido de la química y física nuclear para desarrollar, desde nuevas formas de energía hasta tratamientos para enfermedades tan graves como el cáncer.

Antes de empezar

Observa y **analiza** la imagen.

- ¿Por qué el Sol es de suma importancia para mantener la vida en nuestro planeta?
- ¿Cómo es posible que la energía del Sol llegue hasta nuestro planeta?
- ¿Por qué podemos afirmar que la química nuclear afecta nuestra vida?

Objetivo educativo

Establecer los componentes y consecuencias biológicas de la radiación, diferenciar la radiactividad natural de la artificial y argumentar los efectos positivos y negativos de su utilización y su influencia con el ambiente.

Compotera de coco.
Artesanía elaborada en Esmeraldas.

BECU_Q1_B6_U12.indd 163 7/1/14 5:59 PM

Unidad 12

Radiactividad

Destrezas con criterio de desempeño:

- Analizar la importancia del descubrimiento de la radiactividad natural y artificial, con la descripción de sus diversos campos de aplicación relacionados con el ser humano y la mejora de su calidad de vida.
- Comparar los procesos de fisión y fusión nuclear desde la explicación de ejemplos diversos, de la observación e interpretación de videos relacionados con estos temas y de la relación entre la masa y la energía que se desprende en las reacciones nucleares.

Conocimientos previos

- ¿Qué partículas subatómicas conoces?
- ¿Cómo se encuentra constituido el núcleo atómico?
- ¿Qué características posee el núcleo atómico?

Para comprender qué es la radiactividad, es necesario recordar que los núcleos de los átomos estables, como el del plomo, hacen que la fuerza de unión entre los protones y neutrones sea suficiente como para mantener unido cada núcleo en su conjunto. En otros átomos, especialmente los pesados, tales como los de uranio, esta energía es insuficiente, y los núcleos son inestables (**figura 1**).

Un núcleo inestable emite espontáneamente partículas y energía en un proceso conocido como *desintegración radiactiva*. El término *radiactividad* se refiere a las partículas emitidas. Todos los elementos conocidos con números atómicos mayores que 83 (bismuto) son radiactivos, y muchos isótopos de elementos con números atómicos inferiores también son radiactivos.

Por lo tanto, la radiactividad se refiere a las partículas que se emiten a partir de núcleos como resultado de su **inestabilidad nuclear**. Debido a que el núcleo experimenta un intenso conflicto entre las dos fuerzas más poderosas de la naturaleza, no debe sorprender que hay muchos isótopos nucleares que son inestables y emiten algún tipo de radiación. Los tipos más comunes de radiación se denominan *alfa*, *beta* y *gamma*. Sin embargo, hay otras variedades de la desintegración radiactiva.

Figura 1. El uranio es uno de los elementos radiactivos que se presenta en muy bajas concentraciones en las rocas, en la tierra e incluso en ciertos seres vivos.

Descubrimiento de la radiactividad

El final del siglo XIX se generaron grandes descubrimientos en el mundo de la Física. En 1895, Wilhelm K. Roentgen descubrió los rayos X; y, a comienzos del año 1896, Henri Becquerel anunciaba en París el descubrimiento de la radiactividad.

Becquerel, durante sus experimentaciones con la fluorescencia, y de forma casi accidental, observó que las sales de uranio emitían radiaciones capaces de atravesar elementos sólidos y ser plasmados de forma fotográfica. Este científico estudiaba la posibilidad de que la luz solar provocase, en ciertas sales de uranio, la emisión de rayos penetrantes (como los rayos X), y de que dichos rayos impresionasen una placa fotográfica. Durante unos días en los que el Sol estuvo oculto, Bequerel guardó las sales en un cajón junto a las placas fotográficas; al revelarlas, encontró que se habían impresionado con gran intensidad. Bequerel atribuyó este fenómeno a los rayos emitidos por el uranio (**figura 2**).

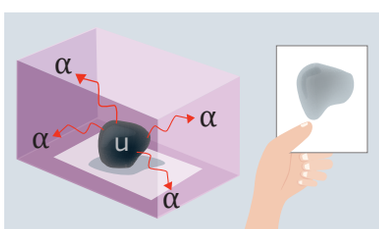


Figura 2. Becquerel había descubierto que un pedazo de mineral que contiene uranio puede producir su imagen en una placa fotográfica en ausencia de luz.

Durante sus estudios, Marie Curie (**figura 3**) había oído hablar del descubrimiento de algún tipo de emisión de radiación a partir de sales de uranio por Henri Becquerel y decidió investigar estos misteriosos rayos de uranio para su tesis doctoral. Pronto se descubrió que la intensidad de los rayos estaba en proporción directa a la cantidad de uranio en su muestra. En 1898, Marie Curie, junto con su esposo, descubrió en París que el elemento torio emitía rayos similares a los del uranio. Pierre Curie dedujo que este fenómeno estaba asociado a los átomos y que era independiente de su estado físico o químico. En la pechblenda, un mineral de uranio, descubrieron dos nuevos elementos: el polonio y el radio. Ese mismo año los Curie dieron al fenómeno su nombre moderno: *radiactividad*.

BECU_Q1_B6_U12.indd 164 7/1/14 5:59 PM

Radiactividad natural

Como se mencionó antes, ciertos núcleos atómicos son inestables en su estado natural, debido a las diferencias entre las fuerzas de atracción y repulsión en el interior del núcleo. Los átomos que poseen un mismo número atómico pero diferente número de masa reciben el nombre de *isótopos*. La emisión espontánea y natural, a través de isótopos, de partículas alfa, beta o rayos gamma de alta energía se conoce como **radiactividad natural**. En la naturaleza, existen aproximadamente 350 isótopos de los cuales alrededor de 80 son radiactivos.

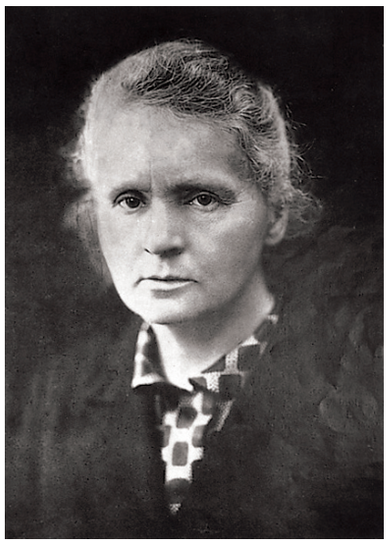


Figura 3. Marie Curie, junto con su esposo Pierre Curie, descubrió la radiactividad natural.

Partículas o rayos alfa

Las partículas alfa (α) son un tipo de radiación ionizante de bajo poder de penetración en la materia. Es expulsada por los núcleos de algunos átomos inestables. Son grandes fragmentos subatómicos consistentes en dos protones y dos neutrones.

Ernest Rutherford descubrió las partículas alfa en 1899, mientras trabajaba con el uranio. Una partícula alfa es idéntica a un núcleo de helio que tiene dos protones y dos neutrones. El núcleo de los átomos durante una emisión alfa se encuentra inicialmente en un estado de energía inestable. Si un cambio interno se lleva a cabo en el núcleo inestable, una partícula alfa se expulsa, dejando un producto de desintegración. En el átomo, se pierden dos protones junto con dos neutrones.

La pérdida de una partícula alfa realmente cambia el átomo a un elemento diferente (el número de protones determina el elemento). Por ejemplo, el polonio-210 es un emisor alfa. Durante la desintegración radiactiva, pierde dos protones, y se convierte en un átomo de plomo-206, que es estable, es decir, no radiactivo (**figura 4**).

Ti Trabajo individual

Elabora una línea del tiempo sobre la historia de la radiactividad. Para ello, **investiga** otros hechos importantes relacionados con este tema, además de los presentados en este texto.

Partículas o rayos beta

Las partículas beta son partículas subatómicas expulsadas desde el núcleo de algunos átomos radiactivos. Tienen mayor poder de penetración que las partículas alfa por moverse más rápido y son equivalentes a los electrones; la diferencia es que las partículas beta se originan en el núcleo y los electrones se originan por fuera del núcleo. A Henri Becquerel se le atribuye el descubrimiento de las partículas beta.

Las partículas beta tienen una carga eléctrica de -1 y una masa de 549 millonésimas de una unidad de masa atómica o uma, que equivale aproximadamente 1/2000 la masa de un protón o un neutrón. La emisión de partículas beta se produce cuando la relación de neutrones y protones en el núcleo es demasiado alta. En este caso, un exceso de neutrones se transforma en un protón y un electrón. El protón permanece en el núcleo y el electrón es expulsado enérgicamente. Este proceso disminuye el número de neutrones por uno y aumenta el número de protones por uno. Dado que el número de protones en el núcleo de un átomo determina el elemento, la conversión de un neutrón a un protón hace que se forme un elemento diferente.

La decadencia de tecnecio-99, que tiene demasiados neutrones para ser estable, es un ejemplo de la desintegración beta. Uno de sus neutrones en el núcleo se convierte en un protón y una partícula beta. El núcleo expulsa la partícula beta y algo de radiación gamma. El nuevo átomo retiene el mismo número de masa, pero el número de protones aumenta a 44. El átomo se convierte en un átomo de rutenio.

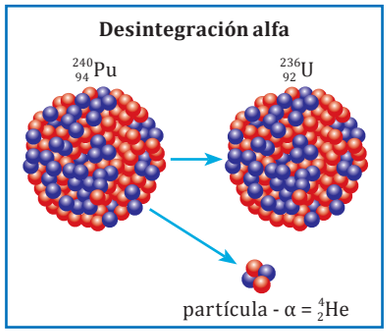


Figura 4. El plutonio-240 también es un emisor de partículas alfa; al perder dos protones en su desintegración se convierte en uranio 236.

BECU_Q1_B6_U12.indd 165 7/1/14 5:59 PM

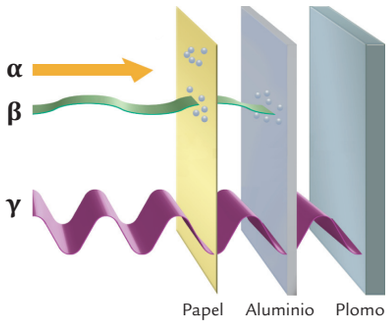


Figura 5. Esquema comparativo del poder de penetración de la radiación alfa, beta y gamma.

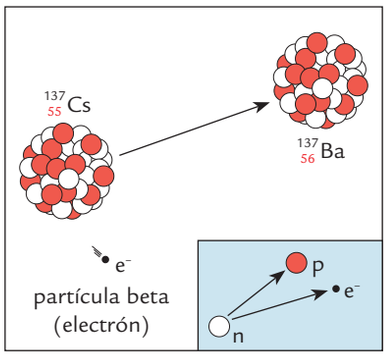


Figura 6. El cesio-137 es otro ejemplo de emisor de partículas beta. Un neutrón se transforma en un protón dando lugar a otro elemento con la misma masa atómica, pero, por aumentar un protón, el nuevo átomo formado corresponde al bario.

Partículas o rayos gamma

Otro tipo de radiactividad, conocida como *desintegración gamma*, tiene lugar cuando ciertos isótopos inestables emiten radiación de alta energía. Un rayo gamma es un paquete de fotones de energía electromagnética. Los fotones gamma son los fotones más energéticos del espectro electromagnético. Los rayos gamma (fotones gamma) son emitidos desde el núcleo de algunos átomos inestables (radiactivos). A Henri Becquerel, se le atribuye el descubrimiento de la radiación gamma.

La radiación gamma es radiación de muy alta energía ionizante. Los fotones gamma tienen cerca de 10 000 veces más energía que aquellos en el rango visible del espectro electromagnético. Los fotones gamma no tienen masa ni carga eléctrica; son energía electromagnética pura. Debido a su alta energía, viajan a la velocidad de la luz y pueden pasar a través de muchos tipos de materiales, incluyendo el tejido humano, de modo que pueden provocar daño a los tejidos vivos (**figura 5**).

La emisión de radiación gamma se produce cuando el núcleo de un átomo radiactivo tiene demasiada energía y se presenta, a menudo, después de la emisión de una partícula beta.

El cesio-137 proporciona un ejemplo de la desintegración radiactiva por radiación gamma. Cuando un neutrón se transforma en un protón y una partícula beta, el protón adicional cambia el átomo a bario-137 y el núcleo expulsa la partícula beta. Sin embargo, el núcleo todavía tiene demasiada energía y expulsa un fotón gamma (radiación gamma) para ser más estable (**figura 6**).

Radiactividad artificial

La radiactividad artificial es aquella producida por el ser humano en diversas actividades, como medicina, industria, minería, entre otras. Es un tipo de radiactividad que surge de un isótopo producido en condiciones de laboratorio mediante una **reacción nuclear**.

Transmutación de los elementos

El término *transmutación* significa el acto de cambiar una sustancia o un material de una forma o un estado a otro. Para los alquimistas de la antigüedad, esto significó intentar la conversión de metales básicos como el plomo en otros valiosos como plata y oro. En la época actual, para los científicos modernos, la transmutación implica la transformación de un elemento en otro por una serie de desintegraciones nucleares o reacciones.

Debido a que cada elemento tiene un número diferente de protones pero fijo en el núcleo del átomo, la transmutación de un elemento químico en otro implica cambiar ese número. Tal reacción nuclear requiere millones de veces más energía que la que está disponible a través de reacciones químicas comunes. Por lo tanto, el sueño de los alquimistas de transmutar el plomo en oro nunca fue químicamente factible.

Sin embargo, Lord Rutherford y su grupo de científicos fueron las primeras personas en producir y detectar transmutaciones nucleares artificiales en 1919. Se bombardeó nitrógeno en el aire con partículas alfa emitidas en el decaimiento de polonio-214. La reacción de transmutación implicó la absorción de

Investiga

Indaga sobre los efectos de los distintos tipos de radiación sobre los seres humanos. Luego, **elabora** un mapa mental con los datos obtenidos.

Trabajo individual **TIC**

Visita la página web del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte para Segundo de Bachillerato sobre el tema de Radiactividad. Ahí podrás ampliar tu información sobre la radiactividad artificial: goo.gl/AzfR4

BECU_Q1_B6_U12.indd 166 7/1/14 5:59 PM

una partícula alfa por el nitrógeno para producir oxígeno y un protón —un núcleo de hidrógeno— (**figura 7**). Esta reacción se puede escribir así:

$$^{14}_{7}N + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{17}_{8}O + ^{1}_{1}H$$

Con el desarrollo de los reactores nucleares y aceleradores de partículas cargadas (comúnmente conocida como «acelerador lineal de electrónes»), durante la segunda mitad del siglo XX, la transmutación de un elemento en otro se ha convertido en algo común. De hecho, unas dos docenas de elementos sintéticos con números atómicos mayores que el uranio natural han sido producidos por reacciones nucleares de transmutación.

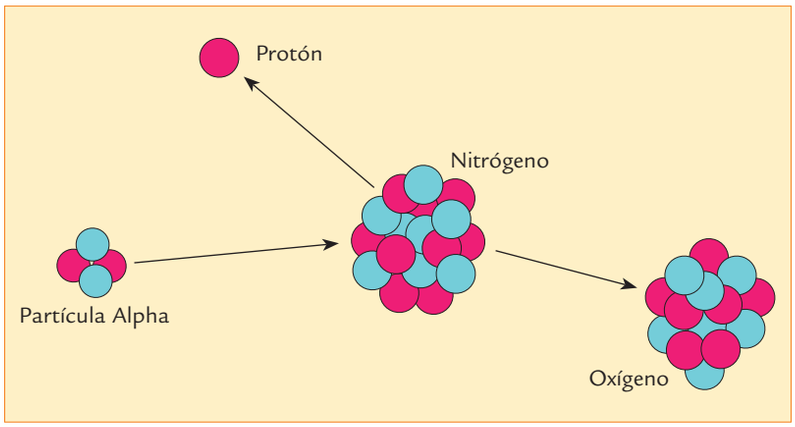


Figura 7. La primera transmutación artificial fue realizada por Ernest Rutherford. Tomó gas nitrógeno y lo bombardeó con partículas alfa. Se produjo un isótopo inestable de oxígeno.

Lección

Las transmutaciones artificiales han permitido obtener elementos sintéticos como el curio-242, que se produce bombardeando plutonio-239 con partículas alfa. **Responde**: ¿Qué otra partícula se emite?

Trabajo cooperativo

Elaboren en grupos un cuadro comparativo entre las reacciones químicas y las reacciones nucleares. **Demuestren** en el cuadro cómo difieren en la energía requerida, qué elementos intervienen y qué factores determinan la velocidad de la reacción. **Socialicen** su trabajo en clase.

Radiactividad inducida

Las primeras reacciones nucleares produjeron isótopos estables que ya se conocían en la naturaleza, pero era inevitable que, con el avance de la química nuclear, se produjese un núcleo inestable.

La **radiactividad inducida** es un tipo de radiactividad artificial. Es un proceso en el que se prepara un nuevo isótopo radiactivo mediante el uso de un elemento conocido. Este concepto fue descubierto por Frederic Joliot e Irene Curie en 1934 (**figura 8**).

Algunos elementos de peso ligero como el aluminio, el magnesio y el boro son bombardeados con partículas alfa; de este modo se convierten en isótopos radiactivos. La desintegración de estos isótopos produce uranio, radio, etc, que existen en la naturaleza como elementos radiactivos naturales.

Por ejemplo, en el magnesio, el cambio se realiza así:

$$^{24}_{12}Mg + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{27}_{14}Si + 0n^{1}$$

El silicio que se produce en la ecuación anterior es radiactivo y se desintegra como:

$$^{27}_{14}Si \rightarrow ^{27}_{13}Al + 1e^{0}$$

De esta manera, un **positrón** (es decir, $1e^0$, una partícula subatómica de masa similar a la del electrón pero de carga positiva) fue descubierto por primera vez. La mayoría de electrones y positrones que se emiten durante la desintegración de isótopos radiactivos se preparan artificialmente.

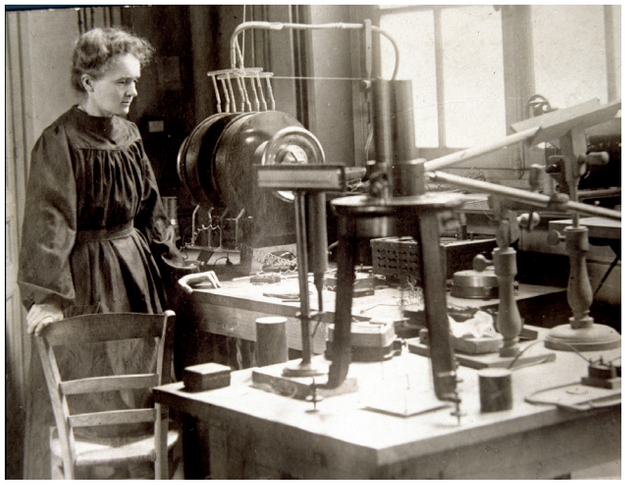


Figura 8. Irene Curie y Frederic Joliot descubrieron la radiactividad inducida artificialmente haciendose acreedores al Premio Nobel de Química en 1935.

BECU_Q1_B6_U12.indd 167 7/1/14 5:59 PM

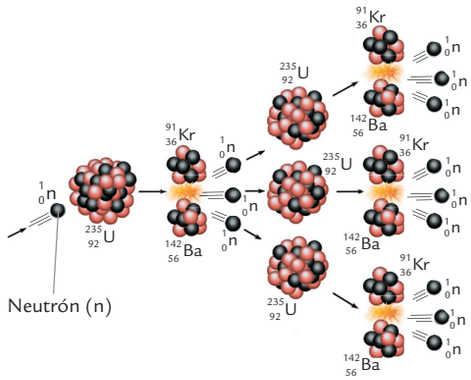


Figura 9. Representación gráfica de una reacción en cadena a partir de la reacción nuclear de fisión del Uranio-235.

Tarea **TIC**

Visita la siguiente página electrónica: goo.gl/y0VUh de Energía Nuclear, en donde encontrarás más información sobre la fisión nuclear, incluído un video explicativo sobre el tema.

Trabajo individual

Utiliza material reciclado y **elabora** una maqueta para representar una reacción en cadena.

Reacciones nucleares

Se denominan *reacciones nucleares* a los procesos en los que se producen cambios en el núcleo de los átomos. Estos cambios pueden ser en el número de protones, en el número de neutrones o en el estado energético. Entre las reacciones nucleares más conocidas, además de la radiación natural, existe la fusión y la fisión nuclear.

Fisión nuclear

En la década de 1930, los científicos descubrieron que algunas reacciones nucleares pueden ser iniciadas y controladas. Para ello, bombardearon un gran isótopo con un segundo isótopo de naturaleza más pequeña, habitualmente un neutrón. La colisión hizo que el isótopo más grande se rompa en dos o más elementos. Esta clase de reacción nuclear es conocida como **fisión nuclear**.

La fisión nuclear del uranio-235 puede producirse por bombardeo con neutrones lentos (también llamados *térmicos*), según el esquema general:

$$^{235}_{92}U + ^{1}_{0}n \rightarrow ^{236}_{92}U^* \rightarrow X + Y + x(^{1}_{0}n)$$

En esa ecuación, $^{236}_{92}U^*$ corresponde a un estado excitado que rápidamente se divide en los fragmentos de fisión X e Y, existiendo hasta 90 posibles «núcleos hijos» diferentes.

En términos de la química nuclear, una cascada continua de fisiones nucleares recibe el nombre de *reacción en cadena* (**figura 9**).

La energía producida depende mucho de la reacción concreta, pero típicamente podemos decir que es del orden de 200 MeV (doscientos millones de eV o en unidades más asequibles $3.2 \cdot 10^{-11}$ Julios). Esta puede parecer una cantidad pequeña, pero no es tan pequeña si se considera que en un mol de materia (238 g en el Uranio natural) hay $6.022 \cdot 10^{23}$ núcleos. Esa energía se reparte entre la energía cinética de los fragmentos emitidos y la energía interna de excitación, que suele liberarse rápidamente en forma de radiación gamma.

Para tener una idea más precisa de las energías puestas en juego, tomemos como dato de referencia que, en la fisión de cada núcleo de Uranio-235, se liberan unos 200 MeV de energía. El U-235 se encuentra de forma natural en un mineral llamado *pechblenda*, que contiene un gramo de uranio por cada kilogramo de mineral. El uranio natural es una mezcla de distintos isótopos, siendo el mayoritario el U-238 (ya que es el isótopo que tiene la vida media más larga). El U-235 está presente con un porcentaje del 0,7 %. Por tanto, un kilo de pechblenda contiene un gramo de uranio, lo que representa $2,5 \cdot 10^{21}$ núcleos de uranio de los que $1,75 \cdot 10^{19}$ son de U-235 que liberaran $5,6 \cdot 10^{8}$ Julios.

Fusión nuclear

La fusión nuclear es la reacción en la que dos o más núcleos se combinan entre sí para formar un nuevo elemento con mayor número atómico (más protones en el núcleo). La energía liberada en la fusión está relacionada con $E = mc^2$ (famosa ecuación de la energía-masa de Einstein).

En la fusión nuclear, la energía se obtiene cuando dos átomos se unen para formar uno solo. En un reactor de fusión, los átomos de hidrógeno se unen para formar átomos de helio, neutrones y grandes cantidades de energía. Es el mismo tipo de reacción que alimenta las bombas de hidrógeno y el Sol.

BECU_Q1_B6_U12.indd 168 7/1/14 5:59 PM

La fusión nuclear es una fuente más limpia, más segura, más eficiente y más abundante de energía que la fisión nuclear.

Hay varios tipos de reacciones de fusión. La mayoría son de los isótopos del hidrógeno llamados *deuterio* y *tritio*.

- **Cadena protón-protón**. Esta secuencia es el esquema de reacción de fusión predominante utilizado por estrellas como el Sol (**figura 10**). Dos pares de protones forman dos átomos de deuterio. Cada átomo de deuterio se combina con un protón para formar un átomo de helio-3. Dos átomos de helio-3 se combinan para formar berilio-6, que es inestable. Berilio-6 se desintegra en dos átomos de helio-4. Estas reacciones producen partículas de alta energía (protones, electrones, neutrinos, positrones) y radiación (luz, rayos gamma).

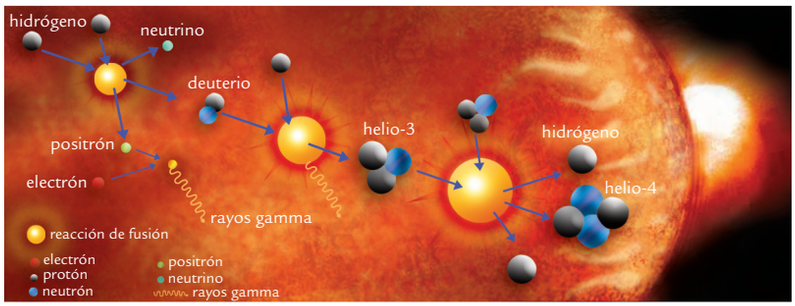


Figura 10. Reacción nuclear de fusión en el Sol.

- **Reacciones de deuterio-deuterio**. Dos átomos de deuterio se combinan para formar un átomo de helio-3 y un neutrón.
- **Reacciones de deuterio y tritio**. Un átomo de deuterio y un átomo de tritio se combinan para formar un átomo de helio-4 y un neutrón (**figura 11**). La mayor parte de la energía queda liberada en la forma de neutrones de alta energía.

La bomba atómica

Desafortunadamente para la historia de la humanidad, una de las primeras aplicaciones que se le dio a la fisión nuclear fue para fines bélicos. A las 8:15 am del día 6 de agosto de 1945, los Estados Unidos hicieron explotar la primera bomba atómica sobre la ciudad japonesa de Hiroshima (**figura 12**). Al instante, murieron más de 90 000 personas; tres días más tarde una segunda bomba atómica fue lanzada sobre Nagasaki con un número de victimas comparable al de Hiroshima. Las muertes por radiación fueron muy comunes durante años posteriores a la explosión de las bombas atómicas. El gobierno de la ciudad de Hiroshima mantiene registros a partir de 1952, pero se estima que, entre agosto de 1946 hasta 1952, unas 60 000 personas murieron de envenenamiento por radiación —un promedio de 8 500 al año—. Tal vez nada menos que 200 000 personas fallecieron como resultado de las secuelas de la radiación.

La energía nuclear, a menudo erróneamente denominada *energía atómica*, es la más poderosa clase de energía conocida. Las armas nucleares son mucho más destructivas que cualquier arma convencional (no nuclear). A menudo, se les conoce como *bombas atómicas* o *bombas de hidrógeno*. Las armas nucleares miden su energía en toneladas, kilotones (miles de toneladas), o megatones (millones de toneladas) de TNT. En unidades del Sistema Internacional (SI), una tonelada de TNT es igual a $4{,}184 \cdot 10^9$ julios (J).

Tarea

Investiga sobre los efectos producidos en la salud humana como consecuencia de la explosión de las bombas atómicas en Hiroshima y Nagasaki. **Elabora** un *collage* junto con un mensaje de paz.

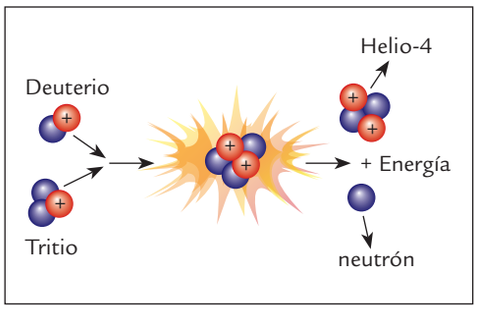


Figura 11. Reacción de deuterio y tritio.

Figura 12. La bomba atómica ha sido una de las mayores armas de destrucción masiva que ha creado el ser humano.

BECU_Q1_B6_U12.indd 169 7/1/14 5:59 PM

Actividades

- Reconoce el origen de la radiactividad y el aporte de científicos sobresalientes sobre el tema.

1. **Elabora** un organizador gráfico sobre el origen de la radiactividad.

- Define *radiactividad*, *reacción nuclear*, *fisión* y *fusión*.

2. **Explica** qué es la radiactividad.
3. **Define** los siguientes términos.
   - **a)** Reacción nuclear
   - **b)** Fisión nuclear
   - **c)** Fusión nuclear

- Caracteriza las partículas radiactivas y diferencia unas de otras.

4. **Copia** en tu cuaderno una tabla comparativa sobre las clases de radiación natural, como la siguiente, y **complétala**.

Radiación	Alfa	Beta	Gamma
Naturaleza			
Masa			
Carga relativa			
Poder ionizante			

- Compara radiactividad natural y artificial.

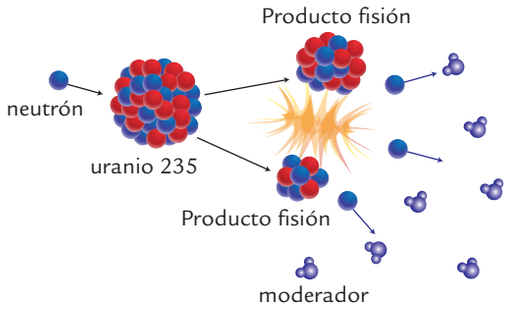
5. **Elabora** una tabla comparativa para diferenciar la radiactividad natural de la artificial.

- Identifica procesos de fisión y fusión nuclear.

6. **Ejemplifica** los procesos de fisión y fusión nuclear en función de la masa y la energía que se desprende de cada uno.

- Reconoce la importancia de las reacciones nucleares.

7. **Observa** el siguiente esquema y **responde**: ¿Qué clase de reacción nuclear representa? **Argumenta** tu respuesta.



8. El litio podría ser algún día el elemento crítico para la producción de energía a partir de reacciones nucleares por fusión nuclear. Las plantas de energía basadas en el litio y el uso de formas de hidrógeno como combustible podría, en principio, proporcionar una importante fuente sostenible de energía limpia en el futuro. ¿Estás de acuerdo con el uso de este tipo de energía? **Argumenta** tu respuesta.
9. Una reacción de fisión libera una energía de 200 MeV por núcleo fisionado. **Responde**: ¿Cuántas fisiones se producen en cada segundo en una central nuclear que rindiese 1000 MW de potencia?
10. **Indica** algunas ventajas de la energía nuclear de fusión sobre la de fisión nuclear.
11. Al hablar de la fisión nuclear, encontrábamos que era posible obtener energía fragmentando núcleos pesados en otros más ligeros. Al referirnos al proceso de fusión nuclear, afirmamos que también es posible obtener energía del proceso contrario, es decir, fusionando núcleos ligeros en otros más pesados. **Responde**: ¿Constituye esto una contradicción? ¿Es posible que procesos opuestos como fisión y fusión nuclear puedan liberar energía?

- Analiza el impacto de las reacciones nucleares.

12. En algunos países se han construido refugios nucleares como protección ante un ataque nuclear. **Analiza** de qué materiales están construidos estos refugios.

- Analiza la importancia del descubrimiento de la radiactividad y sus aplicaciones.

13. **Investiga** cuáles son las aplicaciones de las ciencias nucleares en los campos de la industria, agricultura y ganadería, y la medicina. Luego, **elabora** un organizador gráfico para describir tus conclusiones.

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B6_U12.indd 170 7/1/14 5:59 PM

Unidad 13

Medición de la radiactividad

Destreza con criterio de desempeño:

Explicar las formas de medición de la radiactividad sobre la base de la identificación de los instrumentos más apropiados para hacerlo y de la reflexión acerca de las consecuencias que trae para los sistemas biológicos una sobreexposición.

Conocimientos previos

- ¿Qué es la radiactividad?
- ¿Cómo difieren en el poder de penetración las distintas partículas radiactivas?

Isótopo	Período
Hidrógeno-3	12,3 años
Carbono-14	$5{,}7 \cdot 10^3$ años
Sodio-22	2,6 años
Fósforo-32	14,3 días
Potasio-40	$1{,}28 \cdot 10^9$ años
Yodo-125	60 días
Radio-223	11,43 días
Radio-226	$1{,}6 \cdot 10^3$ años
Uranio-235	$7{,}1 \cdot 10^8$ años
Plutonio-241	14,4 años

Figura 13. Vida media de algunos isótopos radioactivos comunes.

Tarea

Resuelve el siguiente ejercicio. Tenemos inicialmente $3 \cdot 10^{24}$ átomos de una sustancia radiactiva de constante de velocidad = 0,8 años^{-1}. ¿Cuál es su vida media?

Trabajo individual

Utiliza los datos de la figura 13 y **representa**, a través de una gráfica, la vida media de tres elementos radiactivos. **Compara** los resultados y **analízalos**.

Recordemos que la mayoría de los átomos son «estables», es decir, que no cambian a otro tipo de átomo por sí solos; en cambio, los átomos radiactivos se dice que son «inestables», porque pueden cambiar y, de hecho, cambian a otros tipos de átomos espontáneamente. Cuando un átomo radiactivo pasa a través de esa transición, este cambio se denomina una **descomposición** o **desintegración**, aunque el átomo en realidad no se desintegra, sino más bien libera energía denominada *radiación ionizante*. Esta es la razón por la que el átomo resultante es más estable; la radiación es la liberación de energía «en exceso» contenida en el átomo inestable. La radiación emitida hace que sea posible localizar y cuantificar materiales radiactivos, incluso en cantidades muy pequeñas.

A través de la desintegración radiactiva, los radioisótopos pierden su radiactividad con el tiempo. Esta pérdida gradual de la radiactividad se mide en vidas medias (**figura 13**). En términos simples una **vida media** de un material radiactivo es el tiempo que tarda la mitad de los átomos de un radioisótopo en descomponerse por la radiación que emite. Este tiempo puede variar desde fracciones de segundo (por ejemplo el radón-220) hasta millones de años (para el torio-232). Cuando se utilizan radioisótopos en la medicina o la industria, es de vital importancia saber cuán rápidamente pierden su radiactividad, con el fin de conocer la cantidad exacta de tiempo en que el radioisótopo está disponible para el procedimiento médico o para uso industrial.

La tasa de descomposición se describe a menudo en términos de actividad, que es simplemente la cantidad de desintegración que se produce con el tiempo. Esta actividad es proporcional al número de átomos del elemento actual. Así, en otras palabras, la tasa de descomposición es igual al número de átomos presentes multiplicado por una constante de proporcionalidad. Esta constante se llama también la **constante de desintegración**.

Ejemplo

Una muestra de radón sufre inicialmente $7 \cdot 10^4$ desintegraciones por segundo (dps) de partículas alfa. Después de 6,6 días, sufre $2{,}1 \cdot 10^4$ dps. ¿Qué vida media tiene este radioisótopo?

Para calcular la vida media, se utilizan las siguientes fórmulas.

$t_{1/2} = 0{,}693 / K$ K = constante de velocidad

$\ln N / N_0 = - K t$

N_0 = Número de núcleos radiactivos iniciales

N = Numero de núcleos en el tiempo

t = tiempo de desintegración

Datos:

$N_0 = 7 \cdot 10^4$ dps, $N = 2{,}1 \cdot 10^4$ dps, t = 6,6 días

$$\ln\frac{2{,}1 \cdot 10^4}{7x10^4} = - k\ 6{,}6 \text{ días} \qquad k = 0{,}18 \text{ días}^{-1}$$

Aplicación de la fórmula de vida media:

$$t_{1/2} = \frac{0{,}693}{0{,}18 \text{ días}^{-1}} \qquad t_{1/2} = 3{,}8 \text{ días}$$

BECU_Q1_B6_U13.indd 171 7/1/14 6:00 PM

Detección de la radiación

Los científicos han desarrollado instrumentos como el contador Geiger para detectar e identificar los materiales radiactivos y la radiación ionizante. Un contador Geiger es un dispositivo de relleno de gas que, cuando se aplica una tensión alta, crea un impulso eléctrico cuando la radiación interactúa con la pared o el gas en el tubo. Estos impulsos se convierten en un número visible en el medidor del instrumento. Esta herramienta tiene un número de aplicaciones científicas y médicas, e incluso permite verificar en el hogar la presencia de gas radón en los sótanos (**figura 14**).

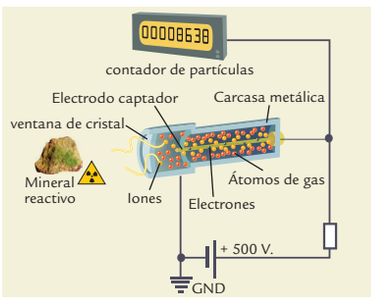


Figura 14. Esquema que demuestra cómo funciona un contador Geiger; interacción entre la radiación y el gas del dispositivo para emitir impulsos eléctricos.

Sobreexposición a la radiación

Cuando las ondas o partículas radiactivas pasan a través de cualquier sustancia, algunas de ellas chocan con las moléculas que integran la materia viva. Cualquier cambio químico en una célula, por insignificante que fuera, puede tener efectos graves como los siguientes:

- La célula puede sufrir daño suficiente para causar la pérdida de la función adecuada y morir.
- La célula puede perder su capacidad de reproducirse.
- El código genético de la célula puede dañarse de tal manera que las futuras copias de las células se alteran.

Uno de los reportes sobre los efectos de la radiación debidos a los bombardeos en Hiroshima y Nagasaki, preparados por el departamento de medicina de la Universidad de California Los Angeles (UCLA) redacta:

«Un soldado de 21 años de edad se encontraba en un edificio de madera de la Unidad Nº 104, a un kilómetro al noreste del epicentro Nagasaki. Su espalda y el lado derecho e izquierdo del abdomen se redujeron. El 18 de agosto, durante su tratamiento, su cabello empieza a caerse. El 29 de agosto, sus encías sangran y presenta manchas de color púrpura de hemorragia hipodérmica. Él tiene que ser hospitalizado el 30 de agosto, y presenta fiebre al día siguiente. El 1 de septiembre, sus amígdalas se hinchan y el dolor en su garganta hace que sea difícil de tragar. El sangrado no se detiene, y los puntos de extravasación hipodérmica aparecen por toda la cara y la parte superior de su cuerpo. El 2 de septiembre, pierde la conciencia y se estremece. Muere a las 9:30 pm. del día siguiente en el Poder Ujina del primer hospital del ejército».

Por lo tanto, en dosis muy altas, la radiación provocará la destrucción masiva de órganos y el daño tisular será demasiado extenso para que el cuerpo lo pueda reparar. Esto causa el **síndrome de radiación aguda**, también conocida como *enfermedad de la radiación*. Esta condición es a menudo muy dolorosa y desagradable, y conduce a la muerte. En dosis más bajas, el daño causado por la radiación puede darse en un nivel más sutil, y puede manifestarse como el cáncer o por defectos de nacimiento, causando daño a los tejidos reproductivos más tarde en la vida. Algunas células son especialmente vulnerables a los daños, especialmente aquellas que se multiplican rápidamente, es por eso que las mujeres embarazadas deben tener cuidado con las fuentes de radiación, ya que pueden dañar al feto en desarrollo. Las personas que trabajan cerca de los isótopos radiactivos también deben ser muy precavidas, como por ejemplo aquellas que trabajan en procedimientos para obtener imágenes médicas como radiografías, tomografías, etc., por el alto poder de penetración de las partículas nucleares utilizadas.

Investiga

Indaga sobre otros instrumentos que se utilizan para detectar la radiactividad. Con la información obtenida, **elabora** una infografía o un organizador gráfico.

BECU_Q1_B6_U13.indd 172 7/1/14 6:00 PM

Actividades

- Reconoce la importancia de la detección de la radiactividad.

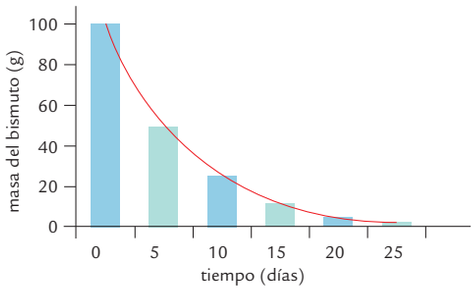
1. **Contesta** las siguientes preguntas.

a) ¿Por qué es peligrosa la radiación ionizante para los seres vivos?

b) ¿Qué instrumentos se pueden utilizar para detectar la radiactividad?

c) ¿Cómo se puede calcular la vida media de un elemento radiactivo?

2. La velocidad o vida media de un radioisótopo es el tiempo que tarda en decaer la mitad de una cantidad dada de un radioisótopo. Esta vida media se ha determinado para diversos isótopos. A continuación, se muestra el decaimiento del bismuto-210.



Disminución radioactiva del bismuto-210 ($T_{\frac{1}{2}}$ = 5 días)

Gráfica que muestra el decaimiento del bismuto-210.

a) **Explica** qué entiendes por la vida media de un radioisótopo.

b) **Escribe** un párrafo con una interpretación de la vida media del bismuto.

3. **Responde**: ¿Por qué es importante determinar el tiempo de vida de los elementos radiactivos?

- Identifica los efectos de la sobre exposición a la radiación ionizante sobre los seres humanos.

4. Para el bronceado cosmético, en ciertos lugares se utilizan camas solares en las que los clientes permanecen ante lámparas especiales que emiten principalmente radiación ultravioleta, que puede ser veinte veces más fuerte que la del Sol. El uso habitual de una cama solar puede contribuir considerablemente a elevar el riesgo de padecer cáncer de piel. Asimismo, el personal que trabaja en salones de bronceado puede resultar expuesto a bajos niveles de radiación.

a) **Investiga** por qué la piel es sensible a la radiación ultravioleta tanto natural como artificial.

b) **Responde**: ¿Qué recomendaciones harías para evitar una sobre exposición a la radiación ultravioleta? ¿Por qué razón en nuestro país se incrementa el riesgo de padecer cáncer de piel?

5. **Investiga** sobre la relación que existe entre el consumo de cigarrillo, el radón-222 y el cáncer pulmonar.

- Resuelve ejercicios de aplicación sobre la vida media y el tiempo de desintegración de los núcleos radiactivos.

6. El número de núcleos radiactivos de una sustancia se reduce a la décima parte en 30 días. **Indica** cuál es su vida media.

7. Un isótopo posee una vida media de 6 horas. Inicialmente tenemos una muestra con 1021 núcleos de dicho isótopo. **Calcula**:

a) El período de semi-desintegración del isótopo.

b) El número de isótopos radiactivos después de 1 día.

c) La actividad de la muestra a las 12 horas.

8. **Lee** el texto y **completa** las actividades.

Se estudió una muestra de árbol fosilizado que murió debido a la explosión de un volcán. La muestra contenía 6,25% de la cantidad de carbono-14 que se encontraría en una muestra del mismo tamaño de un árbol vivo.

a) **Responde**: ¿Cuándo ocurrió la erupción volcánica?

b) **Calcula** el número de vida media trascurrida para el carbono-14 en la muestra.

9. El actinio-226 tiene una vida media de 29 horas. **Calcula** cuántos miligramos de actinio-226 quedarían después de que 100 mg pasen por un período de desintegración igual a 58 horas.

10. La vida media de un isótopo radiactivo X es de 2 años. **Calcula** cuántos años tendrían que transcurrir para que quedaran 0,5 g de X de una muestra inicial de 4 000 g de X.

11. El talio-210 tiene una vida media de 73 horas. **Responde**: ¿Cuántos miligramos de talio-210 quedarán después de que 4 mg pasen por un período de desintegración igual a 6 días y 2 horas?

12. Se iba a utilizar sodio-25 en un experimento, pero transcurrieron 3 minutos desde que se lo tomó del reactor y se lo colocó en un vaso de laboratorio. Si la muestra obtenida del reactor fue de 5 000 mg de sodio-25, ¿cuántos miligramos de sodio-25 colocaron en el vaso de laboratorio, tomando en cuenta que su vida media es de 6 segundos?

- **Indicador de logro.**

BECU_Q1_B6_U13.indd 173 7/1/14 6:00 PM

Evaluación

- Determina fuentes de radiactividad natural y las identifica en fotografías e impresiones de materiales y elementos que emiten radiaciones.

0.5 puntos **1.** **Elabora** un gráfico en el que señales las fuentes de radiactividad natural.

0.5 puntos **2.** **Utiliza** el gráfico de la actividad anterior para caracterizar cada fuente de radiactividad.

0.5 puntos **3.** Aproximadamente, ¿cuántos isótopos encontramos en la naturaleza? De este número, **estima** cuántos son radiactivos.

- Establece las características y propiedades de las partículas alfa, beta y de la radiación gamma.

0.5 puntos **4.** **Identifica** si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos. En caso de ser falsos, **escribe** el enunciado de manera correcta.

a) Un núcleo radiactivo es estable y nunca se desintegra.

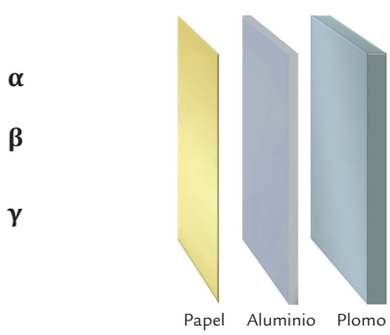
b) Según la masa y la carga eléctrica de las partículas emitidas, se distinguen varios tipos de radiación, como la alfa, beta y gamma.

c) La radiación beta consiste en un flujo de partículas alfa constituidas por dos protones y dos neutrones.

d) La radiación alfa consta de partículas más pequeñas y livianas que la gamma, por lo que se mueven más rápido y tienen mejor poder de penetración.

e) La radiación gamma es una forma de radiación electromagnética de alta energía, sin masa o carga.

0.5 puntos **5.** **Copia** un esquema como el siguiente en tu cuaderno y **señala** el grado de penetrabilidad que alcanzan las partículas radiactivas. **Analiza** esta característica en relación al grado de afectación en los seres humanos.



0.5 puntos **6.** Con respecto a la desintegración alfa, **explica** lo que le ocurre al número atómico y al número de masa del núcleo original.

0.5 puntos **7.** Utilizando una ecuación nuclear, **demuestra** lo que le ocurre a un átomo por desintegración beta.

0.5 puntos **8.** **Describe** a los rayos gamma, su masa, carga y fuente.

- Cita ejemplos de radiactividad artificial y la define basándose en fuentes de información diversa y sus unidades de medida.

1 punto **9.** El milirem (mrem) es la unidad utilizada para medir el efecto de la radiación en el cuerpo humano. Según la información de la tabla que se presenta a continuación, **responde** las preguntas.

a) ¿Cuáles son las fuentes de radiactividad artificial que mayor incidencia tienen en el ser humano?

b) ¿Qué clase de personas se encuentran más expuestas a las radiaciones ionizantes?

c) ¿Cómo podemos protegernos y así evitar la sobre exposición a las radiaciones ionizantes?

Dosis media anual de radiación ionizante (mrem)		
Rayos X médicos	Personal médico Pacientes	300 a 500 100
Rayos X dentales	Personal dental Pacientes	50 a 120 3
Vivienda	Piedra Ladrillo, homigón	50 35
Viajes aéreos	Tripulación Pasajeros	160 3
Central nuclear	Población cercana Población general	10 1

- Analiza las condiciones en las que se producen la fusión y la fisión nuclear, así como los aspectos positivos y negativos de su uso.

1 punto **10.** **Responde** las siguientes preguntas.

a) ¿Qué partículas subatómicas produce la cadena de reacciones que son características de la fisión nuclear?

b) ¿Cuál es el único isótopo de origen natural que sufre fisión?

c) ¿Qué debe ocurrir durante la fusión nuclear? **Describe** dos casos en los que se lleve a cabo una fusión.

0.5 puntos **11.** **Escribe** dos diferencias importantes entre una reacción de fusión y una reacción de fisión nuclear.

0.5 puntos **12.** **Escribe** un ejemplo de una ecuación nuclear para ilustrar la fusión nuclear.

BECU_Q1_B6_U13.indd 174 7/1/14 6:00 PM

0.5 puntos **13.** De todas las fuentes de energía con las que cuenta la humanidad, la energía nuclear es una de las más discutidas debido a sus características y efectos. **Analiza** las ventajas y desventajas de utilizar este tipo de energía.

- Establece con claridad las relaciones entre masa y energía en las reacciones nucleares y desarrolla eficientemente ejercicios de aplicación.

0.5 puntos **14.** Con el propósito de llevar a cabo reacciones de transmutación, se emplean diversos tipos de partículas para bombardear átomos. **Completa** las siguientes ecuaciones que representan transmutaciones.

a) $^{154}_{62}Sm + ^{1}_{0}n \rightarrow 2\ ^{1}_{0}n + ?$

b) $^{7}_{3}Li + ^{1}_{1}H \rightarrow ^{7}_{4}Be + ?$

c) $^{106}_{46}Pd + ^{4}_{2}He \rightarrow ? + ^{1}_{1}H$

0.5 puntos **15.** **Resuelve** el siguiente problema: ¿Cuántos días después de la emisión de grandes cantidades de yodo-131 durante el desastre nuclear de Chernobyl de 1986 descendió la actividad al 3% (1/32) de su valor inicial? La vida media del yodo-131 es de 8,04 días.

0.5 puntos **16.** **Completa** las siguientes ecuaciones nucleares.

a) $^{238}_{92}U \rightarrow ^{234}_{90}Th + ?$

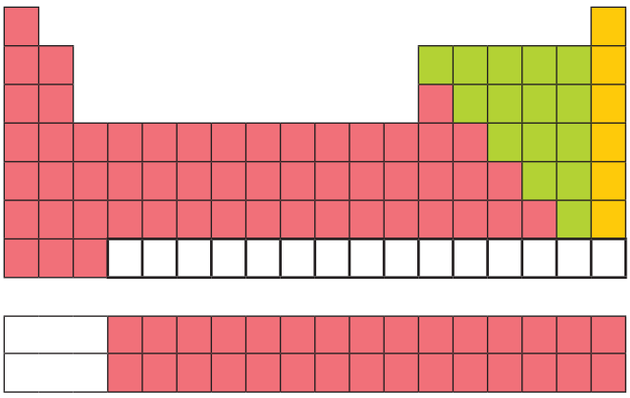
b) $^{234}_{90}Th \rightarrow ^{234}_{91}Pa + ?$

c) $^{214}_{82}Pb \rightarrow ^{214}_{83}Bi + ?$

d) $^{214}_{83}Bi \rightarrow ^{214}_{84}Po + ?$

- Identifica y define a los elementos transuránicos valiéndose de ejemplos tomados de la tabla periódica.

1 punto **17.** Los elementos transuránicos tienen un número atómico más alto que el número atómico del uranio, es decir, mayor que 92. Son, además, de naturaleza artificial ya que su adquisición y descubrimiento se deben a experimentos de laboratorio con bombardeo de partículas de núcleos estables de elementos que no son naturalmente radiactivos (por transmutación). **Ubica** dos de estos elementos transuránicos en la tabla periódica, junto con sus reacciones nucleares de transmutación.



Coevaluación

Formen grupos y **elaboren** una campaña informativa para proteger al ambiente de la contaminación causada por desechos nucleares.

Autoevaluación (Metacognición)

- ¿Qué contenidos o actividades de este bloque necesito reforzar?
- ¿Cómo podría obtener mejores resultados en mis evaluaciones?
- ¿Qué debería hacer para promover mi autoaprendizaje?

- **Indicador esencial de evaluación.**

BECU_Q1_B6_U13.indd 175 7/1/14 6:00 PM

Educación para la salud

Medicina Química Nuclear

La medicina nuclear es una rama de las imágenes médicas que utiliza cantidades muy pequeñas de material radiactivo para diagnosticar la gravedad y variedad de un sinnúmero de enfermedades, incluyendo muchos tipos de cáncer, enfermedades cardíacas, gastrointestinales, trastornos neurológicos y endócrinos, y otras anomalías dentro del cuerpo . Especialistas en medicina nuclear utilizan técnicas seguras y sin dolor para obtener imágenes del cuerpo como también para tratar enfermedades como el cáncer. Las imágenes que se obtienen por medicina nuclear son únicas, ya que proporcionan a los médicos información sobre la estructura y función a detalle del órgano en estudio. Como una manera de recoger información médica que de otro modo no estaría disponible, las imágenes de medicina nuclear a menudo identifican anomalías muy temprano en el progreso de una enfermedad, mucho antes de que diversos problemas médicos sean evidentes con otras pruebas de diagnóstico.

En las exploraciones por imágenes se utilizan materiales radiactivos denominados *radiofármacos* o *radiosondas*. Dependiendo del tipo de examen de medicina nuclear, la radiosonda se puede inyectar en el cuerpo, tragar o inhalar en forma de gas y, finalmente, se acumula en el órgano o área del cuerpo que se examina. Las emisiones radiactivas de la radiosonda se detectan mediante una cámara especial o dispositivo que produce imágenes e información molecular a detalle.

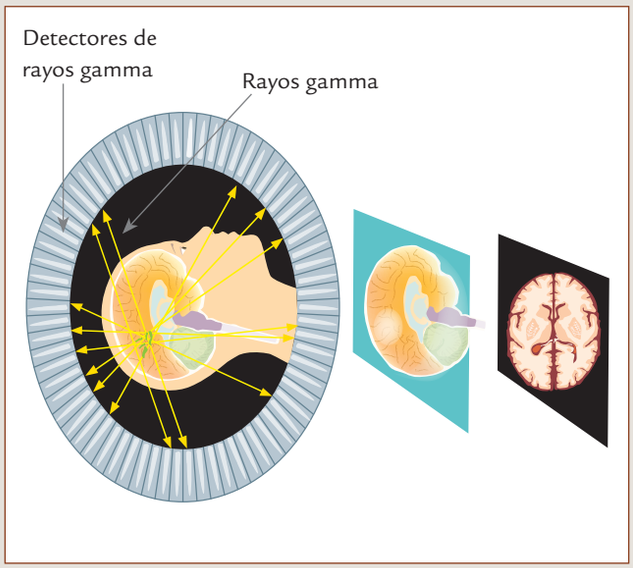
Para servir en la formación de imágenes, el radioisótopo debe satisfacer dos criterios importantes: (1) su vida media debe ser lo suficientemente larga para un fácil manejo, pero no demasiada para dejar actividad residual en el paciente y (2) su energía emitida (radiación gamma γ) debe ser lo suficientemente alta como para ser fácilmente detectada fuera del cuerpo, pero no demasiado alta como para dominar la cámara de imagen. El radioisótopo principal que coincide con estos requisitos casi perfectamente es tecnecio-99m (Tc-99m, donde *m* significa 'metaestable'), con una vida media de 6 horas y una energía γ de 140 keV (kilo-electrón voltios). Por estas razones, aproximadamente el 80% de todos los procedimientos de medicina nuclear utilizan Tc-99m, lo que se traduce en algo como 200 000 procedimientos cada día.

En muchos centros, las imágenes de medicina nuclear se pueden superponer con la tomografía computada (TC) o la resonancia magnética (MRI) para producir diversas imágenes, una práctica conocida como *fusión de imágenes* o *co-registro*. Estas permiten que la información de dos exámenes diferentes se correlacione y se interprete en una sola imagen, proporcionando información y diagnósticos más precisos.

BECU_G1_B6_U13.indd 176 7/1/14 6:00 PM

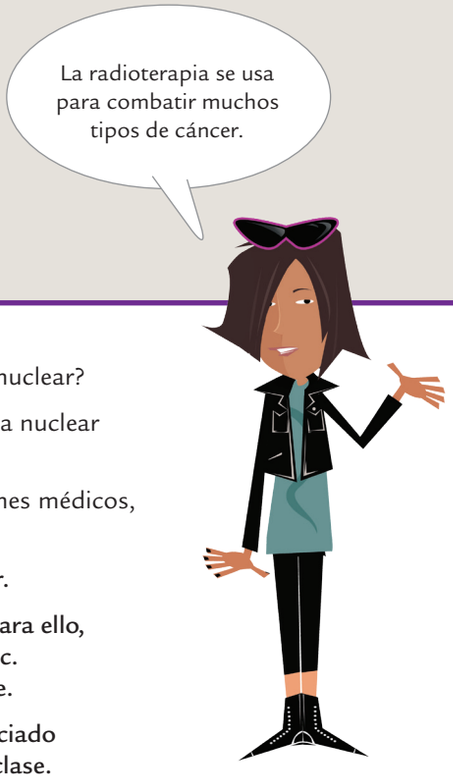
La medicina nuclear también ofrece procedimientos terapéuticos. Las células que se dividen rápidamente son particularmente sensibles a los daños por radiación. Por esta razón, algunos crecimientos cancerosos pueden ser controlados o eliminados mediante la irradiación de la zona que contiene el crecimiento.

La irradiación externa (a veces llamada *teleterapia*) puede llevarse a cabo utilizando un haz de rayos gamma de una fuente de cobalto-60 radiactivo. Un procedimiento de radiación externa es conocida como *radiocirugía de rayos gamma*, e implica enfocar la radiación gamma de cobalto-60 en un área precisa del cerebro con un tumor canceroso. A nivel mundial, más de 30 000 pacientes son tratados de esta manera cada año.



La terapia interna con radioisótopos se realiza mediante la administración o implantación de una pequeña fuente de radiación, por lo general un emisor gamma o beta, en el área objetivo. El yodo-131 se utiliza comúnmente para tratar el cáncer de tiroides, y es probablemente el tipo más exitoso de tratamiento contra el cáncer. También se utiliza para tratar trastornos de la tiroides no malignos el Iridium-192 por implantes en la cabeza y el pecho. Muchos de los procedimientos terapéuticos son paliativos, por lo general para aliviar el dolor. Por ejemplo, se utilizan estroncio-89 y, cada vez más, el samario-153 para el alivio del dolor inducido por el cáncer de hueso.

Por lo tanto, hoy en día la medicina nuclear ofrece procedimientos que son esenciales en muchas especialidades médicas, desde la pediatría a la cardiología e incluso la psiquiatría. Nuevos e innovadores tratamientos de medicina nuclear que se dirigen a identificar los niveles moleculares dentro del cuerpo están revolucionando nuestra comprensión y acercamiento a una serie de enfermedades y condiciones.



Actividades

1. **Contesta** las siguientes preguntas.
   - ¿Cuáles son los dos grandes campos en los que trabaja la medicina nuclear?
   - ¿Cuáles son los radioisótopos más comunes utilizados en la medicina nuclear y en qué campo específico?
   - Si una persona tuviese recelo de someterse a una irradiación con fines médicos, ¿qué explicación le darías para que no desconfíe de su tratamiento?
2. **Elabora** un mapa mental sobre las aplicaciones de la medicina nuclear.
3. **Investiga** sobre la aplicación de la medicina nuclear en nuestro país. Para ello, **obtén** infomación de institutos como SOLCA, centros radiológicos, etc. Con los datos obtenidos, **elabora** un informe para socializarlo en clase.
4. **Investiga** sobre otros campos en los que la Química nuclear ha beneficiado al ser humano. **Elabora** un *collage* para exponerlo en la cartelera de la clase.

BECU_Q1_B6_U13.indd 177 7/1/14 6:00 PM

Evaluación del segundo quimestre

- Distingue los principales elementos químicos e indica sus números de oxidación más importantes; además, desarrolla fórmulas sencillas a partir de sus iones.

1 punto **1. Establece** el número de oxidación de los siguientes compuestos.

a) H_2S

b) Na_2SO_4

c) $CaSO_3$

d) CaS

e) $KHSO_3$

- Forma y nomina adecuadamente los compuestos químicos binarios, ternarios y cuaternarios.

1 punto **2. Escribe** en el paréntesis de cada compuesto la letra de la función correspondiente.

a) Sal hidrácida	( ) $KMnO_4$
b) Hidróxido o base	( ) HF
c) Ácido oxácido	( ) CO_2
d) Ácido hidrácido	( ) CaO
e) Óxido ácido	( ) HNO_3
f) Óxido básico	( ) KOH
g) Ácido hidrácido	( ) $BaCl_2$

- Calcula eficientemente fórmulas moleculares de compuestos, a partir de sus fórmulas mínimas.

1 punto **3. Calcula** la fórmula empírica de un óxido que contiene: 63,6% de nitrógeno y 36,4% de oxígeno.

- Diferencia una ecuación de una reacción química y determina las informaciones que nos brinda la ecuación; establece las clases de reacciones y cita ejemplos del entorno; escibre y balancea eficientemente ecuaciones por el método de simple inspección.

1 punto **4. Interpreta**.

Las plantas realizan el proceso de fotosíntesis, en el cual se forma glucosa a partir de dióxido de carbono y agua con absorción de energía, de acuerdo con la ecuación:

$6CO_2 + 6H_2O$ + energía luminosa $\rightarrow C_6H_{12}O_6$ (glucosa) $+ 6O_2$.

a) ¿Qué clase de reacción es el proceso de fotosíntesis?

b) ¿Las plantas podrían llevar a cabo la fotosíntesis sin la presencia de energía? **Justifica** tu respuesta.

c) ¿Cuál es la importancia de la fotosíntesis en el equilibrio de la composición atmosférica?

1 punto **5. Balancea** la siguiente ecuación química por simple inspección.

$KClO_3$ (s) + calor $\rightarrow$ KCl + O_2 (g)

1 punto **6. Balancea** las siguientes ecuaciones químicas aplicando el método de simple tanteo.

- $HClO_3 + NaOH \rightarrow NaClO_3 + H_2O$
- $H_2 + F_2 \rightarrow HF$

BECU_Q1_B6_U13.indd 178 7/1/14 6:00 PM

- Desarrolla cálculos estequimétricos utilizando el método de la relación molar como una herramienta matemática al uso de la regla de tres.

1 punto **7. Resuelve** los siguientes problemas.

a) ¿Qué masa de oxígeno se requiere para que reaccionen completamente 24 g de metano (CH_4)?

b) ¿Cuántos moles de cloruro de plomo (II), $PbCl_2$, pueden obtenerse a partir de la reacción entre 20 g de cloruro de fósforo (III), PCl_3, y 45 g de fluoruro de plomo (II), PbF_2?

- Determina fuentes de radiactividad natural y las identifica en fotografías e impresiones de materiales y elementos que emiten radiaciones.

1 punto **8. Analiza**, **reflexiona** y **argumenta**.

La radiactividad ha generado muchas expectativas y recelos en la comunidad. Mucho se ha escuchado sobre su uso destructivo, como es el caso de la bomba atómica de Hiroshima, y las catástrofes que se han ocasionado en centrales nucleares, como el desastre de Chernobyl y de Fukushima. Por fortuna, no todo es negativo y podemos conocer las aplicaciones en distintos campos y sus usos beneficiosos.

Tomando esto en cuenta, **reflexiona** y **responde** las preguntas que se plantean a continuación, argumentándolas con base en un análisis.

a) ¿Qué importancia tiene el uso de sustancias radiactivas como trazadores? ¿Qué ventajas presenta este procedimiento frente a otras técnicas de exploración y diagnóstico?

b) ¿En qué se fundamenta el tratamiento de tumores cancerosos con radiación gamma?

c) ¿Qué es un alimento vegetal irradiado? ¿Cuáles sonlas ventajas de esta técnica y por qué algunos sectores de la sociedad la rechazan? ¿Puede representar algún peligro para la salud?

d) ¿Para qué se usan las radiografías en la industria?

e) ¿Qué destino tienen los productos radiactivos no útiles, llamados desechos, que se producen en un reactor nuclear?

f) ¿Qué beneficios traen a la humanidad las centrales nucleares?

- Analiza las condiciones en las que se producen la fusión y la fisión nuclear, así como los aspectos postivos y negativos de su uso.

1 punto **9. Explica** la diferencia entre fusión y fisión nuclear.

1 punto **10. Enumera** las aplicaciones de la química nuclear.

Coevaluación

- **Formen** grupos, **lean** y **respondan**.

  La energía nuclear de fisión aparece como una energía abundante y limpia, que podrá utilizarse en el futuro. Sin embargo, ¿no es la energía nuclear de fusión la fuente primordial de energía que siempre ha hecho posible la vida sobre la Tierra? **Razona** la respuesta.

- **Elabora** una campaña informativa para proteger al ambiente de la contaminación causada por desechos nucleares.

Autoevaluación (Metacognición)

Al finalizar este bloque:

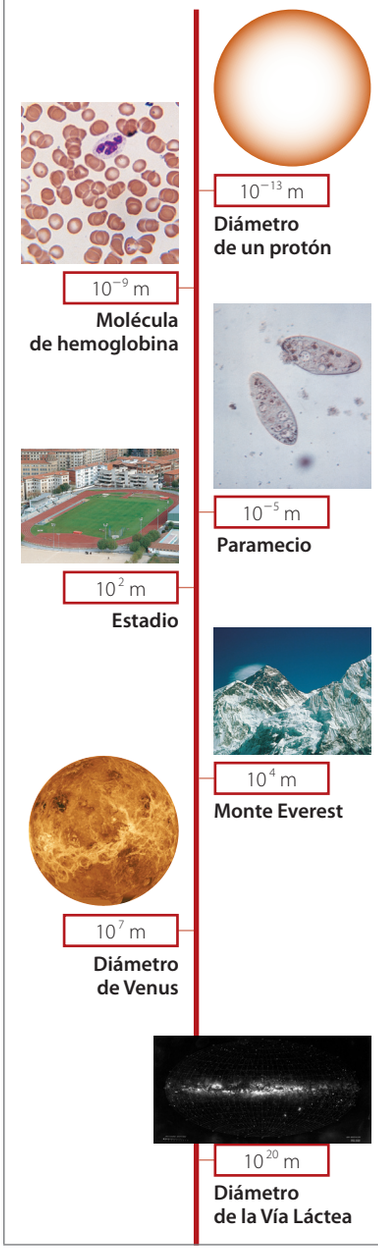
- ¿Has tomado conciencia de los peligros que ocasiona el mal manejo de la energía nuclear?
- ¿Valoras la actividad del ser humano en el manejo de reactores nucleares?
- ¿Reconoces la utilización de la energía nuclear parael beneficio de la humanidad?

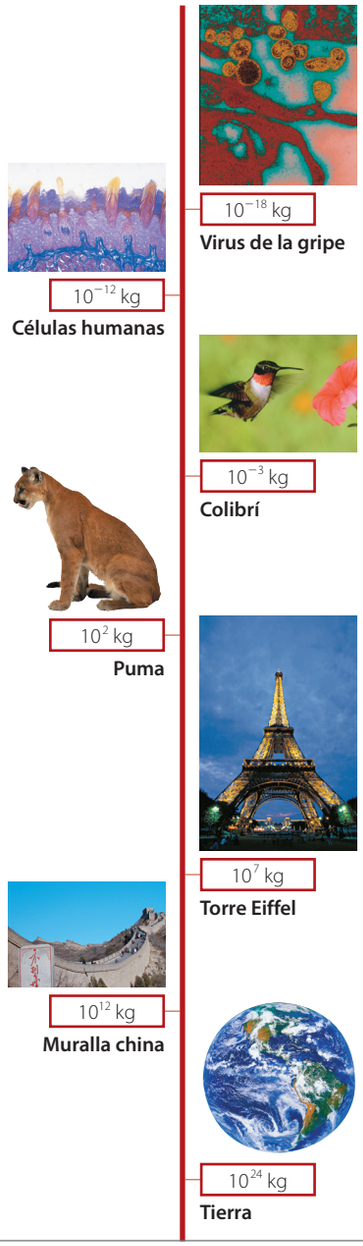
- **Indicador esencial de evaluación.**

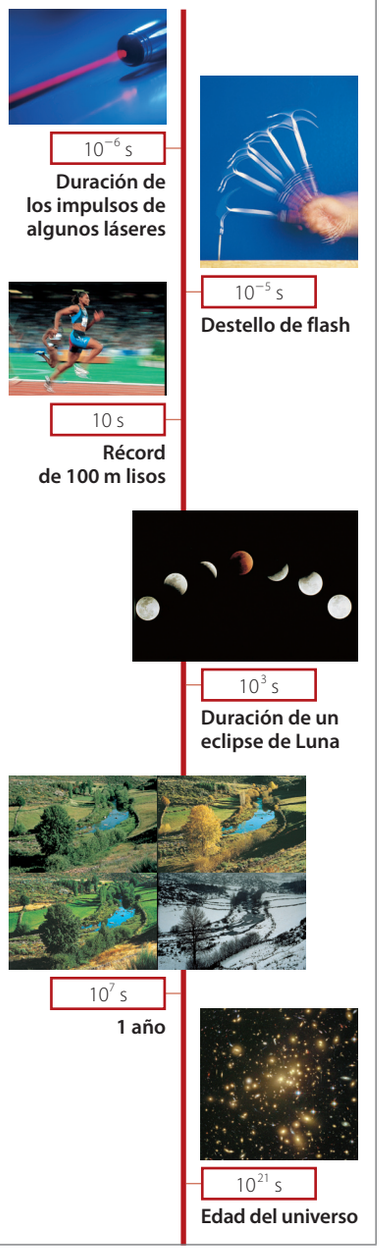
BECU_Q1_B6_U13.indd 179 7/1/14 6:00 PM

I. Algunas unidades del SI

LONGITUD	MASA	TIEMPO
Metro (m)	**Kilogramo (kg)**	**Segundo (s)**
Es la distancia recorrida por la luz en el vacío durante un tiempo de 1/299 792 458 segundos.	Coincide con la masa de un cilindro metálico que se conserva en la Oficina Internacional de Pesas y Medidas, en París.	Es la duración de 9 192 631 770 períodos de la radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio-133.

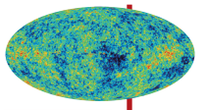




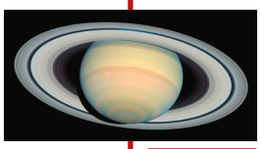


BECU_G1_ANEXOS.indd 180 7/1/14 6:01 PM

TEMPERATURA	CANTIDAD DE SUSTANCIA	INTENSIDAD DE CORRIENTE	INTENSIDAD LUMINOSA
Kelvin (K)	**Mol (mol)**	**Amperio (A)**	**Candela (cd)**
Equivale a la fracción 1/273,16 de la temperatura del punto triple del agua.	Es la cantidad de sustancia correspondiente a tantas partículas como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12.	Es la intensidad de corriente necesaria, en dos hilos rectilíneos separados 1 metro, y por los que circula corriente en sentidos opuestos, para que la fuerza entre ellos sea de $2 \cdot 10^{23}$ N por cada metro de longitud.	Es la intensidad luminosa, en dirección perpendicular, de una superficie de 1/600 000 m^2 de un cuerpo negro que se encuentra a la temperatura de solidificación del platino (2 043 K) a una presión de 101 325 Pa.



3 K
Radiación de fondo de microondas



10^2 K
Superficie de Saturno

10^3 K
Superficie del Sol

10^6 K
Corona solar

10^{10} K
Explosión de supernova

10^{32} K
Temperatura en el *big bang*

10^{-3} mol
100 mL de gas en C.N.

10^{-2} mol
Azúcar para un café

10 mol
Vaso de agua

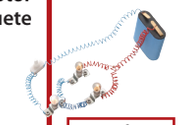
10^4 mol
1 t de hierro

10^{16} mol
Cantidad de CO_2 en la atmósfera terrestre

10^{22} mol
Toda el agua de los océanos

10^{-9} A
Circuitos electrónicos

10^{-6} A
Motor de juguete



10^{-3} A
Circuitos domésticos o de laboratorio

1 A
Micro-procesador

100 A
Arco de soldadura

10^5 A
Rayo

10^{-4} cd
Papel blanco iluminado

1 cd
Luz de una vela

100 cd
Luz de bombilla de 100 W

10^5 cd
Flash fotográfico

10^9 cd (por m^2)
Sol

BECU_Q1_ANEXOS.indd 181 7/1/14 6:02 PM

II. Sistema periódico de los elementos

GRUPO		1	2	3	4	5	6	7	8
Configuración electrónica		s^1	s^2	d^1	d^2	d^3	d^4	d^5	d^6
ORBITALES	PERIODO	I A							
1s	1	1 / 1,0 **H** Hidrógeno							
			II A						
2s 2p	2	3 / 6,9 **Li** Litio	4 / 9,0 **Be** Berilio						
3s 3p	3	11 / 23,0 **Na** Sodio	12 / 24,3 **Mg** Magnesio	III B	IV B	V B	VI B	VII B	
4s 3d 4p	4	19 / 39,1 **K** Potasio	20 / 40,1 **Ca** Calcio	21 / 45,0 **Sc** Escandio	22 / 47,9 **Ti** Titanio	23 / 50,9 **V** Vanadio	24 / 52,0 **Cr** Cromo	25 / 54,9 **Mn** Manganeso	26 / 55,8 **Fe** Hierro
5s 4d 5p	5	37 / 85,5 **Rb** Rubidio	38 / 87,6 **Sr** Estroncio	39 / 88,9 **Y** Itrio	40 / 91,2 **Zr** Circonio	41 / 92,9 **Nb** Niobio	42 / 95,9 **Mo** Molibdeno	43 / (97,9) **Tc** Tecnecio	44 / 101,1 **Ru** Rutenio
6s 4f 5d 6p	6	55 / 132,9 **Cs** Cesio	56 / 137,3 **Ba** Bario	57 / 138,9 **La** Lantano	72 / 178,5 **Hf** Hafnio	73 / 180,9 **Ta** Tántalo	74 / 183,8 **W** Wolframio	75 / 186,2 **Re** Renio	76 / 190,2 **Os** Osmio
7s 5f 6d 7p	7	87 / (223) **Fr** Francio	88 / (226) **Ra** Radio	89 / (227) **Ac** Actinio	104 / (261) **Rf** Rutherfordio	105 / (262) **Db** Dubnio	106 / (266) **Sg** Seaborgio	107 / (264) **Bh** Bohrio	108 / (277) **Hs** Hassio

Número atómico: 20
Masa atómica (u): 40,1
Símbolo: Ca
Nombre: Calcio

		f^1	f^2	f^3	f^4	f^5
LANTÁNIDOS →	6	58 / 140,1 **Ce** Cerio	59 / 140,9 **Pr** Praseodimio	60 / 144,2 **Nd** Neodimio	61 / (145) **Pm** Prometio	62 / 150,4 **Sm** Samario
ACTÍNIDOS →	7	90 / 232,0 **Th** Torio	91 / 231,0 **Pa** Protactinio	92 / 238,0 **U** Uranio	93 / (237) **Np** Neptunio	94 / (244) **Pu** Plutonio

BECU_Q1_ANEXOS.indd 182 7/9/14 11:32 AM

	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	d^7	d^8	d^9	d^{10}	p^1	p^2	p^3	p^4	p^5	p^6
										VIII A
										2 4,0 **He** Helio
					III A	IV A	V A	VI A	VII A	
					5 10,8 **B** Boro	6 12,0 **C** Carbono	7 14,0 **N** Nitrógeno	8 16,0 **O** Oxígeno	9 19,0 **F** Flúor	10 20,2 **Ne** Neón
					13 27,0 **Al** Aluminio	14 28,1 **Si** Silicio	15 31,0 **P** Fósforo	16 32,1 **S** Azufre	17 35,5 **Cl** Cloro	18 39,9 **Ar** Argón
	VIII		I B	II B						
	27 58,9 **Co** Cobalto	28 58,7 **Ni** Níquel	29 63,5 **Cu** Cobre	30 65,4 **Zn** Cinc	31 69,7 **Ga** Galio	32 72,6 **Ge** Germanio	33 74,9 **As** Arsénico	34 79,0 **Se** Selenio	35 79,9 **Br** Bromo	36 83,8 **Kr** Criptón
	45 102,9 **Rh** Rodio	46 106,4 **Pd** Paladio	47 107,9 **Ag** Plata	48 112,4 **Cd** Cadmio	49 114,8 **In** Indio	50 118,7 **Sn** Estaño	51 121,8 **Sb** Antimonio	52 127,6 **Te** Teluro	53 126,9 **I** Yodo	54 131,3 **Xe** Xenón
	77 192,2 **Ir** Iridio	78 195,1 **Pt** Platino	79 197,0 **Au** Oro	80 200,6 **Hg** Mercurio	81 204,4 **Tl** Talio	82 207,2 **Pb** Plomo	83 209,0 **Bi** Bismuto	84 (209,0) **Po** Polonio	85 (210,0) **At** Astato	86 (222,0) **Rn** Radón
	109 (268) **Mt** Meitnerio	110 (271) **Ds** Darmstadtio	111 (272) **Rg** Roentgenio	112 (285) **Cn** Copernicio	113 (284) **Uut** Ununtrio	114 (289) **Uuq** Ununquadio	115 (288) **Uup** Ununpentio	116 (292) **Uuh** Ununhexio		118 (294) **Uuo** Ununoctio

NO METALES

METALES

GASES NOBLES

	f^6	f^7	f^8	f^9	f^{10}	f^{11}	f^{12}	f^{13}	f^{14}
	63 152,0 **Eu** Europio	64 157,2 **Gd** Gadolinio	65 158,9 **Tb** Terbio	66 162,5 **Dy** Disprosio	67 164,9 **Ho** Holmio	68 167,3 **Er** Erbio	69 168,9 **Tm** Tulio	70 173,0 **Yb** Iterbio	71 175,0 **Lu** Lutecio
	95 (243) **Am** Americio	96 (247) **Cm** Curio	97 (247) **Bk** Berkelio	98 (251) **Cf** Californio	99 (252) **Es** Einstenio	100 (257) **Fm** Fermio	101 (258) **Md** Mendelevio	102 (259) **No** Nobelio	103 (262) **Lr** Laurencio

BECU_Q1_ANEXOS.indd 183 7/1/14 6:03 PM

III. Los elementos químicos uno a uno

A

Actinio

(Ac) Metal
Es un metal plateado 150 veces más radiactivo que el radio. Debido a este intenso carácter radiactivo, brilla en la oscuridad con una suave luz azul. Se encuentra en minerales de uranio. Su comportamiento químico es muy similar al del resto de las tierras raras y al del lantano.

Aluminio

(Al) Metal
Es un metal plateado que reacciona químicamente con facilidad. Por eso no aparece aislado en la naturaleza, sino formando parte de compuestos, normalmente óxidos e hidróxidos. Es uno de los elementos más abundantes de la corteza terrestre. Industrialmente se extrae de forma casi exclusiva del mineral llamado bauxita.

Americio

(Am) Metal
Su nombre rinde homenaje al continente americano. Es un metal plateado radiactivo, por lo que debe ser manipulado con cuidado para no entrar en contacto con él. Emite radiación α y γ.

Antimonio

(Sb) Metal
Es un semimetal de aspecto plateado. En la naturaleza se encuentra en algunos minerales (estibnita, ullmanita). No conduce bien ni el calor ni la electricidad. Tanto el antimonio como los compuestos que forma son tóxicos.

Argón

(Ar) Gas noble
Este gas inerte e incoloro se emplea en las bombillas. No se conoce ningún compuesto químico de argón. Es uno de los gases que está presente en el aire en pequeña cantidad (1% aproximadamente).

Arsénico

(As) No metal
Es un semimetal de color gris. El arsénico y sus compuestos son muy venenosos. Su efecto es fulminante. Sublima directamente, es decir, pasa del estado sólido al gaseoso sin pasar por el estado líquido. Es uno de los elementos que se denominan metaloides, por tener propiedades intermedias entre las de los metales y las de los no metales.

Astato

(At) No metal
Se conocen 20 isótopos de astato, todos radiactivos, con un período de desintegración de varias horas para el más estable. Es prácticamente imposible de conseguir de la naturaleza. Se ha obtenido en reactores nucleares.

Azufre

(S) No metal
Se encuentra en meteoritos, volcanes y algunos minerales, como la galena. Suele estar asociado a fenómenos volcánicos y, de ahí, que en muchos casos durante las erupciones se perciba un intenso olor a azufre.
Es insoluble en el agua, pero aun así es esencial para la vida, pues forma parte de numerosos compuestos orgánicos. Los óxidos de azufre (SO_2, SO_3) son contaminantes.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 184 7/1/14 6:03 PM

B

Bario

(Ba) Metal
Se oxida con facilidad y reacciona con el agua y con el alcohol. Algunos compuestos de bario se usan en fuegos artificiales, en pintura y en medicina, para obtener imágenes del sistema digestivo.

Berkelio

(Bk) Actínido
Elemento radiactivo creado artificialmente, en el laboratorio en 1949. Se conocen diez isótopos, todos ellos radiactivos.

Berilio

(Be) Metal
Es un metal gris y frágil. Se utiliza para crear aleaciones metálicas ligeras y resistentes empleadas en la industria aeroespacial. Y también en la industria electrónica.

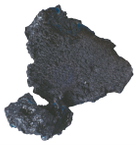
Bismuto

(Bi) Metal
Es un metal poco abundante en la naturaleza. Se emplea en medicina y en la industria cosmética.

Bohrio

(Bh) Metal
Elemento radiactivo descubierto en el laboratorio, en 1977. Se desintegra rápidamente: es difícil conseguir grandes cantidades. Se llama así en honor de Niels Bohr.

Boro



(B) No metal
Conduce la electricidad cuando se encuentra puro. Sus compuestos más usados son el bórax, el carburo de boro y el ácido bórico. Se usa en la industria nuclear.

Bromo

(Br) No metal
Es un líquido tóxico muy abundante en la naturaleza. Los vapores de bromo producen heridas en la piel. Se utiliza en fotografía y en la industria de los combustibles.

C

Cadmio

(Cd) Metal
Se obtiene principalmente de minerales en los que debe separarse del cinc. Es muy contaminante, y se utiliza para fabricar algunos tipos de pilas. Por eso es tan importante reciclar las pilas en los contenedores adecuados.

Cerio

(Ce) Lantánido
Algunos compuestos de cerio se usan en la industria de la cerámica y el vidrio.

Calcio

(Ca) Metal
Es abundante en la corteza terrestre: el carbonato de calcio forma parte del mármol y de la piedra caliza. Interviene en la formación del esqueleto, en la coagulación de la sangre y en la transmisión de los impulsos nerviosos. Es, pues, muy importante.

Californio

(Cf) Actínido
Elemento radiactivo creado artificialmente en 1950 por primera vez. Se conocen varios isótopos.

Carbono

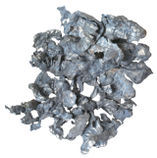
(C) No metal
Es el elemento principal de los compuestos orgánicos y constituye la base para la química de la vida. Puede formar moléculas extraordinariamente complejas, como las proteínas. El CO_2 es el principal causante del aumento del efecto invernadero. El isótopo carbono-14 se usa para datar restos arqueológicos.

Cesio

(Cs) Metal
Es un elemento muy reactivo. Uno de sus isótopos radiactivos (cesio-137) se emplea en la industria nuclear y en medicina.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 185 7/1/14 6:03 PM

Cinc



(Zn) Metal
Este metal se emplea principalmente en procesos de galvanoplastia para recubrir piezas metálicas, por ejemplo de hierro, para proteger de la corrosión. También se emplea en las pilas.

Circonio

(Zr) Metal
En la naturaleza aparece siempre combinado con otros elementos. Se usa en la fabricación de acero y en sistemas que previenen la corrosión por parte de ácidos. También se emplea en plantas nucleares.

Cloro

(Cl) No metal
Es irritante y, en grandes concentraciones, resulta peligroso para la salud. Aunque no aparece aislado, los compuestos de cloro son bastante comunes. Se obtiene principalmente a partir de la sal común y tiene numerosas aplicaciones industriales.

Cobalto

(Co) Metal
Se emplea para elaborar aleaciones metálicas (industria aeroespacial, fabricación de imanes). También se usa en medicina, en tratamientos contra el cáncer (cobalto-60).

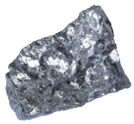
Cobre

(Cu) Metal
Gracias a su elevada conductividad eléctrica, este metal anaranjado se emplea en los hilos conductores de la electridad. Fue uno de los primeros metales utilizados para elaborar vasijas o monedas. El latón y el bronce son aleaciones de cobre.

Copernicio

(Cn) Metal
Elemento radiactivo descubierto en 1996 en el laboratorio. Recibió un nombre «oficial» en 2010.

Cromo



(Cr) Metal
Se mezcla con el hierro, el níquel o el cobalto para formar aleaciones; por ejemplo, acero inoxidable. También se usa para recubrir piezas metálicas, protegiendo así de la corrosión.

Curio

(Cm) Actínido
Se llama así en honor de Pierre y Marie Curie. No existe en la naturaleza. Se ha sintetizado en el laboratorio y es radiactivo. Fue empleado en misiones espaciales para bombardear la Luna e investigar el suelo lunar.

D

Darmstadtio

(Ds) Metal
Es un elemento radiactivo y sintético que no existe en la naturaleza. Durante su desintegración emite partículas α. Solo se han producido unos pocos átomos de este elemento químico.

Disprosio

(Dy) Lantánido
En la naturaleza aparece en un óxido de color blanco (Dy_2O_3) llamado dysprosia, que se usa en las plantas de energía nuclear.

Dubnio

(Db) Metal
Es un elemento radiactivo producido artificialmente. No existe en la naturaleza.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 186 7/1/14 6:03 PM

E

Einstenio

(Es) Actínido
Este elemento se llama así en honor de Albert Einstein. Es radiactivo y fue descubierto en 1952 en los restos de una explosión nuclear.

Erbio

(Er) Lantánido
Aparece en la naturaleza habitualmente junto al disprosio. Tiene un brillo plateado.

Escandio

(Sc) Metal
Este elemento fue descubierto en 1879, aunque antes fue predicho por Dmitri Mendeleiev, que dejó un hueco para él en su tabla periódica. No es muy abundante. Está presente en la wolframita.

Estaño

(Sn) Metal
Es un metal que fue ya utilizado por los antiguos egipcios, pues es muy fácil de trabajar: es muy dúctil y maleable. Debido a su relativamente bajo punto de fusión (232 °C) se emplea en soldadura. También se usa, junto con el cobre, para fabricar bronce.

Estroncio

(Sr) Metal
Reacciona fácilmente con el oxígeno y el agua. No aparece puro en la naturaleza, sino formando parte de ciertos compuestos. Se utiliza en pirotecnia y un isótopo radiactivo, el estroncio-85, se emplea en medicina.

Europio

(Eu) Lantánido
Es poco abundante. Se emplea en las pantallas de los televisores de tubo y en los reactores nucleares.

F

Fermio

(Fm) Actínido
Es un elemento radiactivo creado artificialmente. Se llama así en honor de Enrico Fermi.

Flúor

(F) No metal
Es el elemento más reactivo de la naturaleza y por ello fue muy difícil de aislar. Es un gas venenoso. Se extrae principalmente de la fluorita.

Fósforo

(P) No metal
Es un elemento abundante e importantísimo para la vida, pues forma parte de los ácidos nucleicos. Se usa como fertilizante.

Francio

(Fr) Metal
Es un elemento radiactivo del que se conocen varios isótopos. Se llama así en honor a Francia.

G

Gadolinio

(Gd) Lantánido
Este metal plateado se utiliza en las varillas de control presentes en los reactores nucleares, en electrónica y para elaborar aleaciones.

Galio

(Ga) Metal
Funde a 30 °C, por lo que puede aparecer en estado líquido a la temperatura ambiente. Se emplea en termómetros de alta temperatura y también en la industria electrónica, para fabricar condensadores, transistores y otros componentes.

Germanio

(Ge) Metal
Se obtiene de yacimientos de plata, cinc y cobre. Tiene numerosas aplicaciones, sobre todo en la industria electrónica.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 187 7/1/14 6:03 PM

H

Hafnio

(Hf) Metal
En la naturaleza aparece a menudo combinado con el circonio. Se utiliza en las plantas de energía nuclear y en la fabricación de los filamentos de tungsteno empleados en las bombillas de incandescencia.

Hassio

(Hs) Metal
Es un elemento radiactivo que no está presente en la naturaleza. Se ha obtenido artificialmente en el laboratorio a partir de núcleos de bismuto y hierro. Se desintegra rapidísimamente emitiendo partículas α.

Helio

(He) Gas noble
Es un gas muy ligero e inerte. Es el segundo elemento más abundante del universo, tras el hidrógeno. Se utiliza para elevar los globos aerostáticos. También se emplea en medicina y en experimentos de física fundamental.

Hidrógeno

(H) No metal
Es el elemento más abundante del universo. Forma parte del agua y de los compuestos orgánicos de carbono. Algunos de sus compuestos (amoniaco, ácido nítrico, ácido sulfúrico) son esenciales para la industria.

Hierro

(Fe) Metal
Es uno de los metales más empleados por las personas, aunque se oxida con facilidad y a menudo es necesario recubrirlo con cinc u otros metales para evitar la corrosión. Se utiliza, sobre todo, para fabricar acero o hierro forjado.

Holmio

(Ho) Lantánido
Se obtiene de algunos minerales. Se emplea en electrónica y en la industria química como catalizador.

I

Indio

(In) Metal
No aparece aislado en la naturaleza, sino formando parte de ciertas menas de cinc, estaño y hierro. Se emplea en la industria electrónica y en los reactores nucleares.

Iridio

(Ir) Metal
Es un metal muy resistente y poco abundante en la corteza terrestre. Se emplea aleado con platino para elaborar herramientas e instrumentos de precisión.

Iterbio

(Yb) Lantánido
Es un metal blando y maleable. Se obtiene de algunos minerales, aunque no tiene demasiadas aplicaciones prácticas.

Itrio

(Y) Metal
Se obtiene de muchos minerales, aunque se oxida con facilidad. Se emplea en la fabricación de televisores.

K

Kryptón

(Kr) Gas noble
Es un gas inerte, incoloro e inodoro. Se emplea en la fabricación de bombillas de incandescencia y para producir la luz que ilumina las pistas de aterrizaje en aeropuertos.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 188 7/1/14 6:04 PM

L

Lantano

(La) Lantánido
Es mucho más común en la naturaleza que otros lantánidos. Se emplea para elaborar aleaciones y en la fabricación de ciertos tipos de vidrio.

Laurencio

(Lr) Actínido
Es un elemento radiactivo sintetizado artificialmente. No se encuentra en la naturaleza. Se llama así en honor de Ernest O. Lawrence, que ideó el primer acelerador de partículas.

Litio

(Li) Metal
Es el metal más ligero, pero no existe en estado puro en la naturaleza, sino combinado con otros elementos. Se utiliza para fabricar las pilas de ion-litio empleadas en cámaras digitales, reproductores de música y otros aparatos portátiles.

Lutecio

(Lu) Lantánido
Aparece en la naturaleza en distintos minerales, junto con el itrio habitualmente. Uno de sus isótopos se emplea para determinar la edad de los meteoritos.

M

Magnesio

(Mg) Metal
Es un metal muy ligero y abundante, por lo que se usa para elaborar aleaciones especiales empleadas en la industria aeroespacial.

Manganeso

(Mn) Metal
No aparece en la naturaleza en estado puro (salvo en algunos meteoritos), aunque es muy abundante en la corteza terrestre. Se utiliza para elaborar numerosas aleaciones, sobre todo de hierro. Y en pinturas, barnices y pilas.

Meitnerio

(Mt) Metal
Este elemento radiactivo se denomina así en honor de la científica Lise Meitner. Hasta el momento solo se han conseguido sintetizar unos pocos átomos de este elemento.

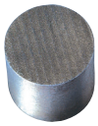
Mendelevio

(Md) Metal
Es un elemento radiactivo. Se llama así en honor de Dmitri Mendeleiev, el padre de la tabla periódica de los elementos.

Mercurio

(Hg) Metal
Es un metal líquido a la temperatura ambiente, brillante y muy denso. Se obtiene a partir del cinabrio. Aunque es tóxico, tiene numerosas aplicaciones: termómetros, barómetros, lámparas, amalgamas empleadas por los dentistas...

Molibdeno



(Mo) Metal
Este elemento no existe libre en la naturaleza. Se usa aleado con el acero para fabricar piezas empleadas por la industria automovilística o aeronáutica.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 189 7/1/14 6:04 PM

N

Neodimio

(Nd) Lantánido
Antes de aislarse por primera vez, se pensaba que el conjunto neodimio-praseodimio era un elemento conocido como didimio. Un óxido de neodimio se emplea en los televisores, para aumentar el contraste de la imagen.

Neón

(Ne) Gas noble
Tiene tres isótopos estables. Forma parte de la atmosfera, aunque su abundancia es muy escasa. Se emplea en anuncios publicitarios, en carteles luminosos (lámparas de neón).

Neptunio

(Np) Actínido
Uno de sus isótopos se emplea en investigaciones sobre la radiactividad. Es muy poco abundante en la naturaleza, por lo que se produce artificialmente.

Niobio

(Nb) Metal
Es un metal dúctil y maleable. Se utiliza para elaborar acero inoxidable.

Níquel

(Ni) Metal
Se emplea para elaborar diferentes aleaciones. Como resiste bastante bien la corrosión, el níquel se utiliza como elemento protector de diferentes piezas metálicas, sobre todo de hierro y acero.

Nitrógeno

(N) No metal
Es el gas más abundante de la atmósfera terrestre (78%). Forma parte del amoniaco, un compuesto de gran importancia en la industria.

Nobelio

(No) Actínido
Es un elemento radiactivo. No existe en la naturaleza; se produce artificialmente. Se llama así en honor de Alfred Nobel, inventor de la dinamita y fundador de los prestigiosos premios que llevan su nombre.

O

Oro

(Au) Metal
Debido a su brillo y a su inalterabilidad con el paso del tiempo, es un metal muy codiciado, ya desde la Antigüedad. Es muy dúctil y maleable. Se emplea en joyería y para elaborar monedas, así como en electrónica e investigación.

Osmio

(Os) Metal
Es un metal muy denso. Se emplea aleado con iridio y platino, fundamentalmente.

Oxígeno

(O) No metal
Es un gas abundante en la atmósfera (21%). Es imprescindible para la respiración de los seres vivos. Se combina fácilmente con otros elementos. Se emplea en hospitales, para tratar enfermos con afecciones respiratorias, y en la industria metalúrgica.

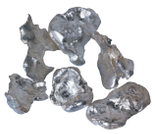
BECU_Q1_ANEXOS.indd 190 7/1/14 6:04 PM

P

Paladio

(Pd) Metal
Es un metal relativamente escaso en la naturaleza. Se emplea aleado con oro para formar oro blanco. También se utiliza en odontología y en la industria eléctrica.

Plata



(Ag) Metal
Es un metal brillante de aspecto agradable. Es muy reactivo y, como el oro, es muy dúctil y maleable. Se emplea en joyería, para elaborar cubiertos o en fotografía. Esta última aplicación, en desuso, con la llegada de las cámaras digitales.

Platino

(Pt) Metal
Es un metal muy denso y valioso. Resiste bien la corrosión. Se emplea para elaborar útiles de laboratorio y como catalizador.

Plomo

(Pb) Metal
Es un metal muy denso. Por eso se emplea para elaborar planchas protectoras en instalaciones nucleares. Debido a su toxicidad, ya no se usa en tuberías, aunque resiste bien la corrosión.

Plutonio

(Pu) Actínido
Es un elemento radiactivo. Se utiliza en las centrales nucleares y también en las plantas de fabricación de armamento nuclear (misiles).

Polonio

(Po) Metal
Es un elemento radiactivo bastante escaso en la naturaleza. Fue descubierto por Marie Curie, que lo bautizó así en honor de su patria natal: Polonia. Se emplea en investigación nuclear.

Potasio

(K) Metal
Es un metal blando: se corta con un cuchillo. Es muy abundante en la naturaleza, y desempeña un papel relevante en la transmisión del impulso nervioso. Sus compuestos tienen muchas aplicaciones: fertilizantes, explosivos, medicamentos. . .

Praseodimio

(Pr) Lantánido
Es bastante común en la naturaleza. Se emplea aleado con otros metales.

Prometio

(Pm) Lantánido
Es un elemento radiactivo bastante escaso. Las sales de prometio se iluminan en la oscuridad con un tono verdoso o azulado, debido a la radiactividad.

Protactinio

(Pa) Actínido
Este elemento radiactivo aparece en las menas de uranio, aunque es muy caro. Es bastante peligroso y tóxico, por lo que debe manejarse con extremo cuidado.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 191 7/1/14 6:04 PM

R

Radio

(Ra) Metal
Es un elemento muy radiactivo. Fue descubierto por Marie y Pierre Curie, que se sorprendieron al descubrir una sustancia mucho más radiactiva que el uranio.

Radón

(Rn) Gas noble
Es un gas noble radiactivo. El radón natural procede del suelo, fundamentalmente. El isótopo radón-222 se emplea en medicina.

Renio

(Re) Metal
Es un metal escaso, duro y con un punto de fusión muy elevado. Se utiliza en la industria eléctrica y también como catalizador.

Rodio

(Rh) Metal
Es un metal plateado estable que se utiliza habitualmente aleado con otros metales. Se emplea en joyería y como catalizador.

Roentgenio

(Rg) Metal
Este elemento radiactivo sintetizado en el laboratorio es uno de los últimos elementos descubiertos (1994). Se denomina así en honor de Wilhem C. Röntgen, descubridor de los rayos X.

Rubidio

(Rb) Metal
Es un metal muy reactivo. Se emplea en catalizadores y en células fotoeléctricas. Uno de sus isótopos (rubidio-187) se usa también como herramienta de datación.

Rutenio

(Ru) Metal
Se utiliza aleado con otros metales para elaborar aleaciones duras. Se emplea en joyería y en odontología.

Rutherfordio

(Rf) Metal
Es un elemento radiactivo sintético que no existe en la naturaleza. Solamente se han obtenido pequeñas cantidades en el laboratorio. Se llama así en honor de Ernest Rutherford.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 192 7/1/14 6:04 PM

S

Samario

(Sm) Lantánido
En la naturaleza se encuentra en algunos minerales, como la gadolinita. Se emplea en los reactores nucleares.

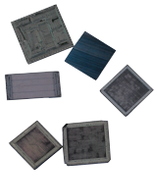
Seaborgio

(Sg) Metal
Es un elemento producido en el laboratorio. No existe en la naturaleza. Se llama así en honor de Glen T. Seaborg, miembro de un equipo que identificó más de 100 isótopos y descubrió algunos elementos transuránidos.

Selenio

(Se) No metal
Los compuestos de selenio se emplean como colorantes, como insecticidas y también en medicina.

Silicio



(Si) No metal
Es el segundo elemento más abundante en la Tierra. Forma parte de la arena. Pero no existe en estado puro, sino formando óxidos y silicatos. Se emplea para elaborar acero y en la industria electrónica, para fabricar transistores y circuitos integrados.

Sodio

(Na) Metal
Es un metal blando y muy reactivo. Forma parte de la sal común. En el organismo interviene en numerosos procesos, como en la transmisión del impulso nervioso. Forma compuestos muy empleados por la industria, como el hidróxido de sodio (sosa cáustica).

T

Talio

(Tl) Metal
Es un metal blando de color plateado que se oxida con facilidad. Tanto el talio como sus compuestos son tóxicos, por lo que deben manipularse con precaución.

Tántalo

(Ta) Metal
Es un metal muy resistente a la corrosión. Se emplea para elaborar útiles de laboratorio y en las industrias eléctrica y electrónica. También se utiliza en medicina, para unir huesos rotos.

Tecnecio

(Tc) Metal
Fue el primer elemento químico sintetizado en el laboratorio, en 1937, aunque después se ha descubierto en la naturaleza. Es radiactivo. Se emplea en medicina para obtener imágenes.

Teluro

(Te) No metal
Es un elemento bastante estable. Se emplea en la industria de semiconductores y en insecticidas.

Terbio

(Tb) Lantánido
Tiene un aspecto plateado y es blando. Se emplea en la industria electrónica.

Titanio

(Ti) Metal
Es un metal ligero, pero muy resistente. Esto hace que tenga múltiples aplicaciones (aleado): joyería (relojes) o industria aeroespacial. Gracias a su escasa reactividad se emplea en medicina («tornillos» de titanio sustituyen algunos huesos).

BECU_Q1_ANEXOS.indd 193 7/1/14 6:04 PM

III. Los elementos químicos uno a uno

Torio

(Th) Actínido
Es un elemento radiactivo presente en ciertos minerales. Se utiliza en investigación nuclear, en la industria electrónica y como catalizador.

Tulio

(Tm) Lantánido
Se emplea en algunas máquinas de rayos X. Es el elemento químico menos abundante en la Tierra. Se encuentra en estado sólido hasta 25 °C.

U

Ununhexio

(Uuh) Metal
Elemento radiactivo descubierto en 2000 en el laboratorio. Todavía no ha recibido un nombre «oficial».

Ununoctio

(Uuo) Metal
Es un elemento radiactivo descubierto en 2002 en el laboratorio. No ha recibido un nombre «oficial».

Ununpentio

(Uup) Metal
Es un elemento radiactivo descubierto en 2004 en el laboratorio. No ha recibido un nombre «oficial».

Ununquadio

(Uuq) Metal
Es un elemento radiactivo descubierto en 1999 en el laboratorio. No ha recibido un nombre «oficial».

Ununtrio

(Uut) Metal
Es un elemento radiactivo descubierto en 2004 en el laboratorio. No ha recibido un nombre «oficial».

Uranio

(U) Actínido
Es el primer elemento radiactivo que se descubrió, presente en un mineral: la pechblenda. Se emplea en la industria nuclear, como combustible en las centrales nucleares.

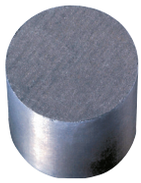
V

Vanadio

(V) Metal
Es un metal muy duro y resistente. Con él se elaboran aleaciones, como aceros empleados para motores. Se usa como catalizador.

W

Wolframio



(W) Metal
Es el metal con un punto de fusión más elevado. Por eso se usa para elaborar los filamentos de bombillos que se ponen incandescentes al paso de la corriente eléctrica. Se emplea además para contactos eléctricos. Se conoce también con el nombre de tungsteno.

X

Xenón

(Xe) Gas noble
Este gas noble es muy poco abundante en la atmósfera. Se usa principalmente en algunos tipos de lámparas.

Y

Yodo

(I) No metal
Sublima con facilidad produciendo vapores rosa fucsia. Es un oligoelemento importante en la dieta humana, y su déficit causa la conocida enfermedad denominada bocio.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 194 7/1/14 6:04 PM

Resumen de formulación inorgánica

p. 196 1. Configuración electrónica de los elementos

p. 197 2. Formulación inorgánica

p. 198 3. Compuestos binarios

3.1. Óxidos

3.2. Hidróxidos

p. 203 4. Ácidos inorgánicos

p. 205 5. Sales

BECU_Q1_ANEXOS.indd 195 7/1/14 6:04 PM

IV. Resumen de formulación inorgánica

1. Configuración electrónica de los elementos

En este libro se han estudiado las experiencias que llevaron a establecer los modelos atómicos. Bohr diseñó un modelo según el cual los electrones se encuentran en determinados niveles alrededor del núcleo del átomo; estos niveles tienen distinta energía, por eso se denominan niveles energéticos. El nivel de menor energía es el que está más próximo al núcleo –el más interno–; desde ahí, la energía aumenta hasta llegar al más exterior.

En la corteza de los átomos pueden existir hasta siete niveles energéticos que se designan con un número o una letra según su proximidad al núcleo. Los electrones se colocan en los niveles en orden creciente de energía y siguiendo ciertas normas:

- El nivel más interno solo puede albergar 2 electrones.
- El segundo nivel puede albergar, como máximo, 8 electrones.
- El tercer nivel puede albergar, como máximo, 18 electrones; pero cuando este llega a tener 8 electrones, comienza a llenarse el cuarto.

Por ejemplo, el átomo de potasio tiene 19 electrones que se colocarán en los niveles del modo siguiente:

Nivel 1 → 2 electrones
Nivel 2 → 8 electrones
Nivel 3 → 8 electrones
Nivel 4 → 1 electrón

Se llama configuración electrónica de un elemento al modo en que se organizan los electrones en un átomo de ese elemento.

La configuración electrónica del potasio es: 2, 8, 8, 1.

El último nivel en el que un átomo tiene electrones se llama **nivel de valencia**. El K tiene 1 electrón en su nivel de valencia.

Todos los elementos del grupo 18 tienen 8 electrones en su último nivel, con la excepción del He, que solo tiene 2. Los elementos de este grupo se llaman gases nobles porque son muy estables y casi nunca se combinan con otros elementos. Los demás elementos de la tabla periódica tratarán de alcanzar la configuración de los gases nobles, porque así aumentará su estabilidad. Para ello, ganarán o perderán los electrones que sean necesarios y dejarán de ser especies neutras; se convertirán en iones.

Un ion es un átomo que ha ganado o perdido electrones.

- Cuando un átomo gana electrones, adquiere carga negativa y se convierte en un **ion negativo** o **anión**.

  Por ejemplo, el cloro (Cl) tiene en su último nivel la configuración: 2, 8, 7. Para conseguir la configuración de gas noble capta un electrón en su último nivel y se convierte en el ion Cl^-.

Actividades

1. **Escribe** la configuración electrónica de los siguientes elementos:
   a) He (Z = 2)
   b) O (Z = 8)
   c) F (Z = 9)
   d) Mg (Z = 12)
   e) Cl (Z = 17)
   f) Ar (Z = 18)
2. **Escribe** el ion que formarán los siguientes átomos:
   a) Li **d)** Al
   b) F **e)** Cl
   c) Na **f)** K

BECU_G1_ANEXOS.indd 196 7/1/14 6:04 PM

- Cuando un átomo pierde electrones, adquiere carga positiva y se convierte en un **ion positivo** o **catión**. Por ejemplo, el sodio (Na) tiene en su último nivel la configuración: 2, 8, 1. Para conseguir la configuración de gas noble pierde el electrón de su último nivel y se convierte en el ion Na^+.

2. Formulación inorgánica

Las fórmulas responden a reglas que han variado a lo largo del tiempo, desde la nomenclatura tradicional hasta la actual o IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). Las últimas reglas datan de 2005.

Para formular hay que conocer los conceptos de valencia y número de oxidación.

Valencia

Es la capacidad que posee un elemento para combinarse con otro. Se toma como referencia el átomo de hidrógeno, ya que tiene valencia 1. Así se define nuevamente la valencia como el número de átomos de hidrógeno que se puede combinar con un átomo de cualquier otro elemento.

Número o estado de oxidación

Es el número de electrones que un átomo capta o cede (total o parcialmente) al formar un compuesto. Este número se considera que es negativo si gana electrones y positivo si pierde electrones.

En el siguiente sistema periódico aparecen los números de oxidación de los elementos más comunes.

Los metales solo tienen números de oxidación positivos. Los no metales pueden tener números de oxidación positivos y negativos.

En general, los números de oxidación de un elemento dependen del grupo en el que se encuentra. Se pueden establecer reglas nemotécnicas para recordarlos:

Por ejemplo, todos los elementos del grupo 1 tienen número de oxidación +1, y todos los del grupo 17, −1; los elementos del grupo 17 que tienen números de oxidación positivo tienen +1, +3, +5 y +7, que son los números impares hasta la unidad del número de grupo.

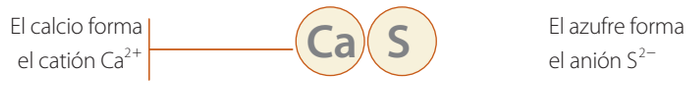
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17
−1 +1 **H**												−3 +3 **B**	−4 +2 +4 **C**	−3 +1 +3 +5 +2 **N**	−2 −1 **O**	−1 **F**
+1 **Li**	+2 **Be**															
+1 **Na**	+2 **Mg**											+3 **Al**	−4 +2 +4 **Si**	−3 +3 +5 **P**	−2 +2 +4 +6 **S**	−1 +1 +3 +5 +7 **Cl**
+1 **K**	+2 **Ca**				+2 +3 +6 **Cr**	+2 +4 +3 +6 +7 **Mn**	+2 +3 **Fe**	+2 +3 **Co**	+2 +3 **Ni**	+1 +2 **Cu**	+2 **Zn**	+3 **Ga**	+4 **Ge**	−3 +3 +5 **As**	−2 +2 +4 +6 **Se**	−1 +1 +3 +5 +7 **Br**
+1 **Rb**	+2 **Sr**								+2 +4 **Pd**	+1 **Ag**	+2 **Cd**	+3 **In**	+2 +4 **Sn**	−3 +3 +5 **Sb**	−2 +2 +4 +6 **Te**	−1 +1 +3 +5 +7 **I**
+1 **Cs**	+2 **Ba**								+2 +4 **Pt**	+1 +3 **Au**	+1 +2 **Hg**	+1 +3 **Tl**	+2 +4 **Pb**	+3 +5 **Bi**		

BECU_Q1_ANEXOS.indd 197 7/9/14 11:30 AM

Como regla general:

En cualquier fórmula química se escriben en primer lugar los elementos que están situados a la izquierda del sistema periódico. Estos elementos tienen tendencia a formar iones positivos o cationes.

En segundo lugar se escriben los situados a la derecha, que son elementos que tienen tendencia a formar iones negativos o aniones.



Tradicionalmente el estudio de la formulación química de compuestos inorgánicos se divide en función del número de elementos que componen cada compuesto. Así, se suele comenzar por el estudio de las reglas de formulación de los compuestos binarios, para continuar con los ácidos inorgánicos y las sales.

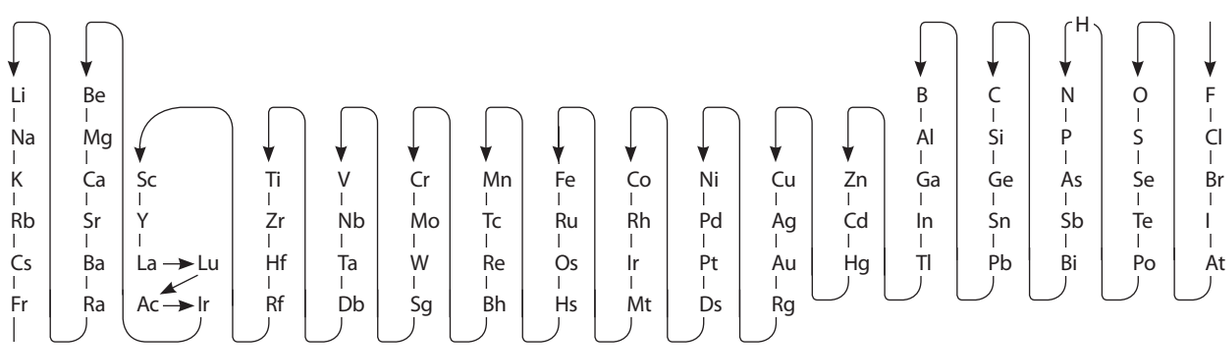
3. Compuestos binarios

Los compuestos binarios resultan de la combinación de átomos de dos elementos químicos; uno de ellos tendrá un número de oxidación positivo, y se denomina elemento electropositivo. El otro elemento tendrá un número de oxidación negativo, y recibe el nombre de elemento electronegativo.

Los átomos de ambos elementos se deben combinar en una proporción tal que el compuesto resultante sea neutro.

En la figura que aparece a pie de página se muestran los elementos del sistema periódico, escritos en el orden de electronegatividad que se sigue para escribir las fórmulas. Este orden lo ha establecido la IUPAC por convenio.

Entre dos elementos, se considera más electronegativo el que está más próximo al origen de la flecha (extremo derecho) y el más electropositivo, el que está más próximo a la punta (extremo izquierdo); el elemento más electronegativo es el flúor, y el más electropositivo, el francio. Es interesante reparar en la posición que ocupa el hidrógeno en este esquema.



BECU_Q1_ANEXOS.indd 198 7/1/14 6:04 PM

Para obtener la fórmula de un compuesto binario se siguen las reglas que se indican en la tabla siguiente:

1. Se escribe el símbolo de los elementos que se combinan con su número de oxidación. Se coloca a la izquierda el símbolo del elemento más electropositivo, según su posición en el esquema anterior.	$C^{4+}S^{2-}$
2. Se escriben los números de forma que el número de oxidación de un elemento pase a ser el subíndice del otro.	$C^{4+}S^{2-} \rightarrow C_2S_4$
3. Salvo determinadas excepciones, se simplifica la fórmula obtenida. En este caso, dividiendo por dos los subíndices.	CS_2

Para nombrar un compuesto binario:

La IUPAC admite varias formas con la excepción de los compuestos en que el oxígeno es el elemento electronegativo:

Nomenclatura de composición

El nombre del compuesto comienza con el nombre del elemento electronegativo terminado en *-uro*, sigue la partícula *de* y el nombre del elemento electropositivo.

El nombre de cada elemento va precedido de una partícula que indica el número de átomos de ese elemento en la fórmula:

- *mono*, para uno. (En la mayoría de los casos, si no ofrece duda, el prefijo *mono* se puede omitir)
- *di*, para dos
- *tri*, para tres
- *tetra*, para cuatro
- *penta*, para cinco
- *hexa*, para seis
- *hepta* para siete

Como una variante de lo anterior se admite el **nombre de Stock** que prescinde de los prefijos que indican el número de átomos de cada elemento. El nombre de Stock de un compuesto se obtiene del modo siguiente:

Nombre del elemento electronegativo terminado en *-uro*, partícula *de* y nombre del elemento electropositivo. Si el elemento electropositivo puede actuar con varios números de oxidación, se escribe el que utiliza en este compuesto entre paréntesis y en números romanos a continuación del nombre, sin dejar espacio entre ellos.

Nomenclatura de adición

Se nombran los átomos que forman el compuesto con los prefijos que indican el número de átomos de cada elemento. Primero se nombra el elemento electronegativo terminado en *-uro* y luego el electropositivo, sin dejar espacio entre ellos.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 199 7/1/14 6:04 PM

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Nombre de composición	Nombre de Stock	Nombre de adición
CS_2	Disulfuro de carbono	Sulfuro de carbono (IV)	Disulfurocarbono
$AlBr_3$	Tribromuro de aluminio	Bromuro de aluminio	Tribromuroaluminio
OCl_2	Dicloruro de oxígeno		Dicloruromonoxígeno
O_7Cl_2	Dicloruro de heptaoxígeno		Diclorurohepta oxígeno
NH_3	Trihidruro de nitrógeno	Hidruro de nitrógeno	Trihidruronitrógeno
H_2S	Sulfuro de dihidrógeno	Sulfuro de hidrógeno	Sulfurodihidrógeno
IF_7	Heptafluoruro de yodo	Fluoruro de yodo (VII)	Heptafluoruroyodo
BaH_2	Dihidruro de bario	Hidruro de bario	Dihidrurobario
$CuCl_2$	Dicloruro de cobre	Cloruro de cobre (II)	Diclorurocobre

Combinaciones del hidrógeno con elementos de los grupos 13 al 17

Las combinaciones del hidrógeno con los elementos de los grupos 13 a 17 tienen, además de lo anterior, un nombre que se utiliza para formular otros compuestos derivados; se llaman *Nombres de hidruros progenitores* y son los siguientes:

Nombres de hidruros progenitores									
BH_3	Borano	CH_4	Metano	NH_3	Azano o amoniaco	H_2O	Oxidano o agua	HF	Fluorano
AlH_3	Alumano	SiH_4	Silano	PH_3	Fosfano	H_2S	Sulfano	HCl	Clorano
GaH_3	Galano	GeH_4	Germano	AsH_3	Arsano	H_2Se	Secano	HBr	Bromano
InH_3	Indigano	SnH_4	Estannano	SBH_3	Estibano	H_2Te	Telano	HI	Yodano
TlH_3	Talano	PbH_4	Plumbano	BiH_3	Bismutano	H_2Po	Polano	HAt	Astatano

Nota: La IUPAC admite el nombre agua para H_2O y el nombre amoniaco para NH_3.

Es importante recordar los nombres progenitores que se mencionan.

Compuestos hidrácidos

El H forma con algunos de los elementos de los grupos 16 y 17 compuestos que se conocen tradicionalmente como hidrácidos, debido a su carácter ácido. La IUPAC les aplica también una nomenclatura propia de los ácidos y que se denomina «Nomenclatura de hidrógeno»; se verá esta nomenclatura y la tradicional, ya que su uso está muy extendido:

BECU_Q1_ANEXOS.indd 200 7/1/14 6:04 PM

	N. tradicional	N. de hidrógeno		N. tradicional	N. de hidrógeno
			HF	Ácido fluorhídrico	Hidrógeno (fluoruro)
H_2S	Ácido sulfhídrico	Dihidrógeno (sulfuro)	HCl	Ácido clorhídrico	Hidrógeno (cloruro)
H_2Se	Ácido selenhídrico	Dihidrógeno (selenuro)	HBr	Ácido bromhídrico	Hidrógeno (bromuro)
H_2Te	Ácido telurhídrico	Dihidrógeno (telururo)	HI	Ácido yodhídrico	Hidrógeno (yoduro)

3.1 Óxidos

Los óxidos son las combinaciones del oxígeno con un elemento más electropositivo que él, es decir, que esté a su izquierda en la flecha que se indica en la página 300. Es importante tener en cuenta que las combinaciones del oxígeno con los elementos del grupo 17 no son óxidos, sino que son *haluros*.

En los óxidos el oxígeno actúa con número de oxidación −2.

Para formular se coloca primero el símbolo del otro elemento, y luego, el del oxígeno.

EJERCICIO RESUELTO

- $Cr^{3+}O^{2-} \rightarrow Cr_2O_3$
- $N^{5+}O^{2-} \rightarrow N_2O_5$
- $Ca^{2+}O^{2-} \rightarrow Ca_2O_2 \rightarrow CaO$
- $S^{6+}O^{2-} \rightarrow S_2O_6 \rightarrow SO_3$

Nomenclatura

La nomenclatura preferida es la de composición, incluyendo la variante de Stock. En ambos casos se denominan *óxido de* seguido del nombre del otro elemento.

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Nombre de composición	Nombre de Stock
Cr_2O_3	Trióxido de dicromo	Óxido de cromo (III)
CaO	Monóxido de calcio	Óxido de calcio
N_2O_5	Pentaóxido de dinitrógeno	Óxido de nitrógeno (V)
SO_3	Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)

Peróxidos

Los peróxidos son las combinaciones del grupo peroxo O_2^{2-} con metales o con hidrógeno.

El ejemplo más común es el peróxido de hidrógeno (H_2O_2) conocido como agua oxigenada.

Actividades

1. Formula:
- **a)** Cloruro de bario.
- **b)** Tetrayoduro de estaño.
- **c)** Trifluoruro de nitrógeno.
- **d)** Dicloruro de mercurio.
- **e)** Pentacloruro de fósforo.
- **f)** Trisulfuro de dihierro.
- **g)** Dibromuro de trioxígeno.
- **h)** Nitruro de aluminio.

2. Nombra:
- **a)** $PbCl_2$
- **b)** CsCl
- **c)** AlF_3
- **d)** BaI_2
- **e)** Cr_2S_3
- **f)** Na_3N
- **g)** SrTe
- **h)** K_2S

3. Formula:
- **a)** Tetrahidruro de estaño.
- **b)** Dihidruro de hierro.
- **c)** Dihidruro de cobre.
- **d)** Hidruro de hierro (III).
- **e)** Hidruro de plomo (II).
- **f)** Trihidruro de níquel.
- **g)** Hidruro de sodio.
- **h)** Trihidruro de oro.
- **i)** Hidruro de plata.
- **j)** Trihidruro de fósforo.

4. Nombra:
- **a)** CaH_2
- **b)** HI
- **c)** PbH_4
- **d)** LiH
- **e)** CrH_3
- **f)** H_2S
- **g)** PtH_4
- **h)** HgH_2
- **i)** ZnH_2
- **j)** HBr
- **k)** CuH_2
- **l)** H_2Te

BECU_Q1_ANEXOS.indd 201 7/1/14 6:04 PM

Actividades

1. **Formula**:
   - **a)** Óxido de plomo (II).
   - **b)** Monóxido de cromo.
   - **c)** Pentaóxido de dinitrógeno.
   - **d)** Óxido de platino (IV).
   - **e)** Óxido de estaño (II).
   - **f)** Trióxido de azufre.
   - **g)** Óxido de mercurio (I).
   - **h)** Óxido de plata.
   - **i)** Dióxido de carbono.
   - **j)** Trióxido de diboro.
2. **Nombra**:
   - **a)** Co_2O_3
   - **b)** As_2O_3
   - **c)** MnO
   - **d)** ZnO
   - **e)** TeO_2
   - **f)** Ni_2O_3
   - **g)** SnO_2
   - **h)** P_2O_5
   - **i)** SiO_2
   - **j)** CO

A continuación aparecen ejemplos de formulación de peróxidos:

EJERCICIO RESUELTO

- $Cr^{3+}O_2^{2-} \rightarrow Cr_2O_6$
- $Ca^{2+}O_2^{2-} \rightarrow Ca_2O_4 \rightarrow CaO_2$
- $K^{+}O_2^{2-} \rightarrow K_2O_2$

Obsérvese que los peróxidos deben tener un número par de átomos de O, por eso no siempre se pueden simplificar sus fórmulas.

Nomenclatura

Para nombrar este tipo de compuestos se puede utilizar una nomenclatura sistemática de composición, o bien el nombre de Stock que comienza con las palabras *peróxido de*, seguidas del nombre del metal. En este caso se indica entre paréntesis el número de oxidación que el elemento utiliza en este compuesto, si es preciso.

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Nombre de composición	Nombre de Stock
Cr_2O_6	Hexaóxido de dicromo	Peróxido de cromo (III)
CaO_2	Dióxido de calcio	Peróxido de calcio
K_2O_2	Dióxido de dipotasio	Peróxido de potasio
H_2O_2	Dióxido de dihidrógeno	Peróxido de hidrógeno

3.2 Hidróxidos

Los hidróxidos son los compuestos que resultan de la combinación de los metales con el *ion hidróxido* (OH^2).

Para formular un hidróxido se comienza con el símbolo del metal, seguido del grupo OH e intercambiando las valencias.

Cuando en la fórmula el grupo OH tenga subíndice, se escribirá entre paréntesis.

A continuación aparecen algunos ejemplos de escritura de fórmulas de hidróxidos.

EJERCICIO RESUELTO

- $Na^{+}OH^{-} \rightarrow NaOH$
- $Ca^{2+}OH^{-} \rightarrow Ca(OH)_2$
- $Cr^{3+}OH^{-} \rightarrow Cr(OH)_3$

BECU_Q1_ANEXOS.indd 202 7/1/14 6:04 PM

Nomenclatura

La nomenclatura preferida para los hidróxidos es la de composición, incluyendo la variante de Stock. En ambos casos estos compuestos se denominan con la expresión *hidróxido de*, seguida del nombre del otro elemento.

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Nombre de composición	Nombre de Stock
NaOH	Monohidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
$Ca(OH)_2$	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio
$Cr(OH)_3$	Trihidróxido de cromo	Hidróxido de cromo (III)

Actividades

1. **Formula**:
   a) Dihidróxido de cobre.
   b) Dihidróxido de cinc.
   c) Hidróxido de platino (II).
   d) Hidróxido de hierro (III).
2. **Nombra**:
   a) $Ni(OH)_2$ **b)** $Al(OH)_3$ **c)** $Fe(OH)_2$ **d)** CsOH

4. Ácidos inorgánicos

Como se ha visto a lo largo de este libro, los ácidos son sustancias que tienen una serie de propiedades comunes como el sabor agrio, la capacidad de disolver algunos metales o la aparición de una coloración rojiza al ponerlos en contacto con el colorante denominado tornasol: tienen estas características sustancias tan conocidas como el HCl (ácido clorhídrico), H_2S (ácido sulfhídrico), HNO_3 (ácido nítrico), H_2SO_4 (ácido sulfúrico), etcétera.

La IUPAC no admite la denominación *ácido* para los compuestos de H y un no metal de los grupos 16 y 17, que tradicionalmente llamamos hidrácidos (repasa lo que se indica en la página 301). Los compuestos de H, no metal y O, que tradicionalmente llamábamos oxoácidos, reciben un nombre sistemático en el que no es necesaria la palabra ácido; no obstante, algunas de estas sustancias son tan conocidas que la IUPAC admite su nombre común: HNO_3: ácido nítrico, H_2SO_4: ácido sulfúrico, etc.

Nomenclatura tradicional

Los oxoácidos son compuestos terciarios formados por H, O y X (generalmente un no metal o metales como el Mn y el Cr), que responden a la fórmula general:

$$H_aX_bO_c$$

BECU_Q1_ANEXOS.indd 203 7/1/14 6:04 PM

Es frecuente que un elemento forme varios oxoácidos, ya que puede actuar con varios números de oxidación. En todos ellos, el número de oxidación del hidrógeno es +1, el del oxígeno −2 y el del no metal se calcula a partir del número de oxígenos multiplicado por dos menos el número de hidrógenos, todo ello dividido por el número de átomos del no metal que aparece en la fórmula.

Número de oxidación del Xm = $(2c - a)/b$

Para nombrar estos compuestos, se escribe la palabra *ácido* seguida del nombre del no metal con los prefijos y sufijos que indican su número de oxidación:

Número oxidación del no metal	Sufijos y prefijos	Fórmula del ácido
Números impares:		
+1	Hipo .....oso	HXO
+3	.....oso	HXO_2
+5	.....ico	HXO_3
+7	Per .....ico	HXO_4
Números pares:		
+2	Hipo .....oso	H_2XO_2
+4	.....oso	H_2XO_3
+6	.....ico	H_2XO_4

Excepción: el átomo de C solo actúa con dos números de oxidación; se utiliza la terminación *-oso*, cuando actúa con +2 e *-ico* cuando actúa con +4:

- H_2CO_2: ácido carbonoso
- H_2CO_3: ácido carbónico

EJERCICIO RESUELTO

- H_2SO_4: ácido sulfúrico.
- HNO: ácido hiponitroso.

Nomenclatura sistemática

La IUPAC admite dos formas para nombrar los ácidos inorgánicos; en ninguna de ellas se utiliza la palabra ácido.

Nomenclatura de adición:

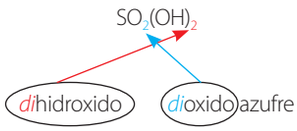
Deriva del hecho de que en su molécula, cada H ácido está unido a un O formando un grupo OH que, a su vez, está unido al átomo X; los demás O están unidos directamente al átomo X.

El nombre comienza con la palabra *hidroxido* (sin tilde) precedida del prefijo que indica su cantidad (*mono-*, *di-*, *tri-*, etc.), le sigue la palabra *oxido* (sin tilde) precedida de la partícula que indica la cantidad de átomos

BECU_Q1_ANEXOS.indd 204 7/1/14 6:04 PM

de O restantes y, a continuación, el nombre del tercer elemento. La partícula *mono-* puede no ser necesaria.

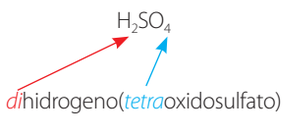
H_2SO_4: $SO_2(OH)_2$ dihidroxidodioxidoazufre



Nomenclatura de hidrógeno:

El nombre comienza por la palabra *hidrogeno* (sin tilde) precedida del prefijo que indica su cantidad (*mono-*, *di-*, *tri-*, etc.), a continuación, y entre paréntesis, se escribe la palabra *oxido*, precedida de la partícula que indica la cantidad de átomos de O, seguida del nombre del tercer elemento terminado en *-ato*.

H_2SO_4: dihidrogeno(tetraoxidosulfato)



Actividades

1. **Formula**:
   - **a)** Hidroxidodioxidoyodo.
   - **b)** Dihidrogeno (dioxidoselenato).
   - **c)** Hidroxidooxidonitrogeno.
   - **d)** Ácido carbónico.
   - **e)** Ácido sulfuroso.
   - **f)** Ácido peryódico.
   - **g)** Hidrogeno (tetraoxidomanganato).
   - **h)** Dihidrogeno (dioxidosulfato).
2. **Nombra**:
   - **a)** $HBrO_3$
   - **b)** $HClO_4$
   - **c)** $HClO_2$
   - **d)** HNO
   - **e)** H_2TeO_3
   - **f)** $HClO_3$
   - **g)** H_2CrO_4
   - **h)** H_2SO_4

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Tradicional	N. de adición	N. de hidrógeno
$HBrO_3$	Ácido brómico	Hidroxidodioxidobromo	Hidrogeno(trioxidobromato)
$HBrO_4$	Ácido perbrómico	Hidroxidotrioxidobromo	Hidrogeno(tetraoxidobromato)
HClO	Ácido hipocloroso	Hidroxidocloro	Hidrogeno(monoxidoclorato)
H_2CO_3	Ácido carbónico	Dihidroxidomonoxidocarbono	Dihidrogeno(trioxidocarbonato)
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Dihidroxidomonoxidoazufre	Dihidrogeno(trioxidosulfato)
$HMnO_4$	Ácido permangánico	Hidroxidotrioxidomanganeso	Hidrogeno(tetraoxidomanganato)
H_2MnO_4	Ácido mangánico	Dihidroxidodioxidomanganeso	Dihidrogeno(tetraoxidomanganato)

5. Sales

Las sales son compuestos iónicos que resultan de la combinación de un anión y un catión.

Para escribir la fórmula de una sal se anota a la izquierda el catión o ion positivo y, a la derecha, el anión o ion negativo.

Cada uno de los iones puede estar formado por uno o varios átomos; en este último caso, si el ion tiene un subíndice distinto de 1, se escribe entre paréntesis.

BECU_Q1_ANEXOS.indd 205 7/1/14 6:04 PM

Catión	Anión	Sal	Catión	Anión	Sal
NH_4^+	S^{2-}	NH_4^+ S^{2-} → $(NH_4)_2S$	Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Ca^{2+} CO_3^{2-} → $CaCO_3$
Cu^{2+}	ClO_3^-	Cu^{2+} ClO_3^- → $Cu(ClO_3)_2$	Ca^{2+}	HCO_3^-	Ca^{2+} HCO_3^- → $Ca(HCO_3)_2$
Na^+	HS^-	Na^+ HS^- → $NaHS$	Na^+	CO_3^{2-}	Na^+ CO_3^{2-} → Na_2CO_3

En la tabla anterior se incluyen algunos ejemplos de formulación de las sales.

Nomenclatura

Los compuestos cuyo anión es un átomo de no metal se denominan con el nombre de este elemento terminado en *-uro* seguido del nombre del catión; en cada caso se escriben los prefijos que indican la composición. Si el catión es un metal que puede actuar con varios números de oxidación, se indica entre paréntesis y en números romanos el que corresponde a este compuesto:

El ion NH_4^+ se llama amonio.

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Nombre de composición	Nombre de Stock	Nombre de adición
$(NH_4)_2S$	Sulfuro de diamonio	Sulfuro de amonio	Sulfurodiamonio
$FeCl_3$	Tricloruro de hierro	Cloruro de hierro (III)	Triclorurohierro

En los compuestos cuyo anión procede de un oxoácido, su nombre deriva de él. Veremos ejemplos para las distintas nomenclaturas:

Tradicional: se nombran sustituyendo, del nombre del no metal (X), los sufijos *-oso* e *-ico* por *-ito* y *-ato*. Si el catión es un metal que puede actuar con varios números de oxidación, se indica entre paréntesis y en números romanos el que corresponde a este compuesto:

Número oxidación del no metal	Sufijos y prefijos en ácidos	Sufijos y prefijos en sales	Anión procedente del ácido
Números impares:			
+1	Hipo .....oso	Hipo .....ito	XO^-
+3	.....oso	.....ito	XO_2^-
+5	.....ico	.....ato	XO_3^-
+7	Per .....ico	Per .....ato	XO_4^-
Números pares:			
+2	Hipo .....oso	Hipo ..... ito	$(XO_2)^{2-}$
+4	.....oso	..... ito	$(XO_3)^{2-}$
+6	.....ico	..... ato	$(XO_4)^{2-}$

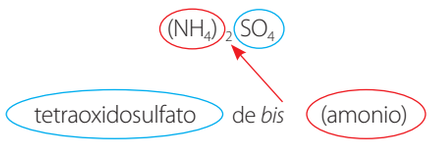
BECU_Q1_ANEXOS.indd 206 7/1/14 6:04 PM

EJERCICIO RESUELTO

- $ZnSO_3$: sulfito de cinc.
- $Cu(NO_2)_2$: nitrito de cobre (II).
- $FeSO_4$: sulfato de hierro (II).
- $Pb(NO_2)_4$: nitrito de plomo (IV).
- $CaCO_3$: carbonato de calcio.
- AgClO: hipoclorito de plata.

Sistemática. Deriva de la nomenclatura de hidrógeno de los ácidos inorgánicos. Se escribe el nombre del anión, la partícula *de* y el nombre del catión. Si uno de estos iones está formado por varios átomos y tiene un subíndice distinto de 1, se escribe entre paréntesis precedido del prefijo que indica su cantidad, que en este caso son (*mono-*, *bis-*, *tris-*, *tetrakis-*, etc.):

- $NH_4^{1+}\ SO_4^{2-} \rightarrow (NH_4)_2SO_4$ tetraoxidosulfato de bis(amonio)



EJERCICIO RESUELTO

- $ZnSO_3$: trioxidosulfato de cinc.
- $Cu(NO_2)_2$: bis(dioxidonitrato) de cobre.
- $FeSO_4$: tetraoxidosulfato de hierro.
- $Pb(NO_2)_4$: tetrakis(dioxidonitrato) de plomo.
- $CaCO_3$: trioxidocarbonato de calcio.
- AgClO: monoxidoclorato de plata.

Sales ácidas

Los ácidos cuya fórmula tiene más de un átomo de hidrógeno pueden formar aniones que conservan algún hidrógeno, dando lugar a sales ácidas. El nombre del anión debe indicar los átomos de hidrógeno que incluye. Si al escribir el nombre se deben utilizar paréntesis de varios niveles, se emplean corchetes [ ] para los más exteriores y paréntesis ( ) para los más interiores:

EJERCICIO RESUELTO

Fórmula	Tradicional	N. sistemática
NaHS	Hidrogenosulfuro de sodio	
$Ca(HCO_3)_2$	Hidrogenocarbonato de calcio	Bis[hidrogeno(trioxido-carbonato)] de calcio

Actividades

1. Formula:
- **a)** Hipoclorito de plata.
- **b)** Yodato de níquel (II).
- **c)** Bis(hidrogenotelururo) de magnesio.
- **d)** Clorato de níquel (III).
- **e)** Tris(tetraoxidoyodato) de cobalto (III).
- **f)** Trioxidosulfato de plomo (II).
- **g)** Trioxidonitrato de plata.
- **h)** Bis(dioxidobromato) de manganeso (II).
- **i)** Nitrato de cinc.
- **j)** Carbonato de sodio.
- **k)** Hidrogenotrioxidosulfato de amonio.

2. Nombra:
- **a)** $CoSO_3$
- **b)** $Al_2(SO_4)_3$
- **c)** $ZnSO_3$
- **d)** $CaCO_3$
- **e)** $Pb(NO_2)_4$
- **f)** KClO
- **g)** Na_2SO_4
- **h)** $Be(HTe)_2$
- **i)** $KMnO_4$
- **j)** NH_4HSO_2
- **k)** $Sn(ClO)_4$
- **l)** $MnSO_4$

BECU_Q1_ANEXOS.indd 207 7/1/14 6:04 PM

Bibliografía

- Atkins, Peter y Loreta, Jones. *Chemical Practice*, Estados Unidos, W.H. Freeman and Company, 1999.
- Barradas, F. et al. *Física y Química 1*, *Bachillerato*, Madrid, Santillana Educación S. L., 2008.
- Carrascosa, J. et al. *Física y Química 1*, *Bachillerato*, Madrid, Santillana Educación S. L., 2002.
- Ebbing, Darell D. *Química general*, México D. F., Ediciones Mc Graw Hill, 1997.
- Guzmán, N. et al. *Química general e inorgánica*, Bogotá, Santillana S. A., 1996.
- Mondragón, C. H. et al. *Química inorgánica*, Bogotá, Santillana S. A., 2005.
- Martín, J. M. *Terra Química*, Lima, Santillana S. A., 2002.
- Skoog, Douglas A., D. West y F. Holler. *Química analítica*, México, Nueva Editorial Interamericana, 1998.

BECU_G1_ANEXOS.indd 208 7/1/14 6:04 PM