

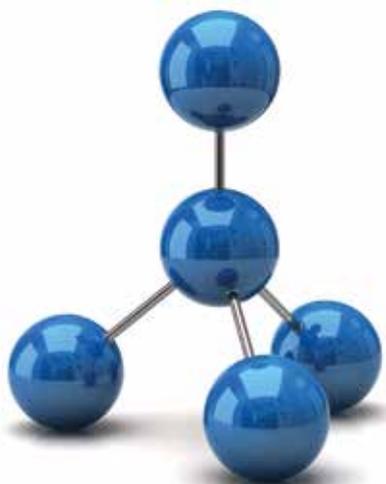


Texto del estudiante

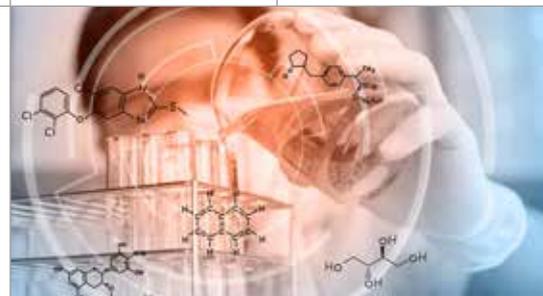
CIENCIAS NATURALES

Química

10
Medio



Eugenia Águila Garay



 **SANTILLANA**

Edición especial para el
Ministerio de Educación
Prohibida su comercialización

1^o
Medio

Texto del estudiante

Ciencias Naturales

Química

Eugenia Águila Garay

Profesora de Química y Ciencias Naturales,
especialización en Didáctica de las Ciencias
Naturales en enseñanza básica-media.
Máster en Educación, Science Education
Harvard University, Cambridge,
Massachusetts, Estados Unidos



El Texto del estudiante **Ciencias Naturales – Química 1º Educación Media** es una obra colectiva, creada y diseñada por el Departamento de Investigaciones Educativas de Editorial Santillana, bajo la dirección editorial de:

RODOLFO HIDALGO CAPRILE

Subdirección Editorial

Marisol Flores Prado

Edición

Valentina Lopresti Fuenzalida

Autoría

Eugenia Águila Garay

Colaboración

Ángel Roco Videla

Revisión especialista

María Angélica del Valle de la Cortina

Corrección de Estilo

Michel Ortiz Ruiz

Rodrigo Olivares de la Barrera

Documentación

Cristian Bustos Chavarría

Subdirección de diseño

Verónica Román Soto

Con el siguiente equipo de especialistas:

Diseño y Diagramación

Sergio Pérez Jara

Fotografías

César Vargas Ulloa

Archivo Santillana

Pixabay

Shutterstock

Wikimedia Commons

Ilustraciones

Marcelo Cáceres Ávila

Verónica Rodríguez Pérez

Cubierta

Miguel Bendito López

Producción

Rosana Padilla Cencever

Quedan rigurosamente prohibidas, sin la autorización escrita de los titulares del *copyright*, bajo las sanciones establecidas en las leyes, la reproducción total o parcial de esta obra por cualquier medio o procedimiento, comprendidos la reprografía y el tratamiento informático, y la distribución en ejemplares de ella, mediante alquiler o préstamo público.

© 2016, by Santillana del Pacífico S. A. de Ediciones
Andrés Bello 2299 Piso 10, oficinas 1001 y 1002,
Providencia, Santiago, Chile.

PRINTED IN CHILE

Impreso en Sistemas Gráficos Quilicura S.A.

ISBN: 978-956-15-3024-9

Inscripción N°: 273.539

Se terminó de imprimir esta 4ª edición de 240.810
ejemplares, en el mes de octubre del año 2019.

www.santillana.cl



Presentación

La química es la ciencia que se dedica al estudio de la estructura, las propiedades, la composición y la transformación de la materia. Busca explicar, de forma razonada y mediante experimentos controlados, los procesos de transformación de la materia y establecer los principios que los rigen. Los inicios de la química y sus aplicaciones se encuentran en los orígenes de nuestra especie, pues cuando los humanos aprendimos a dominar el fuego, a usar hierbas medicinales o a emplear los metales, estábamos realizando procesos químicos. Formalmente, sin embargo, la química moderna tiene sus inicios entre los siglos XVIII y XIX, cuando científicos como Lavoisier y Dalton eliminaron de sus explicaciones los factores imaginarios y los remplazaron por mediciones e interpretaciones rigurosas.

A través del texto Ciencias Naturales – Química 1º Medio te invitamos a profundizar los contenidos que has estudiado en la Educación Básica. Reconociendo la estructura del átomo, podrás comprender toda la información contenida en la tabla periódica y cómo las propiedades de los elementos influyen en numerosos acontecimientos de la vida diaria.

Con esta información podrás conocer cómo se forman los enlaces químicos para dar origen a las infinitas moléculas que constituyen todo lo que nos rodea. Junto con ello, aprenderás a nombrar los diferentes compuestos inorgánicos a partir de la cantidad de electrones que participan en los enlaces.

Finalmente, conocerás las leyes fundamentales que rigen las reacciones químicas, denominadas leyes ponderales, sus fundamentos y quiénes las plantearon, para luego trabajar cuantitativamente las reacciones químicas, relacionando las cantidades de sustancias que reaccionan con las que se producen, cálculos fundamentales, por ejemplo, en los procesos industriales.

Tu texto de Química 1° Medio se organiza en tres unidades. Estas incluyen distintas páginas y secciones que desarrollan contenidos, habilidades y actitudes para que aprendas mejor.

A continuación, te mostramos las páginas y las secciones que podrás encontrar en las unidades.

Inicio de la unidad

Actividad inicial

Para iniciar el trabajo de cada *Unidad* se presentan situaciones cotidianas que se relacionan con los contenidos y preguntas para trabajar con ellas.

Unidad 2 Reacciones químicas

Propósito de la unidad

1. Identificar la reacción química como una transformación de la materia que genera nuevos productos y que se reconoce por cambios en sus propiedades.
2. Reconocer mediante la evidencia experimental que la materia se transforma en otros productos cuando se efectúan reacciones químicas.
3. Clasificar las reacciones químicas en reacciones de síntesis, descomposición y sustitución y explicar sus características.
4. Reconocer actividades de la vida cotidiana relacionadas con la transformación de la materia.
5. Buscar el aporte de la química en el desarrollo de las tecnologías que impactan en la sociedad.

Gran idea de la ciencia

Una idea fundamental es que: "Toda la materia del universo está compuesta por átomos, moléculas e iones, y se transforma y se reorganiza".

Plenaria y luego responde:

- ¿Qué reacciones químicas podrían estar ocurriendo con algunas materias de la entorno más cercano? Menciona tres casos.
- ¿Cómo relacionas la composición de esta materia con las reacciones químicas que experimentamos?

Propósito de la unidad

Se enuncian los principales objetivos que alcanzarás al finalizar el estudio de la *Unidad*.

Gran idea de la ciencia

Se explica la Gran idea de la ciencia que se desarrolla en la *Unidad*.

Mis metas y estrategias

¿Qué voy a aprender?

En el aprendizaje que te presenté al comenzar, ¿acertó lo que afirmé y lo que te gustaría aprender respecto de las características de la unidad?

Se espera que aprendas sobre...

- Conceptos de reacción química.
- Tipos de reacciones químicas.
- Ecuación química.
- Balanceo de reacciones químicas.
- Reacciones químicas en los seres vivos, al ambiente y la industria.
- Actividad de evidencia del entorno.

¿Cómo lo voy a obtener?

Antes que diseñes metas y qué estrategias de aprendizaje aplicadas en la unidad para lograr las habilidades y comprender los conceptos.

¿Cuáles conocimientos, habilidades o actitudes de la unidad necesitas para cumplir con tus metas?	
¿Qué estrategias utilizarás para lograr lo que necesitas aprender en esta unidad? Escribe una estrategia con los tres pasos aprendidos.	
¿Qué dificultades de aprendizaje crees que debes superar al cumplir para alcanzar metas? Escribe tres.	

Mis metas y estrategias

Doble página donde puedes explorar lo que sabes sobre los contenidos de la *Unidad* y lo nuevo que vas a aprender. Además, te invitamos a reflexionar sobre lo que te gustaría aprender y las mejores estrategias para lograrlo.

Activo mis aprendizajes

Actividades que te permiten recordar los conocimientos que ya posees y que serán el punto de partida para tus nuevos aprendizajes.

Activo mis aprendizajes

Recuperar y Comprender

Te invitamos a que recuerdes lo que sabes del tema de la combustión de la materia y a pensar en ello.

¡Adelante!

1. Observa las fotografías y marca sólo aquellas en las que la materia experimenta transformaciones químicas.

2. ¿Por qué? Justifica tu respuesta con la evidencia y hazlo responsablemente. ¿Qué evidencia tienes en la evidencia de la foto?

3. Fundamentas por qué este transformación es un cambio químico.

4. Representa con un esquema o dibujo la transformación de la vida.

Aplicar y Analizar

¿Qué voy a aprender? Se colabora, primero entre sí, que vale la pena de involucrarse en actividades de grupo colaborativas (GC) y de aprendizaje (PA). Pueden hacer trabajos, se obligan muy rápidamente la formación de un grupo de trabajo, se controla muy bien el tiempo.

¿Cómo lo voy a obtener? ¿Qué materiales necesitas? ¿Cuáles son los pasos para el experimento?

Mi proyecto

Con mucha frecuencia hemos observado que algunas frutas y verduras, como manzanas y plátanos, se ponen marrones al ser cortadas. ¿Por qué sucede esto?

1. **Objetivo:** Investigar la oxidación de la fruta y el papel de la vitamina C en la prevención de la oxidación de la fruta.

2. **Objetivo:** Aplicar la oxidación de la fruta y el papel de la vitamina C en la prevención de la oxidación de la fruta.

3. **Objetivo:** Aplicar la oxidación de la fruta y el papel de la vitamina C en la prevención de la oxidación de la fruta.

Mi proyecto

Invitación a desarrollar un proyecto de manera colaborativa, cuyos temas están relacionados con los contenidos trabajados en la *Unidad*.

Guía de laboratorio N° 1

Distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos

Objetivo
Distinguir entre compuestos inorgánicos e orgánicos según su resistencia al aumento de temperatura.

Antecedentes
Como ya has aprendido, las propiedades físicas de los compuestos están determinadas por su estructura interna. En el caso de los compuestos orgánicos, por su estructura de enlaces covalentes, por lo general son más volátiles que los inorgánicos. Esto quiere decir que los compuestos orgánicos se evaporan más fácilmente que los inorgánicos. Considera que los metales no se evaporan fácilmente, los gases orgánicos se evaporan más fácilmente que los inorgánicos.

Problema de investigación
¿Puedes un compuesto que se volatiliza como inorgánico u orgánico al ser calentado?

Propósito
1. Antes de empezar, revisa los puntos del protocolo de la práctica en el Anexo 2, página 104. Conoce el tipo de equipo que vas a utilizar y asegúrate de que todo está en su lugar. 2. ¿Qué cambios de estado se observan al calentar los compuestos? 3. ¿Qué cambios de estado se observan al calentar los compuestos?

Seguridad
PRECAUCIÓN: Antes de empezar, revisa el Anexo 2, página 104, sobre los materiales de seguridad en el laboratorio. Realiza cuidadosamente con el material que vas a utilizar. No toques los reactivos, utiliza la espátula.

Reactivos
• Sal común
• Ioduro de potasio
• Yoduro de mercurio
• Cloruro de sodio
• Cloruro de calcio
• Cloruro de magnesio
• Cloruro de aluminio
• Cloruro de hierro(II)
• Cloruro de zinc
• Cloruro de cobalto(II)
• Cloruro de níquel(II)
• Cloruro de plata
• Cloruro de bario
• Cloruro de estroncio
• Cloruro de potasio
• Cloruro de sodio
• Cloruro de calcio
• Cloruro de magnesio
• Cloruro de aluminio
• Cloruro de hierro(II)
• Cloruro de zinc
• Cloruro de cobalto(II)
• Cloruro de níquel(II)

Equipo
• Bureta
• Matrazo Erlenmeyer
• Trípode
• Resaca
• Espátula
• Cuchara
• Balanza
• Gafas
• Guantes
• Lentes protectoras
• Botella de agua

Análisis y conclusiones

Datos e observaciones

Reactivos	Estado inicial	Estado final	Observaciones
1			
2			
3			
4			

1. ¿Qué reactivos cambian de masa después del calentamiento?

2. ¿Cuáles de los reactivos clasificamos como compuestos inorgánicos y cuáles como orgánicos? Justifica por qué los clasificas así.

3. ¿Cuáles compuestos son más volátiles en un sentido de la temperatura a presión constante? ¿Por qué? ¿Qué otros factores influyen en la volatilidad?

4. ¿Qué tipo de enlace tiene el tipo de enlace químico y la estructura a nivel molecular de los compuestos inorgánicos y orgánicos?

5. Describe con tus propias palabras el diagrama de fase de los compuestos inorgánicos. ¿Qué diferencias ves con los orgánicos? (¿Qué reactivos son los que más se evaporan?)

6. Describe con tus propias palabras el diagrama de fase de los compuestos orgánicos. ¿Qué diferencias ves con los inorgánicos? (¿Qué reactivos son los que más se evaporan?)

7. ¿Qué reactivos cambian de masa después del calentamiento?

Guía de laboratorio

Actividad experimental y práctica donde puedes aplicar lo que estás aprendiendo en la Unidad. Es importante que siempre respetes las medidas de seguridad y que leas muy bien las instrucciones antes de comenzar.

Guía de laboratorio N° 1

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

- Pueden encontrarse en estado sólido, líquido y gaseoso.
- Tienen puntos de fusión y de ebullición relativamente bajos (inferiores a 100 °C).
- Son malos conductores eléctricos y malos conductores de calor.
- Son malos conductores de calor y de electricidad.
- En su mayoría son blandos y no presentan resistencia mecánica.

Objetivo
Distinguir entre compuestos inorgánicos e orgánicos según su resistencia al aumento de temperatura.

Antecedentes
Como ya has aprendido, las propiedades físicas de los compuestos están determinadas por su estructura interna. En el caso de los compuestos orgánicos, por su estructura de enlaces covalentes, por lo general son más volátiles que los inorgánicos. Esto quiere decir que los compuestos orgánicos se evaporan más fácilmente que los inorgánicos. Considera que los metales no se evaporan fácilmente, los gases orgánicos se evaporan más fácilmente que los inorgánicos.

Problema de investigación
¿Puedes un compuesto que se volatiliza como inorgánico u orgánico al ser calentado?

Propósito
1. Antes de empezar, revisa los puntos del protocolo de la práctica en el Anexo 2, página 104. Conoce el tipo de equipo que vas a utilizar y asegúrate de que todo está en su lugar. 2. ¿Qué cambios de estado se observan al calentar los compuestos? 3. ¿Qué cambios de estado se observan al calentar los compuestos?

Seguridad
PRECAUCIÓN: Antes de empezar, revisa el Anexo 2, página 104, sobre los materiales de seguridad en el laboratorio. Realiza cuidadosamente con el material que vas a utilizar. No toques los reactivos, utiliza la espátula.

Reactivos
• Sal común
• Ioduro de potasio
• Yoduro de mercurio
• Cloruro de sodio
• Cloruro de calcio
• Cloruro de magnesio
• Cloruro de aluminio
• Cloruro de hierro(II)
• Cloruro de zinc
• Cloruro de cobalto(II)
• Cloruro de níquel(II)

Equipo
• Bureta
• Matrazo Erlenmeyer
• Trípode
• Resaca
• Espátula
• Cuchara
• Balanza
• Gafas
• Guantes
• Lentes protectoras
• Botella de agua

Análisis y conclusiones

Datos e observaciones

Reactivos	Estado inicial	Estado final	Observaciones
1			
2			
3			
4			

1. ¿Qué reactivos cambian de masa después del calentamiento?

2. ¿Cuáles de los reactivos clasificamos como compuestos inorgánicos y cuáles como orgánicos? Justifica por qué los clasificas así.

3. ¿Cuáles compuestos son más volátiles en un sentido de la temperatura a presión constante? ¿Por qué? ¿Qué otros factores influyen en la volatilidad?

4. ¿Qué tipo de enlace tiene el tipo de enlace químico y la estructura a nivel molecular de los compuestos inorgánicos y orgánicos?

5. Describe con tus propias palabras el diagrama de fase de los compuestos inorgánicos. ¿Qué diferencias ves con los orgánicos? (¿Qué reactivos son los que más se evaporan?)

6. Describe con tus propias palabras el diagrama de fase de los compuestos orgánicos. ¿Qué diferencias ves con los inorgánicos? (¿Qué reactivos son los que más se evaporan?)

7. ¿Qué reactivos cambian de masa después del calentamiento?

Conexión con

Aborda la relación de las ciencias con otras áreas del saber.

Compuestos ternarios

Los compuestos ternarios están formados por tres elementos químicos.

Clasificación de los compuestos ternarios

```

    Compuestos ternarios
    /      |      \
  hidruros  óxidos  sales de ácidos
  
```

Por lo general, los compuestos ternarios están formados por un metal y dos no metales. Por ejemplo, el agua (H₂O) es un compuesto ternario formado por hidrógeno (H) y oxígeno (O). Otros ejemplos son el ácido clorhídrico (HCl) y el ácido sulfúrico (H₂SO₄).

Entre 1810 y 1820, John Dalton descubrió que los compuestos ternarios están formados por un metal y dos no metales. Este descubrimiento fue fundamental para el desarrollo de la química inorgánica.

Entre 1810 y 1820, John Dalton descubrió que los compuestos ternarios están formados por un metal y dos no metales. Este descubrimiento fue fundamental para el desarrollo de la química inorgánica.

Dato interesante

Entrega información que complementa y profundiza los contenidos tratados a lo largo del Tema.

CTS (Ciencia, tecnología y sociedad)

Explica cómo la ciencia está presente en muchas cosas y situaciones a tu alrededor.

Reacciones de descomposición

Las reacciones de descomposición consisten en un proceso de descomposición de un compuesto en sus elementos o en compuestos más sencillos.

AB → A + B

En general, estas reacciones son endotérmicas, o sea, para romper los enlaces químicos de los reactivos se requiere energía.

Descomposición del óxido de mercurio (II) en sus elementos:

$$2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2$$

Descomposición del agua (H₂O) en sus elementos:

$$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$$

Descomposición del clorato de potasio (KClO₃) en sus elementos:

$$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$$

Descomposición del nitrato de sodio (NaNO₃) en sus elementos:

$$2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$$

Descomposición del bicarbonato de sodio (NaHCO₃) en sus elementos:

$$2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

Descomposición del clorato de potasio (KClO₃) en sus elementos:

$$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$$

Descomposición del nitrato de sodio (NaNO₃) en sus elementos:

$$2\text{NaNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$$

Descomposición del bicarbonato de sodio (NaHCO₃) en sus elementos:

$$2\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

Refuerzo mis aprendizajes

Recordar y comprender
Para las preguntas 1 y 2, trabaja con la siguiente sección de la tabla periódica que puedes encontrar ampliada en el Anexo 10 de la página 210 de tu libro.

1. Identifica Escribe el símbolo de los elementos en cada actividad.

a. Dos elementos del mismo grupo.
b. Cuatro elementos de un mismo periodo.
c. Tres elementos metálicos.
d. Tres elementos no metálicos.

2. Identifica En base a la información de la tabla, describe el número de electrones de valencia de los siguientes compuestos. Escribe su estructura de Lewis.

a. Magnesio
b. Aluminio
c. Azufre
d. Oxígeno
e. Cloro
f. Hierro

3. Explica Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas:

a. ¿Qué partículas se representan con puntos en las estructuras de Lewis?
b. ¿En qué se convierte un átomo cuando gana electrones?
c. ¿Qué elemento sería más probable que sea un metal?
d. ¿Qué elemento sería más probable que sea un no metal?
e. ¿Qué tipo de compuesto sería el H₂O?
f. ¿Qué tipo de compuesto sería el CO₂?
g. ¿Qué tipo de compuesto sería el NH₃?
h. ¿Qué tipo de compuesto sería el CH₄?
i. ¿Qué tipo de compuesto sería el HCl?

4. Explica Imagina que formas el sulfato de un átomo y estás observando la formación de los siguientes compuestos. Nombra los átomos de los que se componen.

a. Describe cómo se forman los enlaces en cada caso. Establece el tipo de enlace que se forma. ¿Iónico o covalente?

5. Explica Imagina que formas el sulfato de un átomo y estás observando la formación de los siguientes compuestos. Nombra los átomos de los que se componen.

a. Describe cómo se forman los enlaces en cada caso. Establece el tipo de enlace que se forma. ¿Iónico o covalente?

6. Explica Imagina que formas el sulfato de un átomo y estás observando la formación de los siguientes compuestos. Nombra los átomos de los que se componen.

a. Describe cómo se forman los enlaces en cada caso. Establece el tipo de enlace que se forma. ¿Iónico o covalente?

Refuerzo mis aprendizajes

Invitación, al final de cada Tema, para evaluar tus aprendizajes y saber cuál ha sido tu grado de avance y qué tienes que reforzar.



Unidad	1	Formación de compuestos químicos	10
		Mis metas y estrategias	12
		Activo mis aprendizajes	14
		Tema 1: ¿Cómo se combinan los elementos químicos?	16
		• Estructura interna de los átomos	17
		• Identidad de los elementos químicos	18
		– Enlaces químicos y estructuras de Lewis	20
		– Enlace iónico	21
		– Enlace covalente	22
		Resolución de problemas	24
		• Propiedades de los compuestos	26
		– Compuestos iónicos	26
		– Compuestos covalentes	28
		Guía de laboratorio N° 1	30
		• Compuestos inorgánicos y orgánicos	32
		Refuerzo mis aprendizajes	34
		Tema 2: ¿Qué son los compuestos inorgánicos?	36
		• Nomenclatura química	37
		– Clasificación de los compuestos inorgánicos	38
		• Compuestos binarios oxigenados	39
		• Compuestos binarios hidrogenados	41
		• Sales binarias	43
		Guía de laboratorio N° 2	44
		• Compuestos ternarios	46
		• Hidróxidos	47
		• Oxiácidos	48
		• Sales neutras de oxiácidos	50
		Resolución de problemas	52
		Refuerzo mis aprendizajes	54
		Tema 3: ¿Qué aplicaciones tienen los compuestos inorgánicos?	56
		• La industria química	57
		• La química en nuestro hogar	58
		Guía de laboratorio N° 3	64
		• Impacto ambiental de los productos químicos	66
		Refuerzo mis aprendizajes	68
		Info resumen	70
		Demuestro mis aprendizajes	72
		Cultura científica	76
Unidad	2	Reacciones químicas	78
		Mis metas y estrategias	80
		Activo mis aprendizajes	82
		Tema 1: ¿Qué son las reacciones químicas?	84
		• Cambios en la materia	85
		• Reconocimiento de las reacciones químicas	86
		• Cambios de energía durante una reacción química	87
		Guía de laboratorio N° 4	88
		• ¿Cómo se genera una reacción química?	90
		– Teoría de las colisiones	90
		• Ecuaciones químicas	92
		Guía de laboratorio N° 5	94
		• Conservación de la masa	96
		Resolución de problemas	98
		Refuerzo mis aprendizajes	100
		Tema 2: ¿Qué tipos de reacciones químicas hay?	102
		• Ley de conservación de la masa y ecuaciones químicas	103
		• Métodos para el balance de ecuaciones químicas	104
		– Método de tanteo	104

– Método algebraico	105
Resolución de problemas	106
• Clasificación de las reacciones químicas	108
– Reacciones de síntesis	108
– Reacciones de descomposición	109
– Reacciones de sustitución	110
Guía de laboratorio N° 6	112
• Importancia del oxígeno en las reacciones químicas	114
– Reacciones de combustión	114
– Reacciones de oxidación y reducción	115
• Dos procesos claves para la vida	116
– Fotosíntesis	116
– Respiración celular	117
• Reacciones de neutralización	118
• Reacción entre un ácido y una base	119
Refuerzo mis aprendizajes	120
Info resumen	122
Demuestro mis aprendizajes	124
Cultura científica	128

Unidad



Relaciones cuantitativas 130

Mis metas y estrategias	132
Activo mis aprendizajes	134
Tema 1: ¿Cómo contamos partículas de materia?	136
• ¿Qué es la estequiometría?	137
• Magnitudes atómicas	138
– Masa atómica	138
– Mol y número de Avogadro	139
• Magnitudes molares	140
– Masa molar	140
– Volumen molar	141
Guía de laboratorio N° 7	142

• Desarrollo histórico de la unidad mol	144
Resolución de problemas	146
• Cálculos estequiométricos	148
– ¿Qué información nos entrega una ecuación química?	148
Resolución de problemas	150
Guía de laboratorio N° 8	152
Refuerzo mis aprendizajes	154
Tema 2: ¿Qué leyes rigen las reacciones químicas?	156
• Leyes de la combinación química	157
• Ley de conservación de la masa	158
– La masa molar aplicada a la ley de conservación	158
• Ley de las proporciones definidas	160
– La teoría atómica aplicada a la ley de las proporciones definidas	161
• Ley de las proporciones múltiples	162
– La teoría atómica aplicada a la ley de las proporciones múltiples	163
• Ley de las proporciones recíprocas	164
• Ley de los volúmenes de combinación	166
Resolución de problemas	168
• Reactivos limitante y en exceso	170
• Rendimiento de una reacción	172
Resolución de problemas	174
Guía de laboratorio N° 9	176
• Reacciones en la industria química	178
– Reacción de síntesis del amoníaco	179
• La industria minera	180
Refuerzo mis aprendizajes	182
Info resumen	184
Demuestro mis aprendizajes	186
Cultura científica	190
Anexos (1 a 10)	192
Glosario	211
Bibliografía	221

1

Formación de compuestos químicos

Diariamente, utilizamos una gran variedad de productos químicos en nuestras actividades, como el lavalozas con que lavamos nuestros platos luego de cenar o el detergente que usamos para lavar la ropa. Por esto es importante saber de qué se componen y cuáles son las medidas de seguridad al usarlos.

Justamente la química es la ciencia que te ayudará a entender las distintas formas en que se encuentra la materia y la manera en que esta se transforma.



Lee las viñetas y luego responde las preguntas.

1. ¿Cuál de los productos que tienen estos jóvenes usarías para desmanchar y limpiar el piso?
¿Por qué?
2. ¿Qué harías antes de usar cualquiera de los productos de uso doméstico que se muestran?
Clave: etiquetas de seguridad.



Propósitos de la unidad

1. Caracterizar los compuestos químicos según los elementos que los componen y el enlace químico que presentan.
2. Nombrar y escribir las fórmulas químicas de compuestos inorgánicos binarios y ternarios.
3. Conocer las propiedades de algunos compuestos inorgánicos y las aplicaciones que estos tienen.
4. Desarrollar actividades de resolución de problemas y de experimentación siguiendo las instrucciones y empleando adecuadamente los instrumentos y materiales de laboratorio.
5. Reconocer la importancia de la química como parte de nuestra vida diaria.



Gran idea de la Ciencia

“Todo material en el universo está compuesto de partículas muy pequeñas”.

Los poetas también escriben sobre Ciencia. Neruda, en su “Oda al átomo”, así lo hizo.

... te destinaron, átomo, ...vuelve a tu mortaja, entiérrate en tus mantos minerales...”.

- Consigan el texto completo de la “Oda al átomo” y léanlo.
- ¿Cuál fue el verso que más les sorprendió? ¿Por qué?
- ¿Creen que este poema es un testimonio de cómo puede aplicarse el conocimiento científico, en contra o a favor de la humanidad? Fundamenten su opinión.

Mis metas y estrategias



Lo que sé

En esta sección, te invitamos a planificar la ruta de tu aprendizaje en la presente unidad. Lee el siguiente texto y luego realiza las actividades aplicando lo que sabes sobre el tema.

Destellos de colores en el cielo

¿Sabías que la química tiene mucho que ver con la belleza de los colores y formas de los fuegos artificiales? Los efectos de luces y sonidos que se producen dependen de las propiedades de los compuestos químicos en los cohetes. Al interior, estos contienen pólvora que se enciende, mediante una mecha, estalla y el cilindro se eleva por el aire. A medida que asciende, una segunda mecha enciende las demás sustancias químicas, que van quemándose y explotando por separado en distintos tiempos y colores. Entre las sustancias utilizadas están las sales de estroncio, cobre, sodio y magnesio, que producen los colores rojo, azul, amarillo y blanco, respectivamente.

1. Anota lo que habías escuchado o leído antes sobre los fuegos artificiales.

2. Define con tus propias palabras tres conceptos que conozcas en el texto.

3. Representa con un esquema o dibujo cómo entiendes los fuegos artificiales.

4. Señala qué más te gustaría saber acerca de los fuegos artificiales y de los conceptos químicos que se aplican en su funcionamiento.

¿Qué voy a aprender?

Completa el siguiente esquema con lo que sabes y lo que te gustaría aprender en relación con los contenidos de la unidad.

Sé lo siguiente...

Se espera que aprenda sobre...

Espero aprender...

- Compuestos químicos.
- Fórmulas químicas.
- Compuestos inorgánicos binarios y ternarios.
- Resolución de problemas químicos.
- Realización de actividades experimentales.
- La importancia de la química en la vida diaria.

¿Cómo lo voy a aprender?

Anota cuáles son tus desafíos, tus estrategias de aprendizaje y cómo mejorarás tus hábitos de estudio para enfrentar la unidad adecuadamente.

¿Cuáles conocimientos, habilidades y actitudes de la unidad representan para ti un desafío?	
¿Qué estrategias utilizarás para lograr lo que pretendes aprender en esta unidad? Por ejemplo, realizar organizadores gráficos y resúmenes.	
¿Qué hábitos de estudio crees que debes mejorar o corregir para aprender mejor? Escribe tres.	

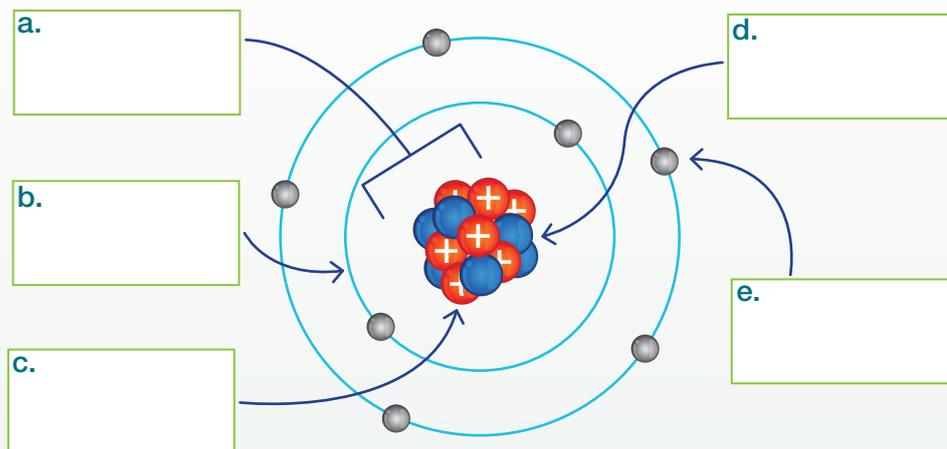
Activo mis aprendizajes

Antes de comenzar a estudiar la unidad, es importante que recuerdes lo que sabes del tema.

¡Adelante!

Revisión de contenidos

1. **IDENTIFICAR** Completa en los recuadros del átomo representado los nombres de las partes indicadas.



2. **CLASIFICAR** Etiqueta cada recipiente según lo que contiene: elemento, compuesto o mezcla.



1. _____

2. _____

3. _____

Dominio conceptual

3. **CONOCER** Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas:
- ¿Qué partículas se encuentran en igual cantidad en los átomos neutros?
 - ¿Qué partículas se encuentran en igual cantidad en los elementos químicos formados por átomos del mismo tipo?
 - ¿Según el número de qué partícula se ordenan los elementos en la tabla periódica?
 - ¿Qué partículas son las que intervienen en la formación de enlaces químicos?
 - ¿Cómo se le llama al tipo de materia que posee una composición definida de elementos?
 - ¿Qué ocurre con la composición química de la materia en un cambio físico?

Desafíos

4. **EXPLICAR** Observa la imagen y luego realiza las actividades.



- a. Describe qué observas en la imagen.

- b. ¿Cuál de las ilustraciones de las moléculas de agua representa al hielo y cuál al agua líquida?
- c. Explica por qué la composición química del agua no cambia cuando pasa del estado sólido al líquido.
5. **APLICAR** Imagina que tienes que hacer un experimento controlado para determinar qué efecto tiene la temperatura de almacenaje de la leche en el tiempo que demora en descomponerse. ¿Qué materiales necesitarías? Diseña un plan para tu experimento y regístralo en tu cuaderno.

Mi proyecto

Excepto el agua destilada, cualquier muestra de agua contiene sales disueltas. Según la cantidad y tipo de sales, hablamos de agua dura o blanda. El **agua dura** es aquella que tiene una alta concentración de minerales, principalmente sales de calcio y magnesio, lo que dificulta la formación de espuma al mezclarla con el jabón. Por el contrario, en el **agua blanda** se encuentran disueltas mínimas cantidades de sales.

- APLICAR** En tu cuaderno, planifica un experimento para comparar el agua embotellada con el agua potable. Como control, usa una taza de agua destilada con dos cucharaditas de sulfato de magnesio (sal de Epsom), y dos gotas de jabón líquido.
- DISEÑAR** Ahora planifica tu propio proyecto, que deberás completar con tu grupo de trabajo (mixto y de 3 o 4 compañeros) durante el tiempo de estudio de la Unidad 1 (aproximadamente 8 semanas).

¿Cómo se combinan los elementos químicos?

Explora

Objetivo de Aprendizaje

En este módulo podrás responder la pregunta planteada. Para ello, revisaremos los conceptos de estructura electrónica de los átomos, tabla periódica de los elementos químicos, electrones de valencia, formación de iones, enlaces químicos y propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.

1. Observa las situaciones experimentales y lee atentamente las descripciones. Luego, responde las preguntas.



◀ El hierro es atraído por el imán. En la mezcla de hierro y azufre, el hierro puede separarse del azufre mediante el imán. **Los componentes de una mezcla mantienen sus propiedades individuales.**



◀ En el compuesto sulfuro de hierro, el hierro no puede separarse del azufre mediante el imán. **Un compuesto no tiene las mismas propiedades de los elementos que lo forman.**

- a. Busca información en la tabla periódica de las páginas 18 y 19. Luego, completa la tabla.

	Símbolo	Nº atómico	Grupo	Período
Hierro				
Azufre				

- b. Señala el procedimiento experimental que crees permite que el hierro y el azufre formen el compuesto sulfuro de hierro. Comparte tu respuesta.

Estructura interna de los átomos

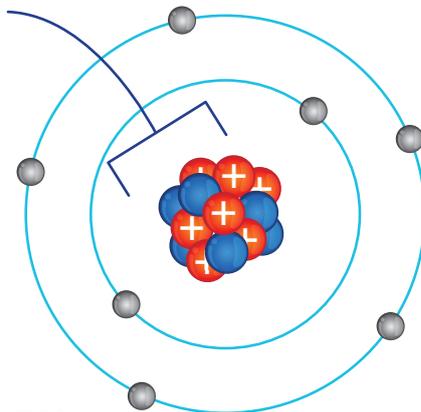
¿Qué determina la química de un elemento? La respuesta está en la estructura interna de los átomos que componen los elementos químicos.

Subestructura atómica

En un átomo neutro, el número de protones es igual al número de electrones.

Los protones ●, ubicados en el núcleo atómico, son partículas que tienen carga positiva.

Los electrones ● poseen carga negativa y se encuentran en niveles de energía alrededor del núcleo.



Los neutrones ●, ubicados en el núcleo atómico, son partículas sin carga eléctrica.

Los electrones de valencia son aquellos que se ubican en el último nivel de energía de un átomo y tienen más energía que los que se encuentran en niveles inferiores.

Términos clave

- Materia
- Elemento
- Átomo
- Compuesto
- Ion
- Molécula
- Propiedades físicas
- Propiedades químicas

El número de electrones de valencia de cada átomo ayuda a determinar las propiedades de ese elemento. Los responsables de que los átomos se unan o combinen son los **electrones de valencia**. Los átomos pueden tener entre 1 y 8 electrones de valencia. Si sabemos el número de electrones de valencia de un átomo, podemos predecir con qué otros átomos podría combinarse.

Demuestra lo que sabes



- **EXPLICAR** Si toda la materia está conformada con los mismos componentes básicos, los átomos, ¿qué hace que existan distintos tipos de materia?

Símbolo → **Mg**
 Masa atómica relativa → **24,31**
 Nombre → **Magnesio**
 Número atómico → **12**

- No metales
- Metales
- Gases nobles
- Metaloides

															18 VIII A
															2 He Helio 4,0
										13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	10 Ne Neón 20,18
										5 B Boro 10,81	6 C Carbono 12,01	7 N Nitrógeno 14,01	8 O Oxígeno 16,00	9 F Flúor 19,00	18 Ar Argón 39,95
8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18					
VII B			I B	II B						13 Al Aluminio 26,98	14 Si Silicio 28,09	15 P Fósforo 30,97	16 S Azufre 32,07	17 Cl Cloro 35,45	
26 Fe Hierro 55,85	27 Co Cobalto 58,93	28 Ni Níquel 58,69	29 Cu Cobre 63,55	30 Zn Cinc 65,39	31 Ga Gallio 69,72	32 Ge Germanio 72,59	33 As Arsénico 74,9	34 Se Selenio 78,96	35 Br Bromo 79,9	36 Kr Criptón 83,8					
44 Ru Rutenio 101,1	45 Rh Rodio 102,9	46 Pd Paladio 106,4	47 Ag Plata 107,9	48 Cd Cadmio 112,4	49 In Indio 114,8	50 Sn Estaño 118,7	51 Sb Antimonio 121,8	52 Te Teluro 127,6	53 I Yodo 126,9	54 Xe Xenón 131,3					
76 Os Osmio 190,2	77 Ir Iridio 192,2	78 Pt Platino 195,1	79 Au Oro 197,0	80 Hg Mercurio 200,5	81 Tl Talio 204,3	82 Pb Plomo 207,2	83 Bi Bismuto 209,0	84 Po Polonio	85 At Astatio	86 Rn Radón					
108 Hs Hassio	109 Mt Meitnerio	110 Ds Darmstadtio	111 Rg Roentgenio	112 Cn Copernicio	113 Nh Nihonio	114 Fl Flerovio	115 Mc Moscovio	116 Lv Livermorio	117 Ts Téneso	118 Og Oganésón					
61 Pm Prometio	62 Sm Samario 150,4	63 Eu Europio 152,0	64 Gd Gadolinio 157,3	65 Tb Terbio 158,9	66 Dy Disprosio 162,5	67 Ho Holmio 164,9	68 Er Erbio 167,3	69 Tm Tulio 168,9	70 Yb Iterbio 173,0	71 Lu Lutecio 174,9					
93 Np Neptunio	94 Pu Plutonio	95 Am Americio	96 Cm Curio	97 Bk Berkelio	98 Cf Californio	99 Es Einsteinio	100 Fm Fermio	101 Md Mendelevio	102 No Nobelio	103 Lr Laurencio					

Fuente: IUPAC, International Union of Pure and Applied Chemistry. Versión actualizada al 28 de noviembre de 2016.

Recuerda

Si conoces el número atómico de un elemento, puedes escribir su **configuración electrónica**. Esto es, la distribución de los electrones en los distintos niveles de energía de los átomos que lo conforman. Los electrones de valencia de un elemento son los que se anotan en el último nivel de energía.

Revisa en el **Anexo 8**, página 205, las configuraciones electrónicas de los elementos químicos.

Enlaces químicos y estructuras de Lewis

¿Qué hace posible que los átomos se mantengan unidos a las moléculas en los compuestos químicos?

Ya estudiaste en años anteriores que el concepto de configuración electrónica sirve para clasificar y ordenar los elementos químicos en la tabla periódica. Esto, a su vez, nos ayuda a explicar por qué se forman las moléculas y los compuestos químicos.

Gilbert Lewis (1875-1946) propuso que los átomos se unen para alcanzar una configuración electrónica más estable. La máxima estabilidad se logra cuando un átomo tiene la misma configuración electrónica que un gas noble, es decir, con 8 electrones en su nivel de energía más externo.

Lewis ideó también un sistema de símbolos conocido como **estructura de Lewis**. Consiste en poner el símbolo del elemento rodeado de sus electrones de valencia, los que se simbolizan por puntos o cruces.

Veamos la siguiente sección de la tabla periódica.

Estructura de Lewis de algunos elementos químicos

1 I A	2 II A	13 III A	14 IV A	15 V A	16 VI A	17 VII A	18 VIII A
H•							•He•
Li•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•
K•	•Ca•	•Ga•	•Ge•	•As•	•Se•	•Br•	•Kr•
Rb•	•Sr•	•In•	•Sn•	•Sb•	•Te•	•I•	•Xe•
Cs•	•Ba•	•Tl•	•Pb•	•Bi•	•Po•	•At•	•Rn•

Fíjate que el número de electrones de valencia es idéntico en los elementos que pertenecen al mismo grupo. *¿Qué relación encuentras entre el número del grupo y el número de electrones de valencia?* Coméntalo con un compañero.



Gilbert Lewis

Químico estadounidense que realizó importantes investigaciones científicas.

En 1916, Lewis se hizo especialmente famoso por su teoría sobre los enlaces químicos, basada en los electrones de valencia de los elementos. Reconocido por ser muy creativo y perseverante, nos dejó las pistas para comprender las propiedades de los compuestos químicos. Se dedicó a enseñar química hasta el final de sus días, ciencia que para él abarcaba "todo lo que es interesante" del mundo que nos rodea.

El aporte de...

Enlace iónico

Los átomos de los elementos que tienen la tendencia de formar iones de cargas opuestas se atraen por medio de una fuerza electrostática llamada **enlace iónico**. En este tipo de enlace los electrones de valencia se transfieren de un átomo a otro alcanzando ambos una configuración electrónica estable.

Los metales de los grupos 1 y 2 tienen más probabilidades de formar iones positivos, y los no metales de los grupos 16 y 17, son los más aptos para formar iones negativos. El cloruro de sodio o sal común (NaCl) es un compuesto iónico por excelencia: el sodio cede al cloro su electrón de valencia.

Formación del cloruro de sodio

Átomos	Na	Cl
Número atómico	11	17
Configuración electrónica	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
Electrones de valencia	1	7
Estructura de Lewis	Na•	•• •Cl•
Representación del enlace iónico	Na^+Cl^-	

Recuerda

Cuando un átomo neutro pierde o cede uno o más electrones de valencia, forma un **ion positivo** o **catión**. Se simboliza X^+ si pierde un electrón; X^{2+} si son dos electrones; X^{3+} si son tres electrones.

Si el átomo neutro gana o recibe uno o más electrones, forma un **ion negativo** o **anión**. Los aniones con 1, 2 y 3 electrones ganados se escriben, respectivamente, Y^- , Y^{2-} , Y^{3-} .

◀ Lo que mantiene unidos a los iones de sodio y cloro en el compuesto es una atracción de cargas eléctricas opuestas.

Demuestra lo que sabes

1. **ANALIZAR** Escribe la configuración electrónica que tienen los átomos de sodio y cloro al estar como iones.

2. **EXPLICAR** ¿Qué particularidad tienen estas configuraciones? Pista: busca la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica.

3. **IDENTIFICAR** Anota los símbolos químicos de los metales de los grupos 1 y 2 y de los no metales pertenecientes a los grupos 16 y 17 en la tabla periódica.

Recuerda

Molécula: es una combinación química formada por dos o más átomos iguales o diferentes.

Enlace covalente

La explicación propuesta por Lewis respecto de que la formación de un enlace químico implica también que los átomos compartan electrones, nos ayuda a comprender cómo y por qué se forman las moléculas.

Las moléculas corresponden a **sustancias covalentes**, es decir, moléculas de elementos o compuestos que solo presentan enlaces covalentes. Un **enlace covalente** se produce cuando dos átomos comparten un par de electrones de valencia. Ocurre entre átomos con tendencia a ganar electrones, es decir, entre no metales. El hidrógeno (H_2), el oxígeno (O_2), el nitrógeno (N_2) y el agua (H_2O) son moléculas, ya que todas las uniones que presentan entre sus átomos corresponden a enlaces covalentes.

Sustancias covalentes

Sustancia	Átomos	Número atómico	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Estructura de Lewis	Representación del enlace covalente
Hidrógeno	H	1	$1s^1$	1	$H\cdot$	H:H
	H	1	$1s^1$	1	$H\cdot$	
Oxígeno	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}\cdot$	$\begin{array}{c} \times\times \\ \times\times \end{array} \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}\cdot$
	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}\cdot$	
Nitrógeno	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{N}}}\cdot$	$\times\times \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{N}}}\cdot$
	N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	5	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{N}}}\cdot$	
Agua	H	1	$1s^1$	1	$H\cdot$	$\begin{array}{c} H \\ \times\times \\ \times\times \end{array} \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}\cdot H$
	H	1	$1s^1$	1	$H\cdot$	
	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{O}}}\cdot$	

Los átomos se mantienen unidos gracias a que comparten uno o más pares de electrones de valencia.

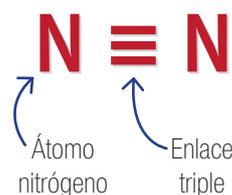
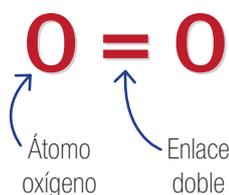
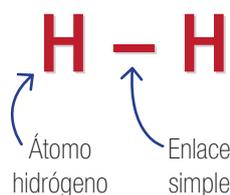
Según el número de pares de electrones que comparten dos átomos, hay enlaces covalentes simples, dobles y triples.

Tipos de enlaces covalentes

Tipo	Definición	Ejemplos
Simple	Cuando los átomos comparten un par de electrones de valencia.	Hidrógeno: H_2 Cloro: Cl_2
Doble	Cuando los átomos comparten dos pares de electrones de valencia.	Oxígeno: O_2 Dióxido de carbono: CO_2
Triple	Cuando los átomos comparten tres pares de electrones de valencia.	Nitrógeno: N_2 Cianuro: CN^-

La formación de un enlace covalente se representa por una línea entre los átomos. Si es un enlace simple, será una línea; si es un enlace doble, dos líneas, y si es un enlace triple, tres líneas.

Representación del enlace



Demuestra lo que sabes

1. **ANALIZAR** Representa el enlace covalente simple que se forma entre dos átomos de cloro.

2. **EXPLICAR** ¿Por qué los átomos de carbono y oxígeno se unen mediante un enlace doble para formar la molécula de CO_2 ? Pista: revisa la configuración electrónica del C y O y del gas noble más cercano en la tabla periódica.

Resolución de problemas

Caso 1

El litio es el metal más ligero que se conoce y puede encontrarse en los salares del norte de Chile en cantidades importantes. Es utilizado en la fabricación de acero, en baterías eléctricas y en medicina. Uno de los compuestos del litio es el óxido de litio (Li_2O), una combinación con oxígeno. ¿Qué tipo de enlace mantiene unidos al litio ($Z = 3$) con el oxígeno ($Z = 8$) en el óxido de litio?



Paso

1

Se nos pide determinar si el enlace entre Li y O es iónico o covalente. Sabemos que el litio es un metal, por lo que tiene la capacidad de ceder electrones, y el oxígeno, de aceptarlos. Por la fórmula del compuesto, sabemos que un átomo de oxígeno se une a dos átomos de litio.

Paso

2

Organicemos la información en una tabla.

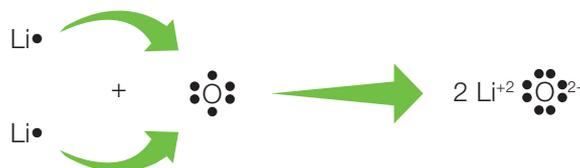
Sustancia	Átomos	Número atómico	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
Óxido de litio	O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6	$\cdot\cdot\cdot\cdot$
	Li	3	$1s^2 2s^1$	1	Li•
	Li	3	$1s^2 2s^1$	1	Li•

De la tabla deducimos que los átomos de litio ceden su electrón de valencia al de oxígeno: hay una transferencia de electrones desde el litio al oxígeno.

Paso

3

Mostremos la transferencia de electrones en un esquema y escribamos la estructura de Lewis del compuesto.



El enlace que mantiene unidos al litio con el oxígeno es iónico.

Respuesta

R

Como el enlace es iónico, decimos que el óxido de litio es un compuesto iónico. Según la estructura de Lewis del compuesto, el litio adquiere la configuración del gas noble helio ($\text{He}: 1s^2$), y el oxígeno, la del gas noble neón ($\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$). Verifica esto en la tabla periódica.

Caso 2

El gas metano es un compuesto formado por carbono ($Z = 6$) e hidrógeno ($Z = 1$) según la fórmula CH_4 . El gas de cañería de uso doméstico contiene un alto porcentaje de metano. ¿Cuál es el tipo de enlace que caracteriza al metano?



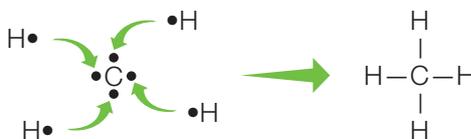
Paso 1 Debemos establecer la naturaleza del enlace C-H en el metano. Como el carbono y el hidrógeno son no metales, tienen la capacidad de compartir electrones. Según la fórmula del compuesto, un átomo de C está unido a cuatro átomos de H.

Paso 2

Sustancia	Átomos	Número atómico	Configuración electrónica	Electrones de valencia	Estructura de Lewis
Metano	C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$
	4 H	1	$1s^1$	1	4 $\text{H}\cdot$

Deducimos que los cuatro átomos de hidrógeno comparten su electrón de valencia con el átomo de carbono, que tiene 4 electrones de valencia.

Paso 3 Mostremos la transferencia de electrones en un esquema y escribamos la estructura de Lewis del compuesto.



El enlace en el metano es covalente.

Respuesta R El metano es entonces un compuesto covalente. En el compuesto se comparten cuatro pares de electrones de valencia. Así, cada hidrógeno adopta la configuración del helio y el carbono, la del gas noble neón.

Ahora tú

- Establece el tipo de enlace en los siguientes compuestos químicos.
 - Cal viva (CaO). Se emplea en la fabricación de abonos y cementos.
 - Amoníaco (NH_3). Es usado en diversos productos de limpieza domésticos.
 - Dióxido de carbono (CO_2). Se produce en las combustiones.
 - Yoduro de potasio (KI). Tiene aplicaciones beneficiosas para la salud.

Propiedades de los compuestos

Las propiedades de las sustancias están determinadas, en su mayor parte, por los enlaces químicos que mantienen unidos a sus átomos.

Compuestos iónicos

Muchos de los productos y materiales que se encuentran en nuestras casas y usamos diariamente son compuestos iónicos. A continuación, te presentamos algunos ejemplos.

La sal común o cloruro de sodio es uno de los compuestos iónicos que más conocemos.



El cloruro de bario es utilizado en la fabricación de fuegos artificiales.

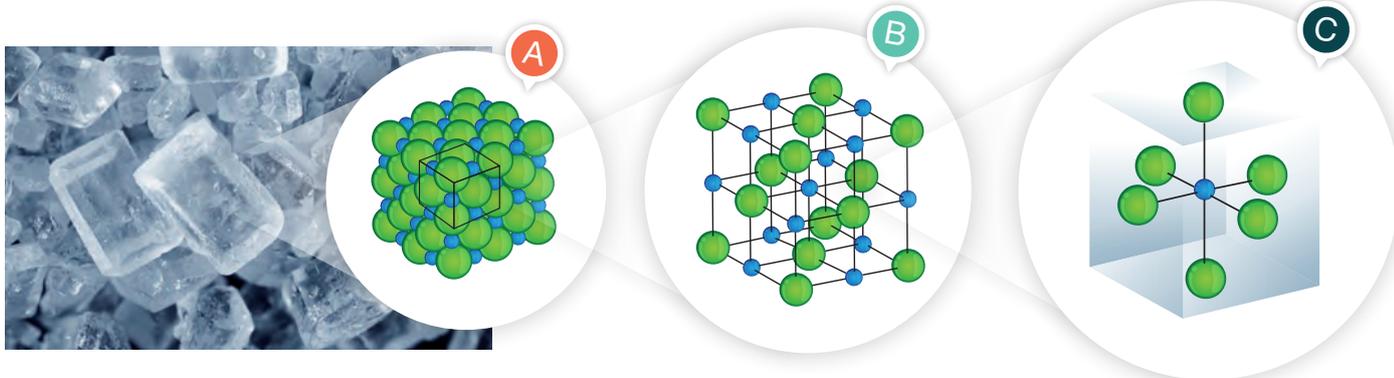
La soda cáustica o hidróxido de sodio se emplea en la fabricación de jabón y, a nivel doméstico, con las debidas precauciones, sirve de limpiador de desagües y hornos.



El dióxido de silicio o sílice es muy abundante en la naturaleza. Es uno de los componentes de la arena y es utilizado en la fabricación de vidrio y cemento.

Los iones, no los átomos, son las unidades estructurales de los compuestos iónicos. Los iones están ordenados según un patrón regular que resulta del equilibrio de fuerzas de atracción y repulsión entre ellos. Este patrón regular de iones se llama estructura cristalina o, red cristalina, y determina las propiedades particulares de los compuestos iónicos.

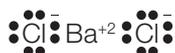
Cristal de cloruro de sodio



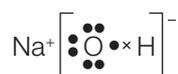
- A** Representación del cristal que muestra la forma cúbica que le otorga el ordenamiento de los iones (patrón regular).
- B** Representación de una porción de mayor tamaño de un cristal de cloruro de sodio.
- C** Representación de una pequeña porción de un cristal que muestra el ion sodio rodeado por seis iones de cloro.

En el caso del cristal de cloruro de bario, los iones están presentes en la razón de un ion bario (Ba^{2+}) por cada dos iones de cloro (Cl^-). En el hidróxido de sodio, el arreglo es entre los iones sodio (Na^+) e hidroxilo (OH^-). Respecto de este último, observa en la imagen que el ion negativo es poliatómico, es decir, formado por más de un tipo de átomo. En la Tabla 3 del **Anexo 7**, página 204, podrás encontrar otros iones poliatómicos y su estructura de Lewis.

Cloruro de bario

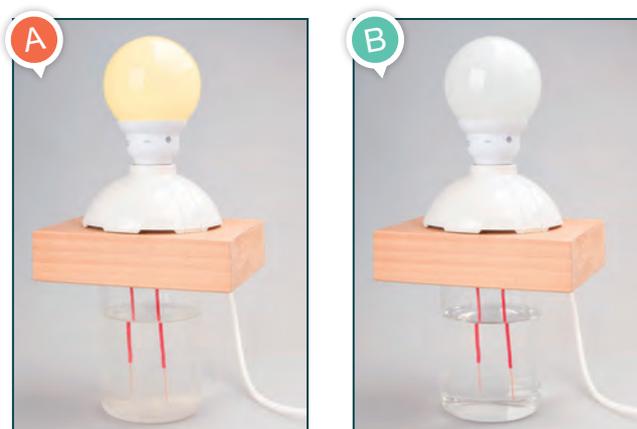


Hidróxido de sodio



Propiedades de los compuestos iónicos

- Se encuentran en estado sólido a temperatura ambiente.
- Tienen altos puntos de fusión y de ebullición. Se requiere el aporte de energía térmica para que cambien de estado.
- Se disuelven en disolventes polares como el agua.
- No conducen la electricidad en estado sólido, pero sí lo hacen cuando están disueltos en agua y cuando están fundidos. Esto se debe a que los iones están en movimiento.
- Son frágiles, es decir, se rompen con facilidad.



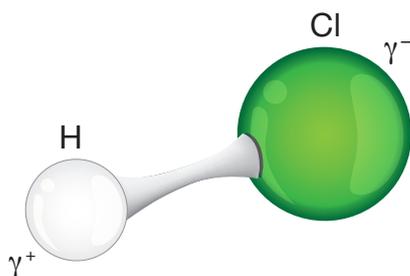
- ▲ Los iones disueltos en agua pueden conducir la electricidad y encender una ampolleta, tal como se muestra en la figura A. En la figura B no hay iones disueltos, por lo que la corriente eléctrica no se conduce.

Compuestos covalentes

Los compuestos covalentes son comunes en el mundo cotidiano. Un ejemplo es el agua (H_2O), que como sabes es un compuesto fundamental para la vida en la Tierra. También están el alcohol etílico o etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$), utilizado como desinfectante, y el gas cloruro de hidrógeno, que disuelto en agua forma el conocido ácido clorhídrico (HCl), empleado comúnmente como reactivo químico y, con las debidas precauciones, como limpiador de metales y de superficies que tengan residuos de caliza.



Las **moléculas** son las unidades estructurales de los compuestos covalentes llamados moleculares. Sin que importe el número de electrones comprometidos en un enlace, la esencia del enlace covalente es la misma: ambos átomos comparten los electrones del enlace. Pero si pudiéramos mirar los electrones compartidos en diferentes moléculas, veríamos que estos se localizan en distintas posiciones entre los dos núcleos atómicos. Según esto, se tienen enlaces covalentes **polares** y **apolares**.



◀ Representación del enlace covalente polar de una molécula de cloruro de hidrógeno. El átomo de cloro atrae con mayor fuerza el par de electrones que comparte con el hidrógeno. Esto origina polos o cargas parciales en los extremos del enlace. Cuando el cloruro de hidrógeno está disuelto en agua se le conoce como ácido clorhídrico (comercialmente conocido como ácido muriático).

Propiedades de los compuestos covalentes moleculares

- Pueden encontrarse en estado sólido, líquido y gaseoso.
- Tienen puntos de fusión y de ebullición relativamente bajos (inferiores a 100 °C).
- Son solubles en disolventes polares como el agua cuando presentan polaridad como el azúcar o sacarosa.
- Son malos conductores del calor y de la electricidad.
- En su mayoría son blandos y no presentan resistencia mecánica.

Recuerda



La sal de mesa y el azúcar tienen una apariencia similar, pero sus propiedades son muy distintas. Las **propiedades** que presenta un determinado tipo de materia se debe a su composición química, es decir, qué sustancias la componen y en qué cantidad se encuentran.

Las **propiedades físicas** son aquellas características de los cuerpos que no varían la naturaleza química de los mismos; por ejemplo, masa, color, textura, entre otros.

En tanto, las **propiedades químicas** son aquellas que son generadas a partir de la interconversión de especies químicas, es decir, de la transformación sobre la composición interna de la materia.

Conexión con

Gastronomía



En 1988 el físico húngaro Nicholas Kurti y el químico francés Hervé This acuñaron el término gastronomía molecular para denominar a una subdisciplina de la Ciencia de los Alimentos. Esta área investiga las transformaciones físicas y químicas de los ingredientes cuando se cocina; por ejemplo, los efectos de la temperatura al cocinar un huevo: viscosidad, tensión superficial y cómo agregar aire dentro de ellos.

Con el uso de las innovaciones técnicas logradas por esta ciencia se ha desarrollado la cocina molecular.

◀ La esferificación de los jugos y otros líquidos es una técnica de cocina molecular.

Demuestra lo que sabes

1. **APLICAR** El sulfato de cobre (CuSO_4) es un sólido de color azulado que se utiliza como desinfectante del agua en piscinas. ¿Qué pruebas realizarías para demostrar que se trata de un compuesto iónico?

2. **INVESTIGAR** Averigua qué tipo de enlace está presente en los compuestos orgánicos. Escribe tres ejemplos de compuestos orgánicos de uso diario.

Guía de laboratorio N° 1

Distinguiendo entre compuestos inorgánicos y orgánicos

Antecedentes

Como ya has aprendido, las propiedades físicas de los compuestos están determinadas por su estructura interna, es decir, el tipo de enlace químico que presentan. En el caso de los compuestos iónicos, por una red de iones fuertemente unidos entre sí, y, en los compuestos covalentes, por moléculas como unidades estables. Debido a que las moléculas no tienen carga eléctrica, las fuerzas atractivas entre ellas son usualmente débiles.

Al observar nuestro alrededor, vemos que hay dos grandes grupos de compuestos: los inorgánicos, que proceden del mundo inanimado, sin vida, y los orgánicos, que tienen como átomo principal el carbono. En el laboratorio podemos observar cómo se comportan estos compuestos frente a un aumento de temperatura.

Problema de investigación

¿Puede un compuesto ser identificado como inorgánico u orgánico al ser calentado?

> Procedimiento

1. Antes de empezar, revisa los pasos del uso correcto de la balanza en el **Anexo 2**, página 194. Mide y registra la masa de una determinada cantidad de cada reactivo (no más de 2 g, igual para todos). Mide también la masa del crisol donde colocarás cada reactivo. Etiqueta cada crisol con su contenido.
2. Arma un sistema de calentamiento como el que se muestra en la fotografía.

Objetivo

Distinguir entre compuestos inorgánicos y orgánicos según su resistencia al aumento de temperatura.

Materiales

- Balanza granataria
- Mechero Bunsen
- Trípode
- Rejilla
- Espátula
- 4 crisoles
- Tenazas
- Cronómetro
- Guantes
- Delantal
- Lentes protectores

Reactivos

- Sal común
- Sílice
- Azúcar
- Harina



Seguridad

PRECAUCIÓN: revisa el **Anexo 3**, página 196, sobre las medidas de seguridad en el laboratorio. Trabaja cuidadosamente con el mechero para evitar quemaduras. No toques los reactivos, utiliza la espátula.



3. Revisa los pasos del encendido del mechero en el **Anexo 2**, página 194. Coloca el crisol con el primer reactivo sobre la rejilla, enciende el mechero y caliéntalo durante 10 minutos. Apaga el mechero y, con ayuda de las tenazas, saca el crisol de la rejilla y déjalo sobre la mesa. Registra tus observaciones.
4. Repite el paso anterior con los otros tres reactivos.
5. Mide la masa final del crisol con el primer reactivo y registra. Sigue con el segundo, tercer y cuarto reactivo registrando la masa en cada caso.

> **Análisis y conclusiones**

Datos y observaciones

Reactivo	Masa inicial (g)	Masa final (g)	Observaciones
1			
2			
3			
4			

1. ¿Qué reactivos cambian de masa después del calentamiento?

2. ¿Cuáles de los reactivos clasificarías como compuestos inorgánicos y cuáles como orgánicos? Explica por qué consideras aquello.

3. ¿Cuáles compuestos son resistentes a un aumento de la temperatura y quedan casi sin alteración? ¿A qué crees que se deba esto?

4. ¿Qué relación hay entre el tipo de enlace químico y la resistencia a un aumento de la temperatura de compuestos inorgánicos y orgánicos?

5. Concluye si con lo realizado lograste el objetivo de esta actividad experimental. ¿Qué evidencia tienes para apoyar tu conclusión? Te puedes guiar con los **Anexos 5** y **6** (páginas 199 y 200).

Compuestos inorgánicos y orgánicos



▲ Si analizamos la vida en nuestro planeta, veremos que es una curiosa combinación de sustancias inorgánicas y orgánicas. Donde no hay vida, como en la Luna, reina el mundo de la química inorgánica.

Si observamos a nuestro alrededor, podemos darnos cuenta de que hay dos grupos de compuestos distintos: sustancias como la sal y el vidrio que quedan sin alteración después de ser calentadas, y otras como el azúcar y la harina, que cambian completamente.

Con un poco más de atención, vemos que los compuestos resistentes a un aumento de la temperatura provienen del mundo inanimado; y que las sustancias combustibles, que cambian al calentarse, tienen como elemento principal el átomo de carbono. Por esta razón se ha llamado **química inorgánica** al estudio de las primeras sustancias y **química orgánica**, al de las segundas.

Compuestos inorgánicos

Son combinaciones formadas por todos los elementos de la tabla periódica, excepto el carbono, aunque el gas dióxido de carbono (CO_2), el ácido carbónico (H_2CO_3) y sus sales son considerados inorgánicos. Los principales elementos que forman compuestos inorgánicos en la corteza terrestre son el oxígeno, silicio, hierro, calcio y aluminio.

Características:

- Existen en estado sólido, líquido y gaseoso.
- Presentan principalmente enlaces iónicos.
- Existen fundamentalmente como iones.
- Forman redes cristalinas.
- Presentan uniones muy fuertes entre sus iones.
- Son estables en presencia del oxígeno del aire; en general, no se combustonan.



Compuestos orgánicos

Más de un 90 % de los compuestos que conforman a los seres vivos son orgánicos, como las proteínas y los carbohidratos.



Características:

- Existen en estado sólido, líquido y gaseoso.
- Son combinaciones en las que el carbono es el elemento central.
- Presentan principalmente enlaces covalentes.
- Existen fundamentalmente como moléculas.
- Presentan uniones relativamente débiles entre sus moléculas.
- Son inestables en presencia del oxígeno del aire; se combustiónan para formar dióxido de carbono y agua.

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

Estás comiendo un rico sándwich y de pronto un pedazo de este cae sobre tu camisa. Puedes poner agua en la mancha, pero esta escurrirá sin limpiarla. En la práctica, te has dado cuenta de que el agua no se mezcla con el aceite a menos que agregues un detergente. Esto se debe a que las moléculas que componen el detergente son capaces de juntar o hacer un puente entre el agua y el aceite y, de ese modo, arrastran las manchas fuera de la prenda.



Mi proyecto

Al iniciar la Unidad 1, planificaste un proyecto para ser trabajado con tu grupo de compañeros. Al respecto, haz lo siguiente:

1. Escribe el problema de investigación que plantearon.

2. Analicen juntos qué contenidos revisados hasta aquí podrán ayudarlos a resolver el problema. Por ejemplo, el tipo de compuestos químicos que investigarán: ¿orgánicos o inorgánicos?, ¿domésticos o industriales?, ¿presentes en el cuerpo humano o en el entorno?, ¿de origen natural o artificial (sintéticos)?, ¿presentes en los alimentos envasados o naturales?, ¿tóxicos o inocuos?, ¿inflamables o corrosivos? También, las medidas que hay que aplicar al manipularlos y la forma correcta de eliminarlos al entorno.

Refuerzo mis aprendizajes

Antes de seguir, es importante que refuerces lo que has aprendido hasta aquí. Estos contenidos son fundamentales para la comprensión del siguiente módulo.

Recordar y comprender

Para la preguntas 1 y 2, trabaja con la siguiente sección de la tabla periódica que puedes encontrar ampliada en el anexo 10 de la página 210 de tu texto.

1 IA 1 H Hidrógeno 1,0																	18 VIII A 2 He Helio 4,0
2 3 II A Li Litio 6,94	4 Be Berilio 9,01											5 III A B Boro 10,81	6 IV A C Carbono 12,01	7 V A N Nitrógeno 14,01	8 VI A O Oxígeno 16,00	9 VII A F Flúor 19,00	10 VIII A Ne Neón 20,18
3 11 Na Sodio 22,99	12 Mg Magnesio 24,31	Grupo										13 Al Aluminio 26,98	14 Si Silicio 28,09	15 P Fósforo 30,97	16 S Azufre 32,07	17 Cl Cloro 35,45	18 VIII A Ar Argón 39,95
4 19 K Potasio 39,10	20 Ca Calcio 40,08	21 Sc Escandio 44,96	22 Ti Titanio 47,88	23 V Vanadio 50,94	24 Cr Cromo 52,0	25 Mn Manganeso 54,94	26 Fe Hierro 55,85	27 Co Cobalto 58,93	28 Ni Níquel 58,69	29 Cu Cobre 63,55	30 Zn Zinc 65,39	31 Ga Galio 69,72	32 Ge Germanio 72,59	33 As Arsénico 74,9	34 Se Selenio 78,96	35 Br Bromo 79,9	36 VIII A Kr Kriptón 83,8

- IDENTIFICAR** Escribe el símbolo de los elementos en cada actividad.
 - Dos elementos del mismo grupo _____
 - Cuatro elementos de un mismo período _____
 - Tres elementos metálicos _____
 - Tres elementos no metálicos _____
 - Dos elementos estables _____
- INTERPRETAR TABLAS** A base de la información de la tabla, deduce el número de electrones de valencia de los siguientes elementos y escribe su estructura de Lewis.

a. Magnesio	d. Oxígeno
b. Aluminio	e. Cloro
c. Azufre	f. Neón
- CONOCER** Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas:
 - ¿Qué partículas se representan con puntos en las estructuras de Lewis?
 - ¿En qué se convierte un átomo cuando pierde o gana electrones?
 - ¿Qué elementos entre $\text{Na} \cdot$, $\cdot \text{Ar} \cdot$ y $\cdot \text{Cl} \cdot$ es el más probable de quedar estable al perder un electrón?
 - ¿Qué representan las especies O_2 , H_2O y CO_2 ?
 - ¿Qué tipos de compuestos son los que tienen como elemento central carbono combinado con oxígeno e hidrógeno?
 - ¿Qué tipo de enlace explica por qué el azúcar no resiste un aumento de temperatura y se quema?

Aplicar y analizar

4. **EXPLICAR** Observa la siguiente situación y luego responde.



Si se deja un cubo de hielo y una porción de sal al aire libre en un día caluroso, el hielo se derrite y la sal no.

- a. ¿Por qué crees que sucede esto?

- b. ¿Qué tipo de enlaces (iónico o covalente) presentan estos compuestos?

- c. ¿De qué manera los enlaces químicos determinan las propiedades de estas sustancias?

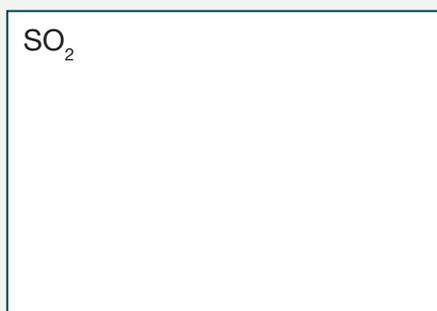
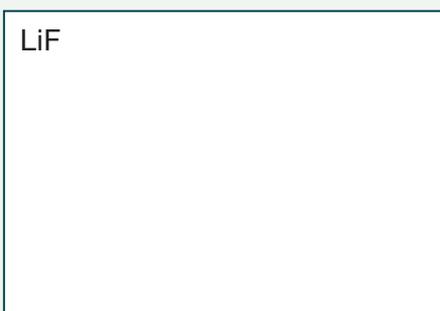
5. **APLICAR** Imagina que tienes el tamaño de un átomo y estás observando la formación de los siguientes compuestos: fluoruro de litio (LiF, unión entre un átomo de litio y otro de flúor) y dióxido de azufre (SO₂, unión entre un átomo de azufre y dos de oxígeno).

- a. Describe cómo se forman los enlaces en cada caso. Establece el tipo de enlace que se forma: iónico o covalente.

LiF _____

SO₂ _____

- b. Explica lo que sucede con los electrones de valencia de cada átomo y cómo cambia cada átomo en cada caso. Representalo con un esquema.



Tema 2

¿Qué son los compuestos inorgánicos?

Explora

Objetivo de Aprendizaje

Para responder la pregunta planteada, estudiaremos los siguientes conceptos: compuestos inorgánicos binarios y ternarios, sus nombres y fórmulas químicas.

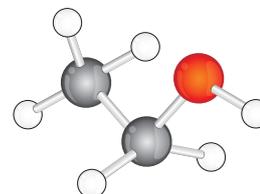
No es posible ver en forma directa las moléculas debido a que son extremadamente pequeñas. Una forma de visualizar la estructura tridimensional de las moléculas es mediante el uso de modelos moleculares.



Oxígeno



Agua



Etanol



Hidrógeno



Carbono



Nitrógeno



Oxígeno



Cloro



Sodio

▲ La asignación de colores CPK es una forma de diferenciar los elementos químicos en una representación molecular. Ver Anexo 9 en página 209.

1. Consigue plasticina de varios colores y palitos de fósforos o de cóctel.
 2. Construye las tres moléculas que se muestran en las imágenes.
 3. Basándose en el código de color de los elementos químicos (al costado), escribe las fórmulas químicas del oxígeno, agua y etanol.
 4. Arma los modelos moleculares de los siguientes compuestos:
 - NH_3 (amoníaco)
 - CH_4 (metano)
 - CO_2 (dióxido de carbono)
 - NaCl (sal de mesa)
- a. Explica qué es un modelo molecular.

- b. Describe en qué te fijaste para armar los modelos moleculares.

- c. Relaciona los modelos moleculares de los compuestos con sus estructuras de Lewis.

Nomenclatura química

¿Qué nombres de compuestos químicos conoces? Piensa en aquellos de uso diario, como la soda cáustica, la leche de magnesia, el bicarbonato, el hipoclorito y el alcohol yodado.

Cuando los químicos, en el pasado, comenzaron a identificar diferentes compuestos, les asignaron nombres arbitrarios y comúnmente los denominaban por su origen. Así, al ácido que proviene de las frutas cítricas, como el limón, se le llamó ácido cítrico. Sin embargo, a medida que se aislaban nuevos compuestos, el método de asignar nombres comunes se hizo ineficiente. Esto hoy sería aún más difícil de afrontar, ya que se conocen más de veinte millones de compuestos! Justamente, la nomenclatura química viene a resolver este dilema.

A lo largo del tiempo, los químicos fueron definiendo un sistema de reglas para denominar a los compuestos químicos. Estas reglas se han ido modificando desde la nomenclatura tradicional hasta la **nomenclatura Stock**, que es la que aprenderemos en este curso. En la actualidad, la organización mundial IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) es la que decide la normativa para designar los compuestos químicos, y por eso también se habla de **nomenclatura IUPAC**.

Términos clave

- Moléculas
- Fórmula química
- Iones
- Modelo molecular
- Compuestos iónicos
- Composición química



Demuestra lo que sabes

INVESTIGAR Consigue tres productos domésticos que tengas en tu casa y lee sus etiquetas. Anota el nombre de algún compuesto contenido en cada producto que infieras que es inorgánico.

Clasificación de los compuestos inorgánicos

Recuerda

La mayoría de los compuestos inorgánicos son compuestos iónicos. Es decir, formados por cationes (iones positivos) y aniones (iones negativos) que se mantienen unidos por fuerzas eléctricas.

Para organizar y simplificar el estudio de la nomenclatura inorgánica, agruparemos los compuestos según el siguiente esquema:



¿Qué te sugieren los términos *binarios* y *ternarios*? El prefijo “bi” significa dos y “ter”, tres, es decir, compuestos formados por dos y tres elementos, respectivamente.

Como ya sabes, los compuestos se representan mediante fórmulas químicas. ¿Qué información nos entrega una fórmula química?

- Los símbolos de los elementos que forman el compuesto.
- La cantidad de átomos de los elementos que conforman el compuesto y que están dados por los números que aparecen como subíndices.

Por ejemplo, la fórmula Al_2O_3 indica:



Por otra parte, en la formación de compuestos químicos es importante conocer el **estado de oxidación** de los átomos, o sea, el número de electrones que un átomo puede ceder o captar al formar un compuesto. Revisa los iones monoatómicos en la Tabla 3 del **Anexo 7**, página 204.

Compuestos binarios oxigenados

Los compuestos oxigenados están constituidos por un elemento metálico o no metálico unido a oxígeno. Los químicos llaman a estos compuestos **óxidos**. En los óxidos, el oxígeno tiene estado de oxidación 2-.

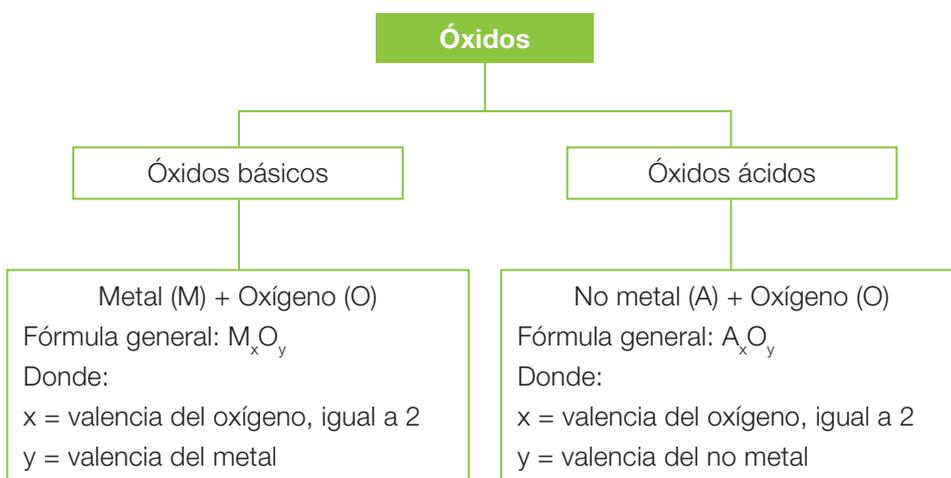
Como una forma de simplificar el aprendizaje de la nomenclatura inorgánica, se relaciona el estado de oxidación de un átomo con el concepto de valencia. La valencia también es un número e indica la capacidad de combinación de un átomo. Así, cada elemento en la tabla periódica posee una valencia particular. En la tabla 2 del **Anexo 7**, página 201, revisa las valencias de los elementos químicos.

Conexión con

lenguaje

Para comunicarnos en forma efectiva necesitamos un lenguaje que debe ser comprendido tanto por el que lo emite como por el que lo recibe. Nosotros nos comunicamos "hablando en español" y al hacerlo, sin darnos cuenta, aplicamos muchas reglas de este lenguaje. Los químicos tienen asimismo un lenguaje que les es propio y que los distingue entre los otros especialistas. Para nosotros es un lenguaje nuevo que nos servirá para llamar por su nombre los productos químicos que usamos, junto con aprender de qué están compuestos y qué precauciones debemos tener al utilizarlos.

Compuestos oxigenados



Cabe señalar que en las fórmulas generales de los óxidos metálicos las valencias se pueden simplificar. Por ejemplo, si se desea combinar magnesio (Mg) con oxígeno se tiene que sus valencias, según la fórmula general M_xO_y , serían para Mg $x = 2$ y para el oxígeno $y = 2$; estos valores se pueden simplificar, quedando $x = 1$ e $y = 1$. Así, la fórmula del compuesto será MgO.

En la siguiente página se explicará cómo se escriben las fórmulas de los óxidos básicos y ácidos con ejemplos en los que existe simplificación y en los que no.

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

El agua de cal es una mezcla formada por hidróxido de calcio en agua. Es un agente desinfectante que se utiliza en viviendas, silos y graneros. También se emplea como pintura para proteger los árboles de insectos y microorganismos.

¿Cómo escribimos la fórmula y el nombre de los óxidos?

A continuación, se explica cómo escribir la fórmula y cómo se nombra a un óxido básico y a un óxido ácido.

Recuerda

Se llaman **óxidos básicos** porque combinados con agua producen hidróxidos o bases. Y se denominan **óxidos ácidos** porque con agua forman ácidos.

Nomenclatura de un óxido básico

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	Al (3)* y O (2)* M_xO_y	Compuesto:	Al_2O_3
Primero: Escribimos los símbolos.	Al O	Primero: Escribimos "óxido de".	Óxido de
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	Al_2O_3	Segundo: Escribimos el nombre del metal a continuación.	Óxido de aluminio
Tercero: Vemos si se pueden simplificar las valencias. En este caso, no .	Al_2O_3 <small>No tienen denominador común</small>	Tercero: Escribimos entre paréntesis y en números romanos la valencia que usa el metal. En este caso, como tiene solo una valencia, se omite.	Óxido de aluminio
Cuarto: Escribimos la fórmula final.	Al_2O_3		

*El número entre paréntesis corresponde a la valencia del átomo.

Nomenclatura de un óxido ácido

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	C (2, 4)* y O (2) A_xO_y	Compuesto:	CO_2
Primero: Escribimos los símbolos.	C O	Primero: Escribimos "óxido de".	Óxido de
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	C_2O_4	Segundo: Escribimos el nombre del no metal a continuación.	Óxido de carbono
Tercero: Vemos si se pueden simplificar las valencias. Aquí, se puede .	C_2O_4 <small>Denominador común es dos; se simplifica</small>	Tercero: Escribimos entre paréntesis y en números romanos la valencia que utiliza el no metal. En este caso, escribimos la valencia que usamos. El nombre tradicional de este óxido es dióxido de carbono.	Óxido de carbono (IV)
Cuarto: Escribimos la fórmula final.	CO_2		

*Hay átomos que tienen más de una valencia. En este ejercicio empleamos la valencia 4 del C.

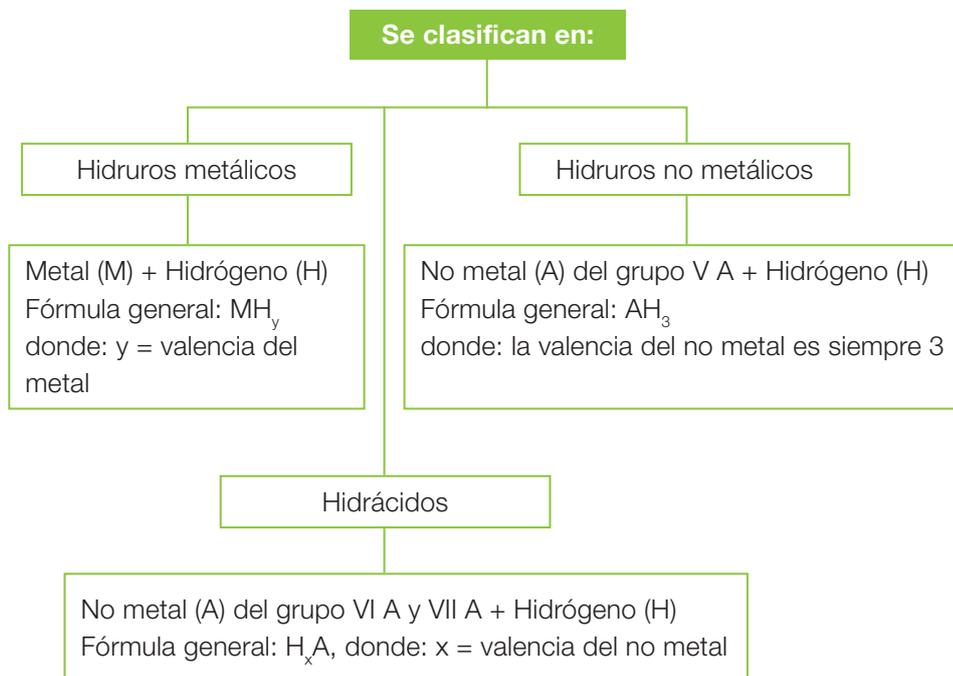
Recuerda

Los gases CO y CO_2 tienen los nombres sistemáticos de monóxido de carbono y dióxido de carbono, respectivamente. Lo anterior tiene lógica, ya que en el CO, el carbono está unido a un solo oxígeno (monóxido); en el CO_2 , está unido a dos átomos de oxígeno (dióxido). En la nomenclatura tradicional, CO es anhídrido carbonoso y CO_2 , es anhídrido carbónico.

Compuestos binarios hidrogenados

Los compuestos binarios hidrogenados están formados por un elemento metálico o no metálico unido a hidrógeno. En estos compuestos, el hidrógeno tiene una valencia igual a 1.

Compuestos binarios hidrogenados



¿Cómo escribimos la fórmula y el nombre de los compuestos hidrogenados?

Nomenclatura de un hidruro metálico

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	Mg (2) e H (1) MH _y	Compuesto:	MgH ₂
Primero: Escribimos los símbolos.	Mg H	Primero: Escribimos "hidruro de".	Hidruro de
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	MgH ₂	Segundo: Escribimos el nombre del metal.	Hidruro de magnesio
Tercero: Vemos si se pueden simplificar las valencias. Aquí, no se puede.	MgH ₂	Tercero: Escribimos la valencia que se usa del elemento entre paréntesis y en números romanos. Si tiene una sola valencia, no se coloca.	Hidruro de magnesio
Cuarto: Escribimos la fórmula final.	MgH ₂		

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

El ácido clorhídrico (HCl) es, químicamente, cloruro de hidrógeno disuelto en agua. Es un ácido fuerte y, por lo mismo, es tan corrosivo que puede causar quemaduras severas si está en contacto con tu piel y ojos. No obstante, el HCl tiene un amplio uso doméstico y es ingrediente de muchos productos de limpieza. Por ejemplo, se encuentra en limpiadores de baldosas y actúa para ayudar a disolver el sarro y otras suciedades en la superficie de estas facilitando la eliminación de manchas persistentes. Como el HCl al mezclarse con otros compuestos puede formar sustancias irritantes, siempre es conveniente seguir las instrucciones del fabricante para garantizar tu propia seguridad.

Nomenclatura de un hidruro no metálico

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	N (3) e H (1) AH_3	Compuesto:	NH_3
Primero: Escribimos los símbolos.	NH	Primero: Escribimos "hidruro de".	Hidruro de
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	NH_3	Segundo: Escribimos el nombre del metal.	Hidruro de nitrógeno
Tercero: Escribimos la fórmula final.	NH_3	Tercero: Como la valencia del no metal es una sola, no la escribimos. El nombre final es:	Hidruro de nitrógeno

¿Qué elementos no metálicos conforman el grupo V A? Fíjate que poseen una sola valencia que es 3. Como en este caso no hay que distinguir entre dos hidruros que tienen el mismo no metal, se ha optado por llamarlos por su nombre tradicional. El hidruro de nitrógeno es más conocido como amoníaco. Otros hidruros no metálicos son la fosfina o PH_3 y la arsenamina o AsH_3 . El boro (B), otro no metal con valencia 3 (grupo III A), también forma con el hidrógeno un hidruro que se llama borano o BH_3 .

Nomenclatura de un hidrácido

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	Cl (1) e H (1) H_xA	Compuesto:	HCl
Primero: Escribimos los símbolos. El H va a la izquierda del no metal.	H Cl	Primero: Escribimos el no metal con el sufijo "uro".	Cloruro
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices. Si la valencia es 1, no se coloca.	H Cl	Segundo: Anotamos la terminación "de hidrógeno" y ese es el nombre final. El nombre del HCl es cloruro de hidrógeno.	Cloruro de hidrógeno
Tercero: Escribimos la fórmula final.	H Cl		

Sales binarias

Las sales binarias son compuestos muy comunes en nuestra vida diaria. La sal de mesa (cloruro de sodio) es la sal binaria más conocida. También se encuentra en el agua de mar en grandes cantidades, junto con otras sales.

Las sales binarias se componen de un elemento metálico y de otro no metálico del grupo VI A o VII A. Su fórmula general es M_xA_y , donde M es el símbolo del metal y A, del no metal; "x" es la valencia del no metal, que es 1 para el grupo VII A y 2 para el grupo VI A; "y" es la valencia del metal.

¿Cómo escribimos la fórmula y el nombre de las sales binarias?

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	Fe (2 y 3) y S (2) M_xA_y	Compuestos:	FeS Fe₂S₃
Primero: Escribimos los símbolos.	Fe S	Primero: Escribimos el nombre del no metal con el sufijo "uro".	Sulfuro de
Segundo: Anotamos las valencias como subíndices. Como el Fe tiene dos valencias, resultan dos compuestos.	Fe ₂ S ₂ Fe ₂ S ₃	Segundo: Escribimos el nombre del metal a continuación.	Sulfuro de hierro
Tercero: Solo en Fe ₂ S ₂ podemos simplificar las valencias. En Fe ₂ S ₃ no podemos.	FeS Fe ₂ S ₃	Tercero: En este caso, como el metal tiene dos valencias, escribimos las valencias de cada compuesto en números romanos. Así, los distinguimos.	Sulfuro de hierro (II) Sulfuro de hierro (III)
Cuarto: Escribimos las fórmulas finales.	FeS / Fe₂S₃		

Demuestra lo que sabes

- APLICAR** Escribe la fórmula y el nombre para las siguientes combinaciones. Cuando el elemento tiene más de una valencia, desarrolla la fórmula y el nombre de cada compuesto resultante.
- EXPLICAR** ¿Por qué crees que los gases CO y CO₂ tienen los nombres tradicionales de monóxido de carbono y dióxido de carbono?

Combinación entre:	Fórmula química	Nombre IUPAC
a. Ca (2) y O (2)		
b. C (2) y O (2)		
c. Cl (1, 3, 5 y 7) y O (2)		
d. Al (3) y H (1)		
e. Mg (2) y S (2)		

Guía de laboratorio N° 2

Formación de compuestos binarios

Antecedentes

El magnesio (Mg) es un elemento que pertenece al grupo 2 de la tabla periódica ($Z = 12$). Tiene la propiedad de arder en el aire dejando una ceniza blanca que corresponde a un compuesto binario. El magnesio en contacto con una disolución acuosa de ácido clorhídrico produce una sal binaria y un gas inflamable. Debido a esto, la experimentación se debe llevar a cabo con la mayor precaución. Por ejemplo, trabajar con cantidades pequeñas y bajo campana de extracción.

Problema de investigación

¿Por qué el magnesio forma compuestos binarios?

Objetivo

Distinguir entre los compuestos binarios que forma el magnesio al arder y al reaccionar con un ácido.

Materiales

- mechero Bunsen
- pinzas metálicas
- vidrio de reloj
- lentes protectores
- tubo de ensayo
- gradilla
- pipeta
- delantal
- guantes

Reactivos

- Cinta de magnesio (2 trozos de 2 cm)
- Disolución 6M de HCl (la entregará tu profesor)



Seguridad

PRECAUCIÓN: No permitas que la disolución de HCl toque tu piel. Usa la pipeta correctamente. Revisa el **Anexo 3**, página 196, sobre las medidas de seguridad en el laboratorio.

> Procedimiento

Ensayo 1

1. Enciende correctamente el mechero. Con las pinzas metálicas, sostén un trozo de Mg y acércalo a la llama del mechero hasta que comience a arder. Apaga el mechero.
2. Coloca el magnesio ardiendo sobre el vidrio de reloj de modo que puedas recoger el producto formado. Mantenlo en esa ubicación hasta que se consuma por completo. Ver fotografía.



Ensayo 2

3. Sigue los pasos del uso correcto de la pipeta en el **Anexo 2**, página 194. Con la pipeta, vierte 10 mL de la disolución de HCl dentro del tubo de ensayo.
4. Ubica el tubo de ensayo en la gradilla. Asegúrate de que la superficie del mesón esté plana y que no haya ninguna fuente de calor cerca.
5. Coloca con cuidado el trocito de Mg en el tubo de ensayo por el borde interior. Observa hasta que el Mg se haya consumido por completo. Anota tus observaciones.

> Análisis y conclusiones

Datos y observaciones

Reactivo	Longitud inicial (g)	Volumen utilizado (mL)	Observaciones cualitativas
Mg			
Disolución de HCl			
Hacer arder Mg			
Hacer reaccionar Mg con disolución acuosa de HCl			

1. En el ensayo 1, ¿a qué tipo de compuesto binario corresponde el sólido blanco formado?, ¿cuán seguro estás de tu respuesta?

2. En el ensayo 2, ¿piensas que se forma un compuesto binario? Explica por qué consideras aquello.

3. ¿Cómo demostrarías experimentalmente que al hacer reaccionar Mg con HCl se forma una sal binaria?, ¿a qué crees que se debe esto?

4. ¿Por qué el Mg es capaz de combinarse para formar compuestos binarios?

5. Concluye. ¿Qué diferencia hay entre los compuestos binarios que forma el magnesio al arder y al reaccionar con un ácido? Te puedes guiar con los **Anexos 5 y 6** (páginas 199 y 200).

Compuestos ternarios

Los compuestos ternarios están formados por tres elementos distintos.

Clasificación de los compuestos ternarios



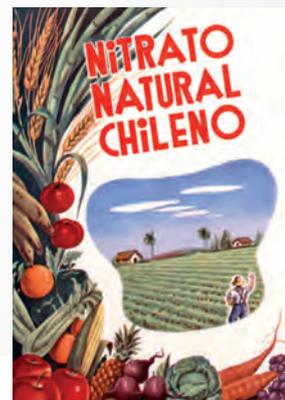
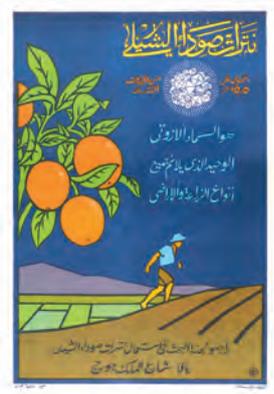
Frecuentemente, los compuestos ternarios están formados por un ion positivo proveniente de un metal (catión metálico) y un ion poliatómico negativo (anión poliatómico). Algunos ejemplos incluyen el nitrato de potasio y de sodio (KNO_3 y NaNO_3), principales componentes del salitre; el carbonato de calcio (CaCO_3), más conocido como calcita, uno de los minerales más abundantes en la naturaleza, que está presente en muchas rocas, en la cáscara del huevo y en las conchas de moluscos; el hidróxido de sodio (NaOH) o soda cáustica, un importante producto industrial, que también se emplea en la fabricación de jabones.

¿Cuáles son los aniones poliatómicos en los compuestos ternarios mencionados? Con ayuda de la Tabla 3 del **Anexo 7**, página 204, revisa tu respuesta.

Dato interesante

Entre 1880 y 1930, Chile se convirtió en el mayor productor de salitre en el mundo y las exportaciones de este mineral constituyeron el área más importante de la economía chilena. Se le llamó “nitrato chileno” y también “oro blanco” por su gran demanda a nivel mundial. En ese período, el salitre se utilizaba en la producción de explosivos y como fertilizante. Sin embargo, durante la Primera Guerra Mundial se logró fabricar salitre sintético en Alemania, que producto de su menor costo, desplazó al salitre natural de Chile.

Durante la década de 1920, ante la crisis salitrera, el Gobierno en conjunto con la Asociación de Productores Salitreros utilizaron diversos medios publicitarios para promover el salitre natural en los distintos países del mundo.

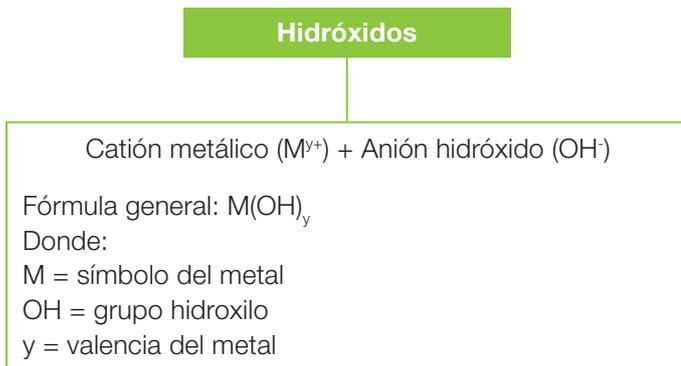


Fuente: Archivo Nacional de Chile.

Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos que resultan de la combinación de un óxido básico con agua.

Composición de los hidróxidos



Nomenclatura de un hidróxido

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	Al^{3+} (3) y OH^- (1)* $M(OH)_y$	Compuesto:	$Al(OH)_3$
Primero: Escribimos los símbolos.	Al OH	Primero: Escribimos "hidróxido de".	Hidróxido de
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	$Al(OH)_3$	Segundo: Escribimos el nombre del metal.	Hidróxido de aluminio
Tercero: Vemos si se pueden simplificar las valencias. En este caso, no.	$Al(OH)_3$	Tercero: Escribimos la valencia que usa el metal. En este caso, como tiene solo una valencia, se omite.	Hidróxido de aluminio
Cuarto: Escribimos la fórmula final.	$Al(OH)_3$		

*El estado de oxidación del anión hidróxido es 1-. Por lo tanto, se considera una valencia igual 1 y porque es 1, se omite como subíndice.

- Muchos antiácidos contienen hidróxidos capaces de aliviar la acidez gástrica. La conocida leche de magnesia corresponde al hidróxido de magnesio o $Mg(OH)_2$.



Oxiácidos

Los oxiácidos son compuestos que resultan de la combinación de un óxido ácido con agua.

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

Las bebidas gaseosas contienen un óxido ácido gaseoso, el óxido de carbono (IV) (CO_2), que al combinarse con el agua forma el ácido carbónico. Justamente, este ácido hace que estas bebidas se sientan más refrescantes. Sin embargo, es conveniente no consumirlas en exceso, ya que contienen preservantes y sobre todo un alto contenido en azúcar.



Composición de los oxiácidos

Oxiácidos

Hidrógeno (1+) + Anión poliatómico (1 a 3-)
 Fórmula general: $\text{H}_y\text{E}_x\text{O}_z$
 Donde:
 H y O = símbolos del hidrógeno y oxígeno.
 E = símbolo del no metal respectivo que proviene del óxido ácido en que tiene una valencia determinada.
 y, x, z = subíndices determinados para cada compuesto.

Nomenclatura de un oxiácido

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	H (1) y SO_4^{2-} (2)* $\text{H}_y\text{E}_x\text{O}_z$	Compuesto:	H_2SO_4 Ácido
Primero: Escribimos los símbolos.	H SO_4	Primero: Escribimos "ácido".	
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	$\text{H}_2(\text{SO}_4)_1$	Segundo: Escribimos la raíz del nombre del no metal.	Ácido sulfur
Tercero: Vemos si se pueden simplificar las valencias. Aquí, se omite la valencia 1 del H como subíndice y se sacan los paréntesis.	H_2SO_4	Tercero: Escribimos la terminación -ico porque el no metal actúa con su valencia mayor.	Ácido sulfúrico
Cuarto: Escribimos la fórmula final.	H_2SO_4		

*El estado de oxidación del anión sulfato es 2-. Por lo tanto, se considera una valencia igual 2 como subíndice.

Para nombrar a los oxiácidos por su nombre tradicional, se anexa al nombre del anión poliatómico:

- El sufijo **-oso** cuando el no metal actúa con su valencia menor.
- El sufijo **-ico** cuando actúa con su valencia mayor.

En el caso del azufre (S), sus valencias son 2, 4 y 6. Cuando este no metal forma óxidos ácidos, actúa con las valencias 4 y 6. *Según esto, ¿por qué el ácido de azufre (VI) tiene un nombre tradicional con sufijo -ico?*

Formación de oxiácidos y sus nombres tradicionales

Óxido ácido	Anión	Nombre del anión	Fórmula del oxiácido	Nombre tradicional
N_2O_5	NO_3^-	Nitrato	HNO_3	Ácido nítrico
N_2O_3	NO_2^-	Nitrito	HNO_2	Ácido nitroso
SO_3	SO_4^{2-}	Sulfato	H_2SO_4	Ácido sulfúrico
SO_2	SO_3^{2-}	Sulfito	H_2SO_3	Ácido sulfuroso
P_2O_5	PO_4^{3-}	Fosfato	H_3PO_4	Ácido fosfórico
CO_2	CO_3^{2-}	Carbonato	H_2CO_3	Ácido carbónico
Cl_2O_7	ClO_4^-	Perclorato	$HClO_4$	Ácido perclórico
Cl_2O	ClO^-	Hipoclorito	$HClO$	Ácido hipocloroso

Demuestra lo que sabes

APLICAR Escribe la fórmula y el nombre para las siguientes combinaciones. Cuando el elemento tiene más de una valencia, desarrolla la fórmula y el nombre de cada compuesto resultante.

Combinación entre:	Fórmula química	Nombre IUPAC
a. K (1) y OH (1)		
b. Ca (2) y OH (1)		
c. H (1) y ClO^- (1) Valencias Cl = 1, 3, 5 y 7		
d. H (1) y NO_3^- (1)		
e. H (1) y PO_3^{3-} (3)		
f. H (1) y BrO_3^- (1) Valencias Br = 1 y 5		

INTERPRETAR DATOS Analizando el cuadro superior, establece cuál es la valencia con que actúa el no metal en cada óxido ácido.

Óxido ácido	N_2O_5	N_2O_3	SO_3	SO_2	P_2O_5	CO_2	Cl_2O_7	Cl_2O
Valencia del no metal								

Sales neutras de oxiácidos

Las sales neutras de oxiácidos son compuestos que resultan de la combinación de un oxiácido con un hidróxido. Dicho de otro modo, estas sales se producen al sustituir los átomos de hidrógeno de un oxiácido por un elemento metálico.

Composición de las sales neutras de oxiácidos

Sales neutras de oxiácidos

Catión metálico (1 a 3+) + Anión poliatómico (1 a 3-)

Fórmula general: M_yA_z

Donde:

M = símbolo del metal.

A = anión cuya capacidad de combinación (y) está dada por el número de átomos de hidrógeno que fueron remplazados en el oxiácido.

z = valencia del metal.

Nomenclatura de una sal neutra de oxiácido

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación: Fórmula general:	Cu (2) y SO_4^{2-} (2) M_yA_z	Compuesto:	$CuSO_4$
Primero: Escribimos los símbolos.	$CuSO_4$	Primero: Escribimos el nombre del anión con el sufijo -ito o -ato.	Sulfato* de
Segundo: Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	$Cu_2(SO_4)_2$	Segundo: Escribimos el nombre del metal.	Sulfato de cobre
Tercero: Vemos si se pueden simplificar las valencias. En este caso, sí se puede y se omiten los paréntesis.	$CuSO_4$	Tercero: Anotamos la valencia que usa el metal. En este caso, se omite porque actúa con una sola valencia.	Sulfato de cobre
Cuarto: Escribimos la fórmula final.	$CuSO_4$		

*El anión SO_4^{2-} proviene del ácido sulfúrico (mayor valencia del S en el óxido ácido).

Para nombrar la sal ternaria, debes fijarte en el nombre del anión, ya que se cambian los sufijos:

- Si es **-oso** en el oxiácido, es **-ito** en la sal.
- Si es **-ico** en el oxiácido, es **-ato** en la sal.

Formación de sales neutras de oxiácidos y sus nombres tradicionales

Oxiácido	Anión	Hidróxido	Fórmula de la sal neutra de oxiácido	Nombre stock
HNO ₃	Nitrato, NO ₃ ⁻	NaOH	NaNO ₃	Nitrato de sodio
HNO ₂	Nitrito, NO ₂ ⁻	NaOH	NaNO ₂	Nitrito de sodio
H ₂ SO ₄	Sulfato, SO ₄ ²⁻	Fe(OH) ₂	FeSO ₄	Sulfato de hierro (II)
H ₃ PO ₄	Fosfato, PO ₄ ³⁻	Ca(OH) ₂	Ca ₃ (PO ₄) ₂	Fosfato de calcio
H ₂ CO ₃	Carbonato, CO ₃ ²⁻	Ca(OH) ₂	CaCO ₃	Carbonato de calcio
HClO	Hipoclorito, ClO ⁻	NaOH	NaClO	Hipoclorito de sodio

Dato interesante

Hay sales que se encuentran hidratadas, es decir, incorporan moléculas de agua en su estructura cristalina. Algunos ejemplos son el cloruro de calcio (CaCl₂), el sulfato de cobre (CuSO₄) y el sulfato de calcio (CaSO₄). Al aplicar la nomenclatura IUPAC a estas sales, no aparece en el nombre esta condición de hidratado. Esto es: el cloruro de calcio al estar enlazado a una molécula de agua, tiene la fórmula CaCl₂ • H₂O (monohidratado). Las fórmulas del sulfato de cobre y sulfato de calcio son CuSO₄ • 5H₂O (pentahidratado) y CaSO₄ • 2H₂O (dihidratado), respectivamente. Si estos compuestos se someten a alta temperatura, las moléculas de agua escapan de la estructura produciéndose un cambio visible de color.



▲ Cloruro de calcio



▲ Sulfato de cobre

Mi proyecto

En el inicio de la unidad (página 15), planteaste un proyecto que te encuentras trabajando con tu grupo. Al respecto, haz lo siguiente:

1. Escribe el problema de investigación que plantearon.

2. Analicen juntos qué contenidos revisados en el tema 2 podrán apoyar su investigación. Por ejemplo, el tipo de compuestos químicos que investigarán: ¿binarios o ternarios?, ¿qué propiedades químicas presentan?, ¿qué aplicaciones tienen?, ¿qué normas hay que saber para usarlos con seguridad?

Resolución de problemas

Caso 1 ▾

Una investigadora ambiental desea averiguar qué tipo de compuesto extraño contamina las aguas del río cercano a una industria. Para ello, somete una muestra de agua del río a un riguroso análisis químico, llegando a las siguientes conclusiones: el compuesto parece estar formado por dos elementos, uno de ellos es un reconocido elemento no metálico que se encuentra en estado líquido, y el otro es un elemento gaseoso; el compuesto es soluble en agua, con la que forma un ácido. ¿De qué compuesto se trata?



Paso

1

Tenemos que identificar el compuesto contaminante del agua. Sabemos que está formado por dos elementos, por lo que es binario. Además, es un ácido.

Paso

2

Organicemos la información en un cuadro. Nos apoyamos en la tabla periódica.

Compuesto binario desconocido	Elementos	Grupo en la tabla periódica	Estado	Identidad del elemento	Valencia	Tipo de compuesto
A + H	A	17	Líquido	Br	1	Hidrócido H_xA
	Hidrógeno	1	Gas	H	1	

Paso

3

Aplicamos el método de formulación y denominación del compuesto.

Formulación del compuesto		Nombre del compuesto	
Combinación:	Br (1) e H (1)	Compuesto:	HCl
1. Escribimos los símbolos.	H Br	1. Escribimos el no metal con el sufijo -uro.	Bromuro
2. Anotamos las valencias cruzadas como subíndices.	HBr	2. Anotamos la terminación "de hidrógeno" y ese es el nombre.	Bromuro de hidrógeno
3. Escribimos la fórmula final.	HBr		

Respuesta

R

El compuesto contaminante es el bromuro de hidrógeno, más conocido por su nombre tradicional: ácido bromhídrico.

Caso 2

En la agricultura se utilizan diversas sustancias como abono para las tierras de cultivo. Entre los abonos químicos se cuentan los nitrogenados, como el $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, y los abonos sulfurados, tales como el MgSO_4 y el ZnSO_4 . Da nombre a estos abonos químicos según la nomenclatura Stock.



Paso 1

Debemos nombrar los abonos químicos mencionados. Por sus fórmulas, sabemos que corresponden a sales neutras de oxiácidos.

Paso 2

Fórmulas de los abonos	Catión metálico/ Anión poliatómico	Valencias	Valencias usadas	Elemento no metálico del óxido ácido originario del anión	Sufijo correcto según procedencia del oxiácido
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Ca^{2+}	2	2 (única)	Nitrógeno	...ato de ...
	NO_3^-	1	1		
MgSO_4	Mg^{2+}	2	2 (única)	Azufre	...ato de ...
	SO_4^{2-}	2	2		
ZnSO_4	Zn^{2+}	2	2 (única)	Azufre	...ato de ...
	SO_4^{2-}	2	2		

Mostremos cómo completamos el nombre de cada compuesto a partir del cuadro con la información.

Paso 3

Fórmulas	Nombre del anión	Nombre del abono
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato	Nitrato de calcio
MgSO_4	Sulfato	Sulfato de magnesio
ZnSO_4	Sulfato	Sulfato de cinc

Respuesta R

Los abonos son los nitratos de calcio, y los sulfatos de magnesio y cinc.

Ahora tú

- El ácido bórico es un ácido muy débil. Como es muy poco soluble en agua, se logra en forma de escamas blancas y secas. Al mezclar estas escamas con polvo de talco, se utiliza para evitar infecciones en la piel irritada. Escribe la fórmula del ácido bórico.

Refuerzo mis aprendizajes

Antes de continuar, realiza estas actividades para que refuerces los contenidos que has aprendido hasta aquí. Comparte tus respuestas con tus compañeros.

Recordar y comprender

Para las preguntas 1 y 2, trabaja a partir de la siguiente fotografía.



1. **IDENTIFICAR** Escribe el tipo de compuesto inorgánico y el nombre IUPAC que forman las siguientes combinaciones:

- a. $\text{Mg} + \text{S}$ _____
- b. $\text{S} + \text{O}$ _____
- c. $\text{Al} + \text{O}$ _____
- d. $\text{Cu} + \text{I}$ _____
- e. $\text{H} + \text{S}$ _____
- f. $\text{I} + \text{O}$ _____
- g. $\text{Al} + \text{OH}^-$ _____
- h. $\text{Mg} + \text{NO}_3^-$ _____

2. **INTERPRETAR DATOS** Nombra el compuesto que se forma en cada caso.

a. Cuando el compuesto que se forma entre el yodo (con su mayor valencia) y el oxígeno se combina con agua:

b. Cuando en el compuesto HNO_3 se reemplaza el hidrógeno por aluminio.

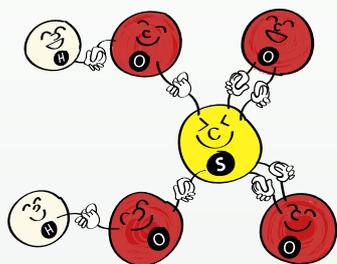
3. **CONOCER** Responde en tu cuaderno las siguientes preguntas:

- a. ¿De qué da cuenta el estado de oxidación de los átomos?
- b. ¿Qué carga tiene el estado de oxidación de los iones poliatómicos que forman oxiácidos?
- c. ¿Qué compuesto es el resultado más probable de la combinación entre $\bullet\text{Na}$ y $\bullet\ddot{\text{S}}\bullet$?
- d. ¿A qué hace referencia la valencia de un elemento?

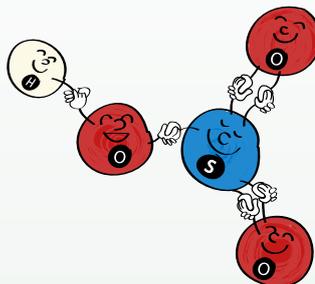
Aplicar y analizar

4. **EXPLICAR** Observa las ilustraciones y luego responde.

Un alumno de 1° medio representó dos compuestos ternarios a través de caricaturas. Su propósito era mostrar cómo los átomos estaban unidos en cada compuesto.



Compuesto 1



Compuesto 2

a. ¿Cuál es la fórmula química y el nombre de cada compuesto?

- _____
- _____

b. ¿De qué forma el alumno representó la valencia de los átomos en sus dibujos?

c. Escribe la estructura de Lewis de estos compuestos.



5. **APLICAR** El vidrio se fabrica mezclando, a altas temperaturas, carbonato de sodio y carbonato de calcio con óxido de silicio (IV) (arena). Al agregar otros compuestos que contengan metales como óxido de manganeso (IV), se obtienen vidrios color violeta; con el óxido de hierro (II), color verde, y con el óxido de cobalto (II), azul.

a. Escribe la fórmula química de las oxisales y óxidos mencionados.



b. Plantea una hipótesis para la siguiente pregunta: ¿por qué los compuestos para fabricar el vidrio deben mezclarse a altas temperaturas?

¿Qué aplicaciones tienen los compuestos inorgánicos?

Explora

Si hacemos un recorrido por nuestro hogar, encontraremos una gran variedad de productos que estamos habituados a usar. Tanto en la cocina y en el baño, como en el escritorio y el jardín, vemos distintos productos que se emplean con fines determinados. Observa la fotografía y luego responde las preguntas.



▲ Productos usados en la cocina.



▲ Productos usados en el baño.

1. Observa atentamente la fotografía e identifica aquellos productos que consideres peligrosos para tu salud o para el medioambiente.

2. Señala en cuáles de estos productos químicos aparecen etiquetas de seguridad.

3. Lee algunas etiquetas de productos domésticos y anota las precauciones de manipulación del producto y lo que debes hacer en caso de emergencia.

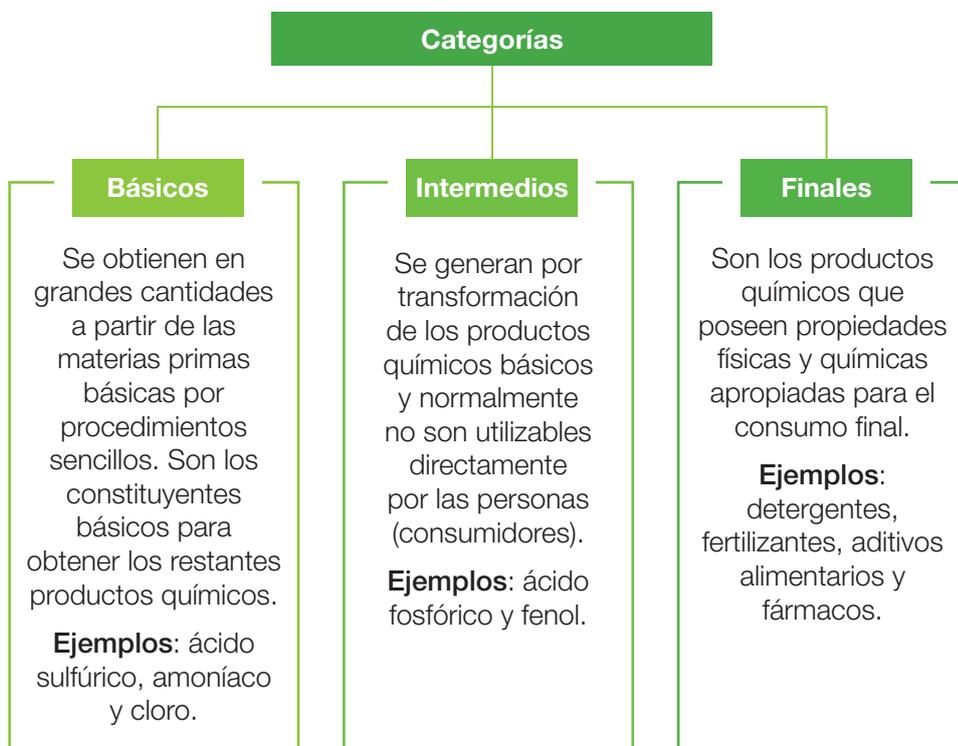
Objetivo de Aprendizaje

Para responder la pregunta planteada, relacionaremos los siguientes conceptos: composición de compuestos binarios y ternarios, sus propiedades fisicoquímicas y sus usos en nuestra vida cotidiana.

La industria química

El desarrollo de la industria química ha permitido producir un sinnúmero de productos con múltiples aplicaciones, tanto para el hogar como para las industrias manufactureras. *¿Qué industrias hay en tu región y qué producen?*

Clasificación de los productos químicos industriales



Términos clave

- Compuestos iónicos
- Compuestos inorgánicos
- Composición química
- Propiedades físicas
- Propiedades químicas

Recuerda



Una **propiedad física** es la que se observa sin la necesidad de transformar el producto. Por ejemplo, el estado, el color y la textura.

Una **propiedad química** es aquella que se manifiesta cuando el producto sufre un cambio químico. Por ejemplo, el ácido clorhídrico es corrosivo.

Demuestra lo que sabes

- **INVESTIGAR** Elige uno de los tres productos químicos de los que revisaste sus etiquetas (página 37). Anota si en la etiqueta del producto aparece información sobre las instrucciones de uso, las posibles precauciones al utilizarlo y la forma segura de almacenarlo.

La química en nuestro hogar

Estamos rodeados de una infinidad de sustancias químicas presentes en los productos que usamos a diario, ya sea en la cocina, en el baño o en el jardín. *¿De qué dependen las propiedades de estas sustancias químicas?*

Ya sabes que las sustancias químicas tienen una composición definida por el tipo y cantidad de átomos que las conforman. Y es justamente la naturaleza de los enlaces que unen sus átomos lo que determina las propiedades que exhiben las sustancias.



Sustancias químicas comunes en la cocina

La **sal de mesa** o cloruro de sodio (NaCl) es un compuesto iónico que ocupamos para condimentar los alimentos. Aporta el catión sodio a nuestro organismo, el que participa en la transmisión de impulsos nerviosos y en la contracción muscular, pero un consumo excesivo de sal puede ocasionar problemas de salud. Hay un sustituto de la sal de mesa que contiene cloruro de potasio (KCl), otro compuesto iónico, que ayuda a reducir el riesgo de hipertensión arterial.

El **bicarbonato de sodio** (NaHCO_3), otro compuesto iónico, está formado por los iones Na^+ y HCO_3^- . Se utiliza para cocinar alimentos horneados. Los polvos de hornear también contienen bicarbonato de sodio. Por sus propiedades básicas, se emplea además como neutralizador de preparaciones ácidas como la salsa de tomates. También para tratar la acidez gástrica e incluso es un componente de algunos productos de limpieza para eliminar hongos y olores desagradables.



Recuerda

Las **sustancias tóxicas** son las que por inhalación, ingestión o penetración cutánea pueden provocar serios efectos para la salud. También se les llama venenos. *

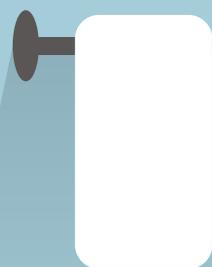
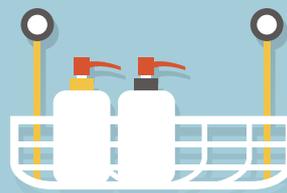
Las **sustancias irritantes** en contacto breve o prolongado con la piel o las mucosas pueden producir inflamación.

La **cáscara del huevo** está formada principalmente de compuestos iónicos como el fosfato de calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) integrado por los iones Ca^{2+} y PO_4^{3-} . Sabemos que este es un material duro que protege al huevo, pero también es frágil. Basta que el huevo se golpee para que la cáscara se trice y se rompa en pedazos.

Los **productos de limpieza** que se utilizan en la cocina, como desinfectantes, detergentes y desengrasantes, contienen varias sustancias iónicas. El **hipoclorito de sodio** (NaClO o Na^+ y ClO^-), más conocido como “cloro”, se emplea para eliminar gérmenes. Por sus propiedades oxidantes, también se utiliza como blanqueador. Entre otros compuestos, en los limpiadores están el **hidróxido de sodio** (NaOH o Na^+ y OH^-) y el **cloruro de amonio** (NH_4Cl o NH_4^+ y Cl^-). Todas estas sustancias son tóxicas e irritantes, que independiente de su efectividad en el aseo, debemos usar con precaución.

Sustancias químicas comunes en el baño

Cuando utilizamos **jabón**, lo que hacemos es permitir que el agua pueda mezclarse con la materia grasa presente en la suciedad y extraerla de la piel. Un jabón típico se fabrica con aceites vegetales o animales (compuestos orgánicos) que se combinan con hidróxido de sodio, lo que produce una molécula polar. Su estructura simplificada es: (cadena carbonada) Na^+ .



Como en la cocina, utilizamos a menudo productos limpiadores desinfectantes que contienen principalmente **hipoclorito de sodio** (NaClO) para limpiar y desinfectar las superficies y los artefactos del baño. Es importante emplear estos productos según las proporciones indicadas por el fabricante y tomando las precauciones debidas; por ejemplo, el uso de guantes. Estos productos son tóxicos e irritantes.

En el botiquín del baño se suele tener algunos medicamentos básicos. Algunos que se componen de sustancias inorgánicas son la **leche de magnesia** ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), un antiácido gástrico, y la **solución yodada**, que es principalmente yoduro de potasio (KI), usado para desinfectar heridas. Entre las sustancias orgánicas está el “**alcohol**”, que corresponde a una disolución de etanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$), también utilizado para limpiar heridas. Es importante saber que el etanol es una sustancia inflamable, por lo que hay que manipularlo lejos de una fuente de calor.



Para cuidar nuestra higiene personal, aplicamos a nuestro cuerpo muchos productos. Por ejemplo, los **antitranspirantes**. Entre sus componentes, contienen una combinación de hidróxido y cloruro de aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_3$ o iones Al^{3+} y OH^- y AlCl_3 , o Al^{3+} y Cl^-), capaces de bloquear los poros de las glándulas sudoríparas. El **talco** se compone principalmente de un mineral, un silicato complejo de magnesio ($\text{Mg}_3\text{Si}_4\text{O}_{10}(\text{OH})_2$), usado para prevenir irritaciones de la piel y para hidratarla. En la fabricación de **pastas de dientes** se suele añadir fluoruro de sodio (NaF o Na^+ y F^-), otro compuesto iónico, que ayuda a proteger de caries el esmalte dental.

Sustancias químicas comunes en el escritorio

Usamos **lápices pasta** de tintas de distintos colores. Muchas veces empleamos **líquidos correctores** que cubren de blanco los errores en la escritura. También utilizamos **tintas en la impresora**.

Las tintas están compuestas por pigmentos naturales, como algunos minerales, y sustancias creadas artificialmente, como resinas y disolventes.

Las tintas negras contienen principalmente carbón, y las tintas blancas, óxido de titanio (IV) (TiO_2). Las tintas azules suelen tener sulfato de hierro (II) y las rojas, óxido de hierro (III).



El principio químico que hace funcionar las **pilas** y **baterías** es una serie de transformaciones que se inician con la oxidación del metal cinc para producir cloruro de cinc (ZnCl_2). Al mismo tiempo, el óxido de manganeso (IV) (MnO_2) cambia a óxido de manganeso (III) (Mn_2O_3), lo cual ocurre en un medio que habitualmente contiene cloruro de amonio (NH_4Cl) o hidróxido de potasio (KOH). Como ves, las pilas y baterías, bajo sus cubiertas herméticas, guardan al interior de sus envases varios compuestos inorgánicos. Nunca rompas estos envases, ya que las sustancias que hay allí son corrosivas.



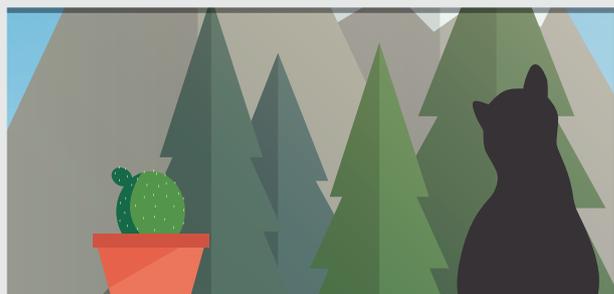
Recuerda

Las **sustancias corrosivas** en contacto con tejidos vivos pueden ejercer una acción destructiva de los mismos.

Las **sustancias inflamables** son las que se inflaman o arden con facilidad debido a su bajo punto de ignición. Por ejemplo, muchos solventes orgánicos, como el etanol.



En el escritorio acostumbramos a emplear **pegamentos** y **adhesivos** para unir materiales por contacto superficial. Si bien su composición principal son sustancias orgánicas sintéticas como plastificantes y resinas, hay también algunos ingredientes de origen inorgánico, como colorantes y soluciones tipo *buffer*, como la formada por amoníaco y cloruro de amonio.



También usamos algunos productos para limpiar los muebles y pisos. Por ejemplo, los **lustramuebles** son mezclas de sustancias orgánicas sintéticas, como siliconas y aceites. A su vez, la **cera** corresponde a mezclas de ácidos grasos y alcoholes, a menudo con colorantes adicionados.

Es importante advertir que muchos de estos productos limpiadores y adhesivos contienen solventes orgánicos inflamables, como la parafina, por lo que hay que extremar los cuidados al manipularlos.



Demuestra
lo que sabes

INVESTIGAR Selecciona un producto doméstico de cada sector del hogar y señala las precauciones que deberías tomar en el almacenamiento, durante la manipulación y después de usar el producto químico. Trabaja en tu cuaderno.

Guía de laboratorio N° 3

Fabricando jabón

Antecedentes

El jabón es un producto industrial fabricado para un consumo seguro. También se puede preparar de modo artesanal mezclando un aceite (manteca) con un compuesto de carácter básico, como el hidróxido de sodio, en un proceso llamado saponificación. Gracias a este proceso, las moléculas de jabón adquieren una estructura con una parte polar, que es hidrófila, atrae el agua, y otra parte apolar, que atrae la suciedad (comúnmente grasosa).

Problema de investigación

¿Por qué se utiliza manteca para preparar jabón?

Objetivo

Distinguir las etapas del proceso de fabricación del jabón.

Materiales

- 1 vaso de precipitado de 300 mL
- 1 vaso de precipitado de 50 mL

- 2 vasos de precipitado de 100 mL
- bagueta
- pipeta
- mechero Bunsen
- trípode y rejilla
- varilla de agitación
- termómetro
- cajita de cartón
- pinzas de madera
- guantes
- lentes protectores
- delantal

Reactivos

- 5 g de hidróxido de sodio (soda cáustica)
- 20 g de manteca
- Disolución concentrada de cloruro de sodio (sal de mesa)

*Los reactivos los entregará tu profesor en los correspondientes vasos.

Seguridad



PRECAUCIÓN: no permitas que el NaOH toque tu piel. Escucha atentamente las recomendaciones de tu profesor al respecto. Lee el **Anexo 3**, página 196, para tomar las debidas precauciones.

> Procedimiento

1. Disuelve en el vaso el hidróxido de sodio con 25 mL de agua. Usa la pipeta para verter lentamente el agua dentro del vaso con el reactivo y emplea la bagueta para agitar de manera suave la mezcla.
2. Pon el vaso con la manteca sobre la rejilla del mechero y caliéntala hasta que adquiera consistencia líquida. Déjala enfriar sin que llegue a endurecerse.
3. Vierte lentamente, y con agitación constante, la disolución de hidróxido de sodio sobre la manteca fundida.

4. Coloca el vaso a baño María (50 °C) y sigue agitando la mezcla hasta que se vuelva espesa y cremosa (entre 15 y 20 minutos).



- Retira el vaso con la mezcla y agrega 50 mL de disolución concentrada de sal de mesa.
- Cuando observes la separación del jabón, viértelo en la cajita de cartón (que es el molde) y déjalo en reposo hasta el día siguiente.

> **Análisis y conclusiones**

Registro del proceso de fabricación del jabón

Reactivo	Masa (g)	Volumen (mL)	Observaciones cualitativas
NaOH			
H ₂ O en la disolución			
Manteca			
Disolución de NaCl			

1. ¿Cuáles son las materias primas que utilizaste para preparar el jabón?

2. ¿Cuántas etapas puedes diferenciar en el proceso de fabricación del jabón?

3. ¿En qué etapa del proceso se podría agregar algún aromatizante para el jabón?

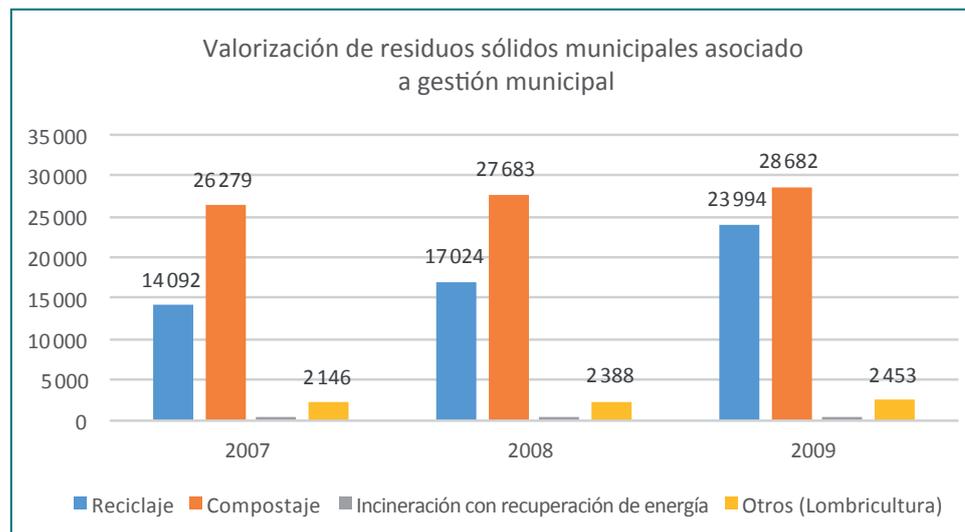
4. Concluye. ¿En cuál de las etapas del proceso hay transformación de la manteca en jabón?, ¿a qué crees que se debe esto? Te puedes guiar con los **Anexos 5 y 6** (páginas 199 y 200).

5. Averigua. ¿Qué otras materias primas se podrían utilizar en remplazo de la manteca para la elaboración de jabón?

Impacto ambiental de los productos químicos

Por largo tiempo, el ser humano ha fabricado una diversidad de productos químicos con distintos propósitos, que por su uso indiscriminado y por falta de control estricto en su aplicación, han causado un enorme deterioro en el ambiente. Esto es, contaminación con productos tóxicos de los suelos, los cursos de agua, los océanos y la atmósfera.

► La valorización de residuos son los procesos que permiten aprovechar y obtener nuevos productos a partir de los residuos. En un estudio efectuado hace aproximadamente diez años, se realizó un seguimiento de dichos procesos para comprobar si la gestión ambiental era la adecuada.



Fuente: Primer reporte del manejo de residuos sólidos en Chile, www.sinia.cl

Sin embargo, en nuestra vida diaria podemos ayudar a disminuir estos riesgos tomando algunas medidas con nuestros desechos domésticos. Estas contemplan la reutilización de la basura orgánica para hacer compost, el reciclaje del vidrio, papel, metales y plásticos, y el tratamiento de los desechos tóxicos antes de ser eliminados al medioambiente.

Basura orgánica



Compostera



Compost



▲ Los desechos orgánicos, como restos de comida y vegetales que botamos a diario, pueden ser utilizados para hacer compostaje.

Tratamiento correcto de algunos desechos domésticos

Desecho doméstico	Clasificación	Se recomienda
Basura orgánica (restos de comida y vegetales)	Biodegradable	Elaboración de compost como abono vegetal.
Envases y bolsas de plástico	Inerte, no se degrada con facilidad	Lugares de almacenamiento para el reciclaje. Contenedor amarillo.
Papel y envases de cartón	Material de origen orgánico	Reciclaje. Contenedor azul.
Latas de conserva y de bebidas	Material metálico	Reciclaje. Contenedor gris claro.
Botellas y envases de vidrio	Material de origen inorgánico	Reciclaje. Contenedor verde.
Envases de tetra pak	Material sintético	Reciclaje. Contenedor <i>beige</i> .
Baterías, pilas, aceites, medicamentos y restos de productos químicos domésticos	Materiales peligrosos por su toxicidad	Almacenamiento en lugares destinados para ello.

Cuando reciclamos, además de reducir el volumen de la basura doméstica, contribuimos a disminuir el impacto sobre el medioambiente. Así, por cada kilogramo (kg) de plástico que reciclamos, reducimos en 1,5 kg la emisión de CO₂ que llega a la atmósfera.



Mi proyecto

Ya te encuentras en la recta final de la resolución del problema de investigación que planteaste al inicio de la unidad. Al respecto, realiza las siguientes actividades:

1. Señala las dificultades que has tenido para resolver el problema de investigación y la forma en que las has remediado con tu grupo.

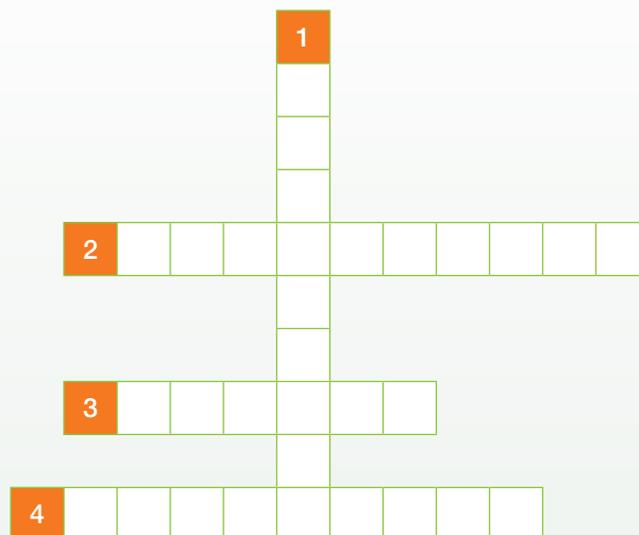
2. Analicen juntos qué contenidos de los que hemos revisado en el Tema 3 aportan al desarrollo de tu proyecto. Por ejemplo, ¿qué propiedades fisicoquímicas presentan los compuestos que investigaste?, ¿cuáles son las normas de seguridad al manipularlos?, ¿cómo puedes ayudar a disminuir el impacto ambiental que producen estos compuestos?

Refuerzo mis aprendizajes

Antes de continuar, realiza estas actividades para que refuerces los contenidos que has aprendido hasta aquí. Comparte tus respuestas con tus compañeros.

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** Completa el crucigrama con la propiedad que describe los símbolos de seguridad.



2. **INTERPRETAR DATOS** Analiza las imágenes A y B. Luego, responde las preguntas.

A

Identificación de peligros	T F	ABCDE-33 Contiene...	Identificación del producto (Nombre químico de la sustancia o nombre comercial del preparado)
Descripción del riesgo (Frases R)	Tóxico Fácilmente inflamable	XXX, S.A. Av. ABY ... Tel ...	Composición (Para los preparados relación de sustancias peligrosas presentes, según concentración y toxicidad)
Medidas preventivas (Frases S)	R 11-23/25: Tóxico por inhalación y por ingestión S 7-16-24-45: Manténgase el recipiente bien cerrado Conservar alejado de toda llama o fuente de chispas - No fumar Evite el contacto con la piel En caso de accidente o malestar, acúdase inmediatamente al médico (si es posible, muéstrele la etiqueta)	Responsable de la comercialización (Nombre, dirección y teléfono)	

B

ADVERTENCIA: Hidróxido de Sodio N° 1823.

PRECAUCIONES: Para su manipulación utilice elementos de seguridad (guantes de goma, gafas y mascarilla) • Trátelo para la piel, ojos y membranas mucosas • En caso de contacto, lavar con abundante agua por 15 minutos • Si se produce ingestión, recurrir a un centro asistencial • Mantenga el producto fuera del alcance de los niños. Almacénalo en lugar fresco, seco y libre de humedad.

USOS: Líquido de desengrase, lavaplatos, limpia de techos, etc. • MODO DE EMPLEO: Desecha lentamente con precaución 100 gramos del producto en 1 litro de agua fría. Luego vierta la solución al sifón (desagüe, lavaplatos, WC) y deje actuar por 15 minutos. Enjuague con abundante agua para la eliminación. Si fuera necesario, repita la acción.

EN CASO DE INTOXICACIÓN LLAMAR AL
CITUC: (56+2) 2635 3800

ENVIASADO EN CHILE POR
QUIMICA
Limache / Vía del Mar, Chile /
Fono: _____

7 806395 83882

- a. Identifica la información que debe tener una etiqueta de cualquier producto químico (ver en **A**).

- b. Reconoce si la información que muestra la etiqueta del producto doméstico es la correcta (ver en **B**).

3. **COMPRENDER** Responde las preguntas a continuación:

- a. ¿Por qué los fertilizantes son productos industriales finales?

b. ¿Por qué es importante tomar precauciones cuando usas productos de limpieza que contienen solventes orgánicos?

c. ¿Por qué razón los productos químicos utilizados en el hogar no deben ser trasvasiados a envases distintos de los procedentes de fábrica?

Aplicar y analizar

4. **EXPLICAR** Observa el procedimiento experimental y luego responde.



▲ CuSO_4 antes del calentamiento.



▲ Resultado después de calentarlo.

a. ¿Qué tipo de compuesto inorgánico es el CuSO_4 ?

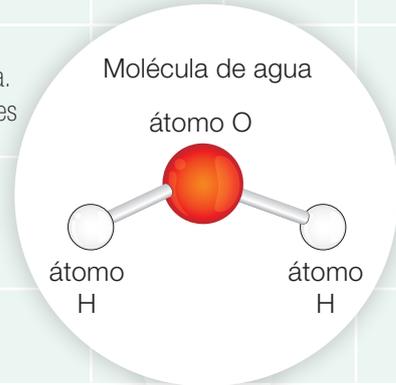
b. Si con el calentamiento el sulfato de cobre no sufre un cambio químico, entonces, ¿qué crees que le ocurrió?

5. **APLICAR** Cuando trabajas en el laboratorio debes seguir una serie de normas de seguridad. Explica dos que consideres especialmente importantes según tu experiencia. Puedes revisar los anexos en la página 196.

Composición de la materia

La Unidad 1, Formación de compuestos químicos, contribuye a que comprendas una de las Grandes ideas de la ciencia referida a que "todo material del universo está compuesto de partículas muy pequeñas". Es así como hemos asociado la estructura interna de la materia con la formación de compuestos químicos inorgánicos, cuya composición y propiedades se relacionan directamente con los tipos de enlaces entre sus átomos.

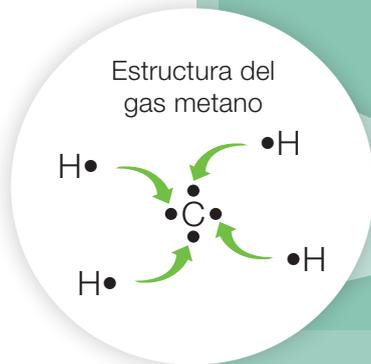
1 Los **átomos** son las unidades básicas que constituyen la materia. Las **moléculas** son combinaciones de dos o más átomos iguales o diferentes.



▲ Cristales de cloruro de sodio



2 Los **elementos químicos** están constituidos por átomos iguales: tienen el mismo número atómico (Z). Algunos elementos se componen de moléculas como el oxígeno (O₂). Los **compuestos químicos** están formados por moléculas de átomos diferentes, como el agua, y también por iones, como la sal.



3 Los compuestos se clasifican en **inorgánicos** y **orgánicos**. La mayoría de los alimentos están constituidos por compuestos orgánicos, en los que el carbono es el átomo central.

4 Los compuestos inorgánicos pueden ser binarios o ternarios.

Compuestos binarios:

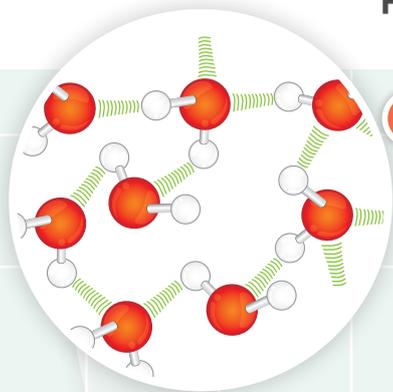
- óxidos
- hidruros e hidrácidos
- sales

Compuestos ternarios:

- hidróxidos
- oxiácidos
- sales de oxiácidos

5 Los compuestos químicos se designan por una **fórmula química** y se nombran según determinadas **reglas de nomenclatura**.

Propiedades de la materia



6 El **enlace químico** es la fuerza que mantiene unidos a los átomos, iones y moléculas.



10 Las propiedades de los compuestos determinan, a su vez, los usos que tienen. A diario utilizamos una gran variedad de productos que debemos emplear en forma segura.



11 Estamos acostumbrados a botar muchos productos y materiales. Es recomendable aprender a separar la basura y trasladarla a puntos verdes de reciclaje.



7 Cada elemento tiene una **valencia** (capacidad de combinación) determinada por los electrones del nivel más externo de los átomos constitutivos (electrones de valencia).

8 Hay dos tipos de enlaces que explican la formación de compuestos.

Enlaces iónicos

- Unión entre iones de metales y no metales mediante atracciones electrostáticas (+ con -). Cada ion se rodea por iones de signo contrario.

Enlaces covalentes

- Unión entre átomos no metálicos de igual o diferente electronegatividad, cuando comparten uno o más pares de electrones de valencia.

9 El enlace químico determina las propiedades de un compuesto. Según esto, los **compuestos iónicos** (inorgánicos) son sólidos, tienen altos puntos de fusión y de ebullición, y conducen la electricidad cuando están disueltos en disolventes polares. Por su parte, los **compuestos covalentes o moleculares** (orgánicos) se presentan en estado sólido, líquido y gaseoso, poseen bajos puntos de fusión y de ebullición, y son malos conductores de la electricidad.

Con tu grupo de trabajo, expongan en forma creativa los contenidos más relevantes de la unidad. Pueden utilizar recursos como los siguientes: presentación ppt, presentación en Prezi, animaciones digitales, entre otros.

- Para orientar su trabajo, visiten los sitios webs que les sugerirá su profesor.
- Antes de terminar la síntesis interactiva convérsala con tu profesor para obtener sus sugerencias.
- Luego de terminada, pueden compartirla con el curso.

Demuestro mis aprendizajes

Al cierre de la unidad, te invitamos a que demuestres lo que has aprendido realizando las siguientes actividades de evaluación. Para confirmar tus logros o revisar contenidos, puedes volver a revisar las páginas de tu texto o preguntar directamente a tu profesor.

¡Manos a la obra!

Recordar y comprender

Para las preguntas 1 y 2, trabaja con la siguiente sección de la tabla periódica que puedes encontrar ampliada en el anexo 10 de la página 210 de tu texto.

1	I A																18	VIII A
1	H																	He
		2	13	14	15	16	17											
2	Li	Be	B	C	N	O	F											Ne
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Y											Ar
4	K	X	Ga	Ge	As	Se	Br											Kr
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I											Xe
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At											Rn

1. **IDENTIFICAR** Escribe la fórmula química y el nombre de cinco compuestos inorgánicos que puedes formar con las siguientes combinaciones:

a. Metal (grupo 1) y no metal (grupo 16)

b. Metal (grupo 13) y no metal (grupo 16)

c. Metal (grupo 2) y no metal (grupo 17, período 4)

d. No metal (grupo 16) y no metal (grupo 17, período 5)

e. No metal (grupo 1) y no metal (grupo 17, período 2)

2. **INTERPRETAR** Deduce las características de los elementos de la tabla periódica que correspondan a las incógnitas X e Y.

a. Electrones de valencia de X: _____

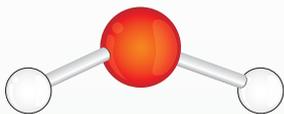
b. Electrones de valencia de Y: _____

c. Naturaleza química del elemento X (metálico/no metálico): _____

d. Naturaleza química del elemento Y (metálico/no metálico): _____

e. Fórmula y tipo de compuesto que forman X e Y: _____

3. **EXPLICAR** Justifica, a partir de la estructura de Lewis, por qué la fórmula química del agua es H_2O y no H_3O .



4. **COMPARAR** Compara el efecto del aumento de la temperatura sobre el azúcar y la sal.

a. ¿Qué le ocurre al azúcar cuando se calienta?

b. ¿Qué le sucede a la sal cuando se calienta?

c. ¿Por qué estos compuestos presentan distinta resistencia al aumento de la temperatura?



5. **CLASIFICAR** Analiza la tabla de las propiedades de cuatro compuestos observadas en un laboratorio.

Propiedades de los compuestos observados

Sustancia	A	B	C	D
Estado físico a 20 °C	Sólido	Líquido	Gas	Sólido
Punto de fusión (f) o ebullición (eb) (°C)	1074 (f)	78 (eb)	-56 (f)	318 (f)
En disolución conduce la electricidad	Sí	No	No	Sí
Alta resistencia al aumento de la temperatura	Sí			Sí
Otras propiedades	Alta dureza	Inflamable	Produce oxiácidos	Corrosivo

a. ¿Qué clase de compuesto (inorgánico/orgánico) son **A**, **B**, **C** y **D**?

A _____ **C** _____

B _____ **D** _____

b. Según las propiedades observadas de **A**, **B**, **C** y **D**, ¿qué enlaces químicos (iónicos/covalentes) deberían presentar principalmente?

A _____ **C** _____

B _____ **D** _____

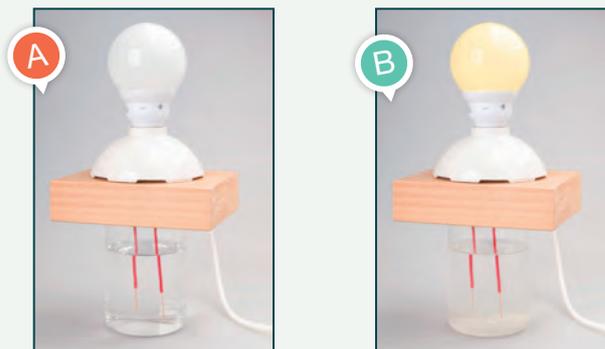
Demuestro mis aprendizajes

Aplicar y analizar

6. **RESOLVER** Escribe el nombre o la fórmula del compuesto según corresponda.

	Nombre IUPAC		Fórmula
a. ZnO		i. Óxido de mercurio (I)	
b. SiO ₂		j. Óxido de nitrógeno (V)	
c. CuH ₂		k. Hidruro de cobalto (III)	
d. GaCl ₃		l. Hidróxido de litio	
e. Fe(OH) ₂		m. Ácido de selenio (VI)	
f. H ₂ SO ₃		n. Ácido de carbono (IV)	
g. AgNO ₃		ñ. Carbonato de hierro (II)	
h. Al ₂ (PO ₃) ₃		o. Sulfito de cinc	

7. **EXPLICAR** Analiza la experiencia y luego responde. Un alumno no había etiquetado unos vasos que tenía con un líquido transparente. No sabía qué vaso contenía agua pura y cuál agua mezclada con una sal binaria. Para saberlo, hizo la siguiente prueba experimental y las evidencias quedaron a la vista.



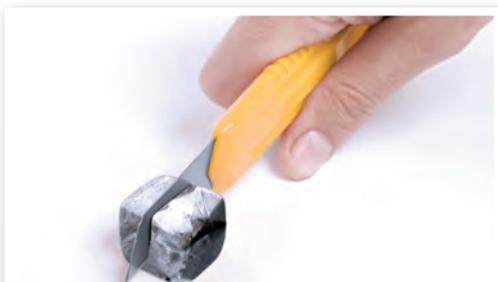
a. ¿Qué contienen los vasos **A** y **B**?

A _____ **B** _____

b. ¿Por qué en el vaso **B** se enciende la ampolla? Explica según los enlaces químicos comprometidos.

c. ¿Qué otra prueba experimental hubieras hecho tú para distinguir el contenido de los vasos? Indica el procedimiento que seguirías.

8. **APLICAR** Analiza la siguiente información sobre el sodio:



▲ El sodio es un metal muy blando: se puede cortar sin dificultad.



▲ Para fundir el cloruro de sodio hay que calentarlo a más de 1 000 °C.

a. ¿Por qué el sodio presenta propiedades tan diferentes en cada caso?

b. ¿Por qué crees que el sodio se guarda en una botella sumergido en un líquido, habitualmente un aceite mineral?

c. ¿Podrías guardar en una botella solo iones sodio y en otra iones cloro?, ¿por qué?

9. **EVALUAR** Asume que el cloro siempre forma el mismo ion en otros compuestos así como lo hace en el cloruro de sodio. ¿Cuál de las siguientes fórmulas representa un compuesto iónico? Datos: **X**, **Y** y **Z** son tres elementos cualquiera y diferentes.

a. X_2Cl_3 _____

b. YCl_2 _____

c. Z_2Cl _____

Mi proyecto

Concluye lo que aprendiste en el proyecto planteado con tu grupo de trabajo. Expón los contenidos más importantes vistos en esta unidad utilizando un recurso digital, como una presentación interactiva.

Grandes científicos chilenos

La doctora Hidalgo es licenciada en Bioquímica y fue la primera doctora en ciencias de la Universidad de Chile. En el año 2006 recibió el Premio Nacional de Ciencias.

Para la doctora Hidalgo, la ciencia es parte fundamental de la cultura de una nación, y es por eso que plantea que nuestro país necesita personas innovadoras que posean una matriz de pensamiento científico. Chile no puede seguir exportando las mismas materias primas sin ningún valor agregado de manera sostenida en el tiempo, por lo que hay que crear nuevo conocimiento para generar procesos innovadores.

Su línea de investigación se ha centrado en torno a la relevancia del ion calcio en los seres vivos desde el año

María Cecilia Hidalgo Tapia, la primera mujer en recibir el Premio Nacional de Ciencias



1967. Además del papel central del calcio en la formación de huesos y dientes, la doctora Hidalgo señala que si no fuera por los incrementos de ion calcio a nivel intracelular, no podría latir nuestro corazón y no nos podríamos mover, pues en cada latido del corazón y cuando nos movemos, hacemos usos de esos aumentos en las células del corazón o de los músculos; cuando nos comunicamos, aprendemos nuevas tareas y originamos memorias, por lo que requerimos incrementos del ion calcio en nuestras neuronas. Su trabajo ha demostrado que el ion calcio comanda múltiples procesos dentro de los seres vivos.

Responde:

- ¿Qué rol crees que tiene la mujer en el desarrollo de la ciencia actual?
- El calcio juega un rol importante en tu cuerpo. ¿Cómo podrías mejorar tu alimentación en relación con el consumo de calcio?

Adaptación:

- Dirección de Comunicaciones Universidad de Chile y Ministerio de Educación. (-). María Cecilia Hidalgo Tapia. 24-05-2016, de Universidad de Chile. Sitio web: <http://www.uchile.cl/portal/presentacion/historia/grandes-figuras/premios-nacionales/ciencias-/30287/maria-cecilia-hidalgo-tapia>
- Patricio Grünert Alarcón (2015). Entrevista a la Dra. Cecilia Hidalgo, "Las mujeres podemos ser científicas y madres al mismo tiempo". 24-05-2016, de Sociedad de Biología de Chile. Sitio web: <http://www.biologiachile.cl/2015/09/01/entrevista-a-la-dra-cecilia-hidalgo-las-mujeres-podemos-ser-cientificas-y-madres-al-mismo-tiempo/>

Investigaciones en Chile

El ion cloruro y su efecto sobre el acero en el hormigón

Los ambientes marinos, que son muy comunes en nuestro país, tienen grandes concentraciones de iones cloruros que dañan el acero presente en el hormigón de las construcciones lo que provoca un proceso de corrosión. Un grupo de investigadores de la Pontificia Universidad Católica de Valparaíso y de la Pontificia Universidad Católica de Chile, en una investigación preliminar, determinaron que el acero galvanizado presenta una mayor resistencia al proceso corrosivo, provocado por el ion cloruro, que el acero corriente, porque tendría mejores propiedades frente a los ambientes marinos.

El aumento de los megaproyectos de construcciones en las zonas costeras de nuestro país hacen de los resultados de esta investigación un gran aporte para mejorar la seguridad de las construcciones en un país en crecimiento como el nuestro.

Responde:

- ¿Qué opinas del aumento de megaproyectos inmobiliarios en nuestro país?
- ¿Qué importancia tiene el que se desarrollen investigaciones en Chile?

Adaptación:

- Vera, R., Román, J., Puentes, M., Bagnara, M., Carvajal, A. M., Rojas, P. (2013). Efecto de la difusión de ión cloruro en el comportamiento de acero galvanizado en estructuras de hormigón armado: Resultados preliminares. Revista de la construcción, 12(1), 30-40. Recuperado en 23 de mayo de 2016, de http://www.scielo.cl/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0718-915X2013000100004&lng=es&tlng=es. 10.4067/S0718-915X2013000100004

Barras de acero





Soldadura de cobre

Ciencia y salud

El ion cobre como protector de la salud

El uso de los iones de cobre o sus aleaciones para eliminar los contaminantes microbianos es muy antiguo y se describe en civilizaciones tan distantes como la romana y la maya. La potente actividad del cobre sobre diferentes microorganismos como bacterias, virus, parásitos, hongos levaduras e incluso algas lo presentan como una alternativa económica y efectiva como agente protector de la salud.

Todos los resultados disponibles muestran que la utilización de superficies de cobre pueden disminuir la contaminación cruzada en muchos procesos comunes en la industria de los alimentos.

La inclusión de cobre en los materiales de construcción, pinturas e incluso madera aglomerada de distinto tipo, ayudaría a disminuir la propagación de agentes patógenos comunes en lugares de uso público.

Responde:

- ¿Qué utensilios de uso común podrían ser elaborados de cobre?
- ¿Cómo Chile podría utilizar esta gran utilidad del cobre como agente protector de la salud?

Adaptación:

- Fragmento: la actividad antimicrobiana del cobre amplía su mercado. Por Guillermo Figueroa. Revista Nutrición y Vida del INTA. Universidad de Chile. Edición N° 14 junio 2015. Págs. 33-37.
- Fragmento: Guillermo Figueroa. (junio 2015). La actividad antimicrobiana del cobre amplía su mercado. Revista Nutrición y Vida del INTA, 14, Págs. 33-37.

La ciencia en el mundo

El uso de las sales binarias y terciarias para almacenar energía

La energía del Sol puede ser utilizada para fundir sales como el cloruro de sodio o mezclas de nitrato de calcio o nitrato de litio. La sal fundida se pone en contacto con un contenedor de agua y el calor que pasa desde el fundido al agua hace que esta se transforme en vapor, el cual se utiliza para mover unas turbinas que generan electricidad.

España es una de las pioneras en la puesta en marcha de centrales solares basadas en sales fundidas. Andasol 1, cerca de Granada, utiliza 28 mil toneladas métricas de sales. El costo de instalación de una planta de este tipo es de unos 300 millones de euros. Estados Unidos es otro de los países que más apuesta por esta tecnología. Uno de los mayores problemas de este tipo de tecnologías es que por el momento no genera energía a precios competitivos.

Responde:

- ¿Crees que este sistema pueda ser desarrollado en Chile?, ¿por qué?
- ¿Qué sistemas de obtención de energía limpia conoces?

Adaptación:

- Fragmento: http://www.consumer.es/web/es/medio_ambiente/energia_y_ciencia/2010/07/01/194068.php
- Alex Fernández Muerza. (2010). Sales para almacenar energía renovable. 23 mayo 2016, de Eroski Consumer Sitio web: http://www.consumer.es/web/es/medio_ambiente/energia_y_ciencia/2010/07/01/194068.php

Paneles solares



Reacciones químicas

Como ya sabes, la mayoría de los productos que utilizas diariamente están constituidos por distintos tipos de sustancias químicas, por lo que es importante saber mediante qué procesos se elaboran.

Revisaremos en esta unidad las reacciones químicas, es decir, las transformaciones en que una o varias sustancias se convierten en otras debido a que cambian su composición y propiedades.



Las piezas de las bicicletas lucen bastante oxidadas, especialmente las llantas, radios y cadena. Las superficies de otras herramientas también tienen óxido.

1. ¿Qué crees que sucedió con las bicicletas de estos amigos?, ¿por qué?
2. ¿Qué técnica aplicarías para que las bicicletas volvieran a brillar?, ¿cómo lo harías?



Propósitos de la unidad

1. Identificar la reacción química como una transformación de los reactantes para generar productos y que se representa por una ecuación química.
2. Reconocer mediante la experimentación los cambios que ocurren cuando se lleva a cabo una reacción química.
3. Clasificar las reacciones químicas en reacciones de síntesis, descomposición y sustitución y ejemplificarlas con situaciones reales.
4. Desarrollar actividades de resolución de problemas de balance de ecuaciones químicas.
5. Valorar el aporte de la química para explicar las reacciones químicas que ocurren en los seres vivos, en el entorno y en la industria.



Gran idea de la Ciencia

Una idea fundamental es que:

“toda la materia del universo está compuesta por átomos, independientemente de si corresponde a seres vivos o materiales inertes”.

Piensa y luego responde:

- ¿Qué reacciones químicas podrían estar ocurriendo con algunos materiales de tu entorno más cercano? Menciona dos casos.
- ¿Cómo relacionas la composición de esos materiales con las reacciones químicas que experimentan?

Mis metas y estrategias



Lo que sé

Para comenzar, es importante que planifiques cómo aprenderás los contenidos de la presente unidad. Por eso te invitamos a que leas atentamente el texto y que luego resuelvas las actividades propuestas.

¡El ataque de la lluvia!

¿Sabías que como resultado de la contaminación atmosférica, en los últimos 20 años muchas obras de arte construidas de piedra y mármol han sufrido daños mayores que en sus primeros 20 siglos de existencia? Debido a que el agua de lluvia disuelve el CO_2 del aire, las precipitaciones son normalmente ácidas. Sin embargo, el grado de acidez de la lluvia se ha elevado considerablemente en años recientes a causa de la polución. Las emisiones gaseosas de óxidos de azufre (SO_x) y óxidos de nitrógeno (NO_x) de las industrias y vehículos motorizados, principalmente por la quema de carbón y petróleo, se convierten en pequeñas gotas de ácido sulfúrico y ácido nítrico, que incrementan la acidez de la lluvia. La lluvia ácida daña las edificaciones y afecta la vegetación y la vida acuática.

1. Anota lo que habías escuchado o leído antes sobre la lluvia ácida.

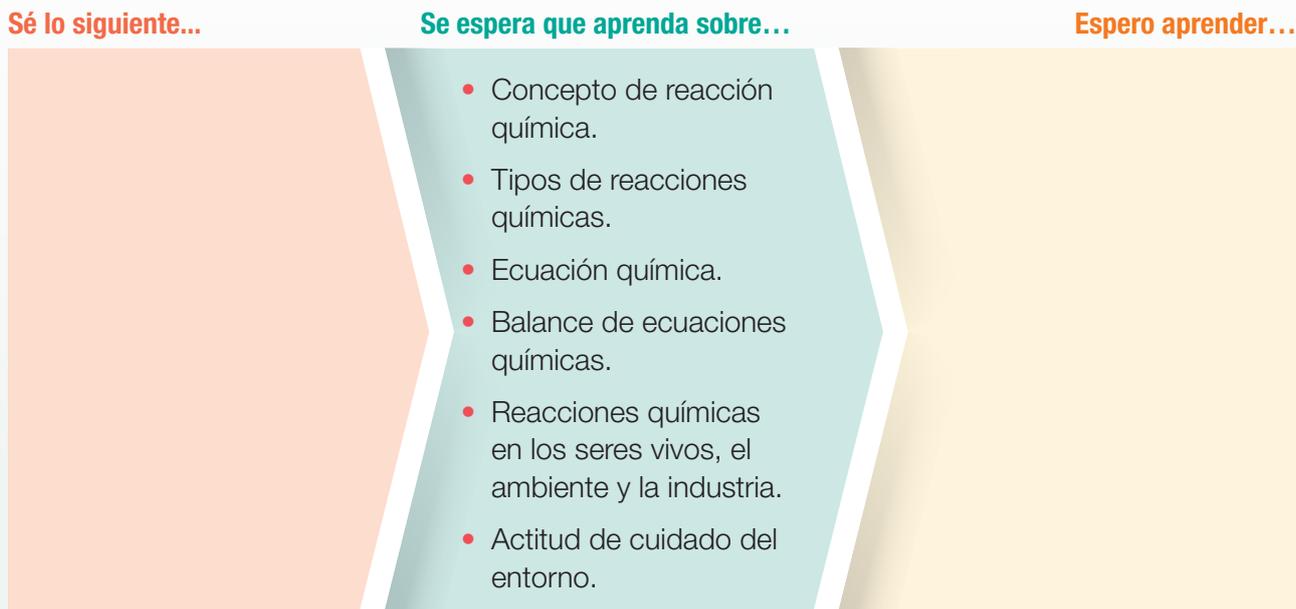
2. Nombra y escribe la fórmula de tres compuestos que identifiques en el texto.

3. Representa con un esquema o dibujo cómo entiendes la formación de ácido sulfúrico en el agua de lluvia.

4. Reflexiona acerca de los efectos de la lluvia ácida y por qué se considera un problema medioambiental sin límites geográficos.

¿Qué voy a aprender?

En el esquema que se presenta a continuación, anota lo que sabes y lo que te gustaría aprender respecto de los contenidos de la unidad.



¿Cómo lo voy a aprender?

Anota qué desafíos tienes y qué estrategias de aprendizaje aplicarás en la unidad para superar tus dificultades y comprender los contenidos.

<p>¿Cuáles conocimientos, habilidades y actitudes de la unidad representan para ti un desafío?</p>	
<p>¿Qué estrategias utilizarás para lograr lo que pretendes aprender en esta unidad? Escribe tres estrategias con las que mejor aprendes.</p>	
<p>¿Qué hábitos de estudio crees que debes mejorar o corregir para aprender mejor? Escribe tres.</p>	

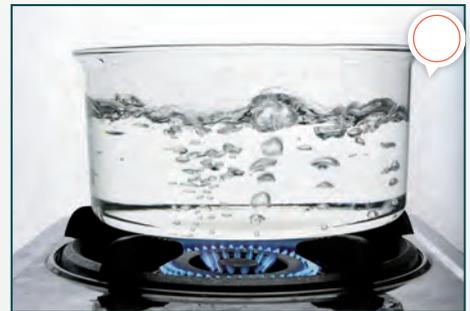
Activo mis aprendizajes

Te invitamos a que demuestres lo que sabes del tema de la unidad antes de comenzar a trabajar en ella.

¡Adelante!

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** Observa las fotografías y marca solo aquellas en las que la materia experimenta transformaciones químicas.



Vaso de vidrio



Plato con agua

Vela encendida

2. **PREDECIR Y EXPLICAR** Analiza la experiencia y luego responde.

- a. Predice lo que sucederá si se coloca sobre la vela encendida un vaso invertido. Pista: fijate en la rotulación de la foto.

- b. Fundamenta por qué esta transformación es un cambio químico.

- c. Representa con un esquema o dibujo la transformación de la vela.

Aplicar y analizar

3. **FORMULAR UNA HIPÓTESIS** Se colocaron, próximos entre sí, dos vasos con disoluciones acuosas concentradas de ácido clorhídrico (HCl) y de amoníaco (NH₃). Pasados unos minutos, se observó muy claramente la formación de un humo blanco, tal como se muestra en la fotografía. ¿Qué hipótesis formularías para explicar lo que ha ocurrido?



4. **APLICAR** Supón que tienes que hacer un experimento controlado para determinar qué efecto tiene la temperatura del agua en la preparación de una pastilla efervescente antiácida. ¿Qué materiales necesitarías? Diseña un plan para tu experimento.



Mi proyecto

Con mucha frecuencia hemos observado que algunas frutas y verduras, como manzanas y papas, se ponen oscuras una vez que las pelamos.

1. **APLICAR** En tu cuaderno, planifica un experimento para evitar este proceso. Investiga qué nutriente de estos alimentos es el que sufre la transformación y qué factores del medioambiente la provocan.
2. **DISEÑAR** Planifica tu propio proyecto sobre las reacciones químicas en nuestro entorno que te gustaría investigar. Completa la investigación con tu grupo de trabajo durante el tiempo de estudio de la Unidad 2 (8 semanas aproximadamente).
3. **PLANTEAR UN PROBLEMA** Para iniciar el diseño del proyecto es fundamental que planteen un problema de investigación. Discútelo con tu grupo y escríbelo aquí.

¿Qué son las reacciones químicas?

Explora

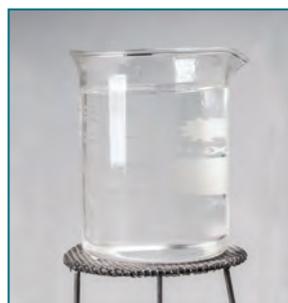
Objetivo de Aprendizaje

Para dar una respuesta a la pregunta planteada, revisaremos los siguientes contenidos: reconocimiento de una reacción química, cambios en el sistema, reactantes, productos, ecuación química y conservación de la masa.

1. Observa y analiza las secuencias de las fotos A y B. Luego, responde las preguntas.



▲ Calentamiento de hielo



▲ Calentamiento de agua líquida



▲ Transformación a vapor (ebullición)



▲ Mezcla de Fe-S separada por un imán



▲ Mezcla de Fe-S calentándose



▲ Fe-S sin ser separada

- a. Describe la condición a la que se sometieron las sustancias en cada secuencia.

- b. En la secuencia **A**, explica qué le ocurre al agua sólida (hielo) a medida que se va calentando. ¿Cómo podrías reconvertir el agua gaseosa en sólida?

- c. En la secuencia **B**, explica qué le sucede a la mezcla de hierro y azufre si se aumenta la temperatura. ¿Por qué el hierro no puede separarse con el imán al final del proceso?

Cambios en la materia

Elige una sustancia de tu entorno y obsérvala, *¿qué cambios está sufriendo?* Algunos ejemplos cotidianos de cambios en el entorno son los siguientes: el agua que hierve cuando la calientas en la tetera; algunos alimentos, como la leche, que adquieren un sabor y olor desagradables al no estar refrigerados, que al frotar un fósforo, este se encienda; o que los metales se oxidan cuando están al aire libre. La materia, entonces, está cambiando permanentemente a nuestro alrededor.

¿Qué cambia en la materia cuando se transforma? En cambios como los mencionados puede modificarse el estado o la forma de las sustancias, pero **no su composición química**. Un ejemplo son los cambios de estado: cuando pones agua en una cubetera dentro del refrigerador para hacer hielo, luego puedes volver a convertir el hielo en agua líquida al sacarlo del congelador. También existen **cambios físicos** que alteran la forma de la materia, como cortar un papel.

Por el contrario, cuando ocurre un cambio en la composición química de la materia, se forman nuevas sustancias con propiedades diferentes a las sustancias originales. Estos son **cambios químicos**. Por ejemplo, cuando se calienta una mezcla de hierro y azufre se forma sulfuro de hierro (II) o cuando se quema un trozo de papel. Cuando ocurren este tipo de cambios las sustancias iniciales no se pueden recuperar.

En el primer tema de la unidad estudiaremos los cambios químicos también llamados reacciones químicas.

Términos clave

- Emisión de luz
- Efervescencia
- Precipitado
- Cambio de energía
- Reactante
- Producto

Demuestra lo que sabes

EXPLICAR Las siguientes fotografías muestran cambios en el alcohol. ¿En cuál de los dos casos el alcohol experimenta una reacción química?



▲ Alcohol hirviendo.



▲ Inflamación del alcohol.

Reconocimiento de las reacciones químicas

Una **reacción química** es un cambio profundo de la materia, o sea, una o varias sustancias se transforman en otras sustancias diferentes debido a que su composición y propiedades se modifican. Las sustancias que se transforman, bajo determinadas condiciones, se llaman **reactantes**, y las que se producen se denominan **productos**.

Señales para reconocer una reacción química

Una reacción química se reconoce por:

Emisión de luz

El proceso de transformación en algunas reacciones químicas produce energía **luminosa**. Es el caso de los fuegos artificiales.



Liberación de energía térmica

Además de los productos, en una reacción química puede liberarse energía térmica que se percibe al tocar el recipiente. Cuando el hidróxido de sodio se disuelve en agua, la temperatura aumenta, lo que indica que se libera energía térmica.



Liberación de gases

Uno de los productos de una reacción química puede ser una sustancia gaseosa. En la fotografía, la **efervescencia** resulta de la liberación de dióxido de carbono (CO_2).



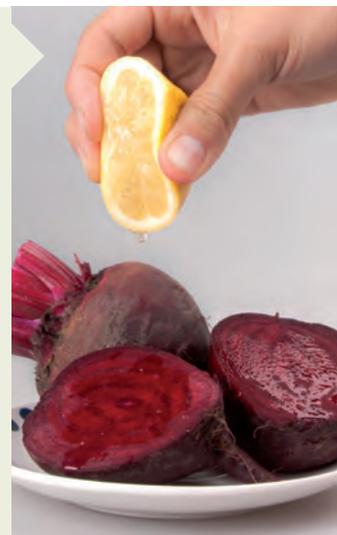
Formación de un sólido

Hay reacciones en las que se forma un sólido o precipitado, que no se disuelve y decanta. En este caso se produce carbonato de calcio (CaCO_3) por la reacción entre el CaO (disuelto en el agua) y el CO_2 (en el aire espirado).



Cambio de color

También puede ocurrir que en una reacción haya un cambio perceptible de color. Por ejemplo, cuando se exprime un limón sobre jugo de betarraga.



Cambios de energía durante una reacción química



◀ Cuando un trozo de papel se quema, se observa el desprendimiento de humo y calor, y al final solo quedan cenizas y el papel no puede recuperarse.

Los cambios de la materia no son espontáneos, sino que dependen de la energía. Podemos decir que la **energía** es el motor de las transformaciones de la materia.

En todas las reacciones químicas ocurre un intercambio de energía con el entorno. Hay reacciones en que se absorbe energía, también llamadas **reacciones endergónicas**, y otras en que se libera energía, o **reacciones exergónicas**. De los ejemplos vistos en estas páginas, *¿cuáles representan reacciones exergónicas?*

Por ejemplo, al colocar bencina en el auto, lo que hacemos es cargarlo de un combustible que una vez que se enciende, mediante una chispa eléctrica, produce una reacción exergónica. Al combustionar la bencina dentro del motor, se libera energía térmica, que puede generar el movimiento del vehículo. Otra señal para identificar la combustión de la bencina como una reacción química es que produce gases, principalmente dióxido de carbono y vapor de agua.

Cuando el intercambio de energía es en forma de calor, hablamos de **reacciones endotérmicas** o **exotérmicas** según haya absorción o desprendimiento de energía térmica durante la reacción química. Podemos reconocer este hecho midiendo si existe una disminución o aumento de la temperatura de la mezcla reaccionante, esto es, la temperatura final alcanzada por los productos menos la temperatura inicial de los reactantes.

Recuerda



Energía es la capacidad que tiene un cuerpo para realizar un trabajo. En términos químicos, es la capacidad para producir transformaciones en la materia.

Temperatura es la medida de la energía cinética promedio de las partículas que conforman un cuerpo.

Demuestra
lo que **sabes**

1. **APLICAR** Al oler un trozo de carne, Diego se dio cuenta de que estaba descompuesta. ¿Cómo le explicarías a Diego el tipo de cambio que sufrió la carne?

Guía de laboratorio N° 4

Reconociendo una reacción exotérmica

Antecedentes

Toda reacción química involucra cambios de energía. Es posible que en algunas reacciones sea imperceptible el aumento o disminución de la temperatura en el sistema, pero en otros es claramente evidente. En la Guía de laboratorio N° 2 de la Unidad 1 (páginas 46 y 47) observaste que el magnesio reacciona con el ácido clorhídrico en disolución acuosa, lo que produce una sal binaria y un gas. Ahora retomaremos la misma reacción, pero desde el punto de vista del intercambio de energía con el entorno.

Problema de investigación

¿Qué tipo de reacción se produce entre el magnesio y el ácido clorhídrico?

Objetivo

Determinar el cambio de energía en la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico.

Materiales

- tubo de ensayo de boca ancha
- termómetro
- soporte universal
- pinzas para el tubo y el termómetro
- pipeta
- lentes protectores

Reactivos

- trozo de cinta de magnesio de 2 cm
- disolución 6 M de HCl (la entregará tu profesor)

Seguridad



PRECAUCIÓN: usa la pipeta correctamente al verter la disolución de HCl en el tubo de ensayo. Puedes revisar los anexos en la página 196.

> Procedimiento

1. Utilizando las pinzas, ajusta el tubo de ensayo y el termómetro según el montaje experimental que muestra la fotografía.
2. Con la pipeta, vierte 10 mL de la disolución de HCl dentro del tubo de ensayo.
3. Mide la temperatura inicial de la disolución de HCl y registra el dato.
4. Con cuidado, introduce el trocito de Mg en el tubo de ensayo.
5. Cada 20 segundos, mide la temperatura del sistema hasta que el Mg se haya consumido por completo. Anota tus mediciones.



Conexión con

Biología

Vivimos gracias a dos procesos fundamentales de transferencia de energía: la **fotosíntesis** y la **respiración celular**. Las plantas usan el dióxido de carbono del aire, el agua y la energía solar para producir glucosa y oxígeno (fotosíntesis); nosotros utilizamos la energía que está almacenada en los enlaces de la glucosa (energía química) cuando esta reacciona con el oxígeno (respiración celular).



▲ La nalca o pangue (*Gunnera tinctoria*) es una planta ornamental y comestible nativa de zonas templadas de Chile y de Argentina.

¿Cómo se genera una reacción química?

Ya sabes que todas las reacciones químicas transcurren mediante un intercambio de energía con el medioambiente. Muchas de ellas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para producirse. En la formación de agua, por ejemplo, el aporte de energía inicial es una chispa eléctrica, y para quemar un papel basta encenderlo con un fósforo.

¿Qué crees que debe ocurrir con los enlaces químicos de las sustancias reaccionantes para que se inicie una reacción química?

Para que dos o más átomos o moléculas puedan reaccionar y formar productos es imprescindible que los reactantes se pongan en contacto con la orientación adecuada y la energía suficiente. El choque de los átomos que van a constituir un enlace podría dar origen a productos, siempre y cuando dispongan de la energía necesaria para este proceso.

En 1920, los científicos **Max Trautz** (1880-1960) y **Gilbert Lewis** (1875-1946) desarrollaron una teoría para explicar las reacciones químicas.

Teoría de las colisiones

La teoría de Trautz y Lewis considera que las moléculas son partículas que chocan continuamente entre sí. Postula que para que dos o más átomos o moléculas reaccionen y se produzca una reacción, es necesario que ocurran choques efectivos entre los reactantes.

Choques efectivos

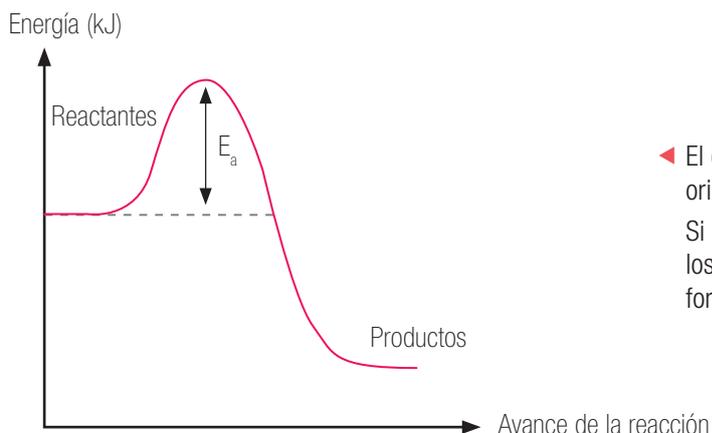
Condiciones que deben cumplir:

El choque debe tener la **energía suficiente** para romper los enlaces entre los átomos y así pueda ocurrir un reordenamiento de ellos y se formen nuevos enlaces en los productos.

El choque debe producirse con la **orientación adecuada** de los reactantes para formar la nueva molécula (producto de la reacción).

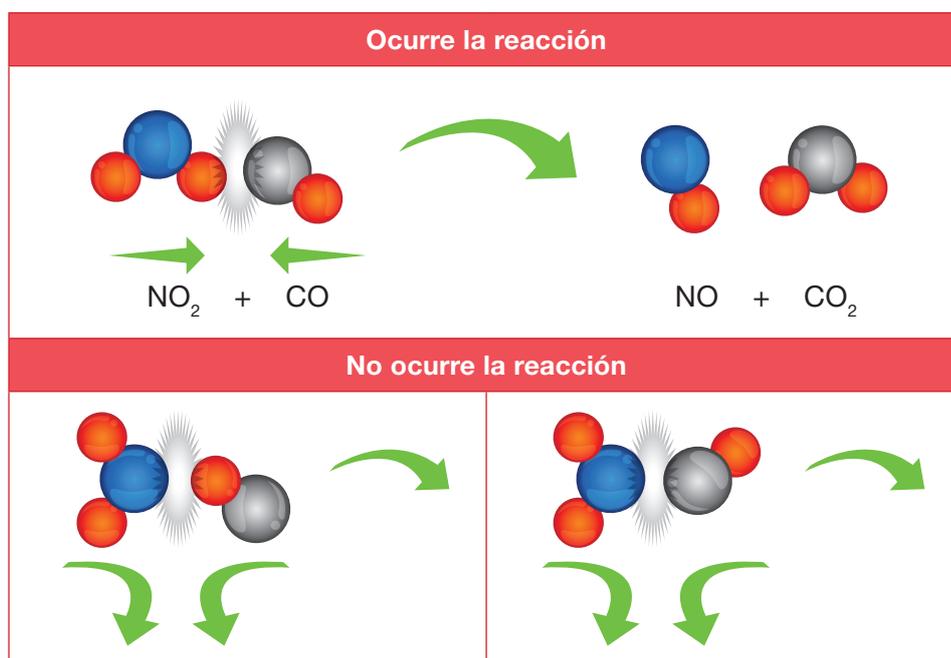
Deben tener además una energía mínima necesaria para que suceda la reacción, esto es, **energía de activación** (E_a). Solo las moléculas o átomos que alcancen un valor superior a la E_a formarán productos.

Gráfico n° 1: Energía de activación



◀ El gráfico muestra la curva energética para que se origine una reacción química. Si no se dispone de la energía mínima necesaria, los átomos o moléculas rebotan, sin generar la formación de productos.

Veamos la reacción entre dióxido de nitrógeno y el monóxido de carbono:



En la representación con modelos moleculares, podemos ver que el dióxido de nitrógeno (NO_2) reacciona con monóxido de carbono (CO). Esta reacción solo ocurre si el oxígeno del dióxido de nitrógeno choca con el carbono del monóxido; en caso contrario, no se produce.

Demuestra lo que sabes

- 1. APLICAR** Empleando modelos moleculares, representa la reacción entre el magnesio (esfera color gris) y el ácido clorhídrico (H: esfera blanca; Cl: esfera verde).

Recuerda

Para representar las reacciones químicas de un modo gráfico se emplean las ecuaciones químicas.

Ecuaciones químicas

Para describir una reacción no solo basta reconocer cuáles sustancias reaccionan y qué se produce. Por ejemplo, si mezclamos magnesio y ácido clorhídrico (reactantes) estos reaccionan rápidamente y observamos que se forman unas “burbujas” que escapan de la mezcla reaccionante. *Pero ¿eso explica lo que realmente está sucediendo?, ¿significa que todos los átomos de magnesio y las moléculas de HCl se convierten en “burbujas”?*

Una reacción química involucra más de lo que podemos percibir a simple vista. Se utilizan las **ecuaciones químicas** para detallar todo el proceso de una reacción química.

Escribiendo ecuaciones químicas

Ecuación química de la corrosión del hierro



En una ecuación química la flecha también señala el sentido de la reacción, o sea, la formación de productos.

¿Cómo escribirías la ecuación química para la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico? Pista: recuerda que además de hidrógeno gaseoso se produce cloruro de magnesio, que queda en la disolución acuosa.

La imagen de esta página muestra los elementos químicos hierro y azufre (representado por esferas de color gris y amarillo) que al calentarlos juntos reaccionan, y forman el compuesto sulfuro de hierro (II), parte fundamental de la pirita, mineral que es utilizado para obtener ácido sulfúrico. Es decir, gracias a la energía suministrada se constituye una nueva sustancia (FeS), muy distinta a los elementos Fe y S que la originaron. En cambio, si no se aplica energía, el Fe y el S conservan sus propiedades, **no** reaccionan, **no** forman el compuesto y la mezcla puede separarse mediante un imán.

La ecuación química que representa la reacción es:



En este caso, tanto los reactantes como el producto se encuentran en estado sólido.



Demuestra lo que sabes

- EXPERIMENTAR** En un vaso, haz reaccionar dos cucharaditas de polvos de hornear con cinco gotas de vinagre. Anota tus observaciones.

- APLICAR** Escribe la ecuación química que representa la reacción anterior. Pista: vinagre y polvos de hornear son los nombres comunes para el ácido acético (C₂H₄O₂) y bicarbonato de sodio (NaHCO₃), respectivamente. La reacción produce acetato de sodio (C₂H₃O₂Na), agua (H₂O) y dióxido de carbono gaseoso (CO₂).

Guía de laboratorio N° 5

Factores que intervienen en la velocidad de reacción

Antecedentes

Las reacciones químicas ocurren a diferentes escalas de tiempo. Por ejemplo, una explosión tarda una fracción de segundo, mientras que la formación de combustibles fósiles, como el petróleo, se demora miles o millones de años. La velocidad de reacción es la rapidez con la cual los reactivos se convierten en productos. Esto es, la cantidad de reactantes consumidos o productos constituidos en un período determinado de tiempo.

Problema de investigación

¿Cómo afectan la temperatura y la superficie de contacto a la velocidad de una reacción química?

Objetivo

Experimentar mediante control de variables los factores que afectan a la velocidad de reacción.

Materiales

- balanza de precisión
- mechero Bunsen, trípode y rejilla
- termómetro
- mortero
- cronómetro
- 4 vasos de precipitado o matraces de 250 mL

Reactivos

- 4 pastillas efervescentes
- 6 cubos de hielo
- agua de la llave

Seguridad

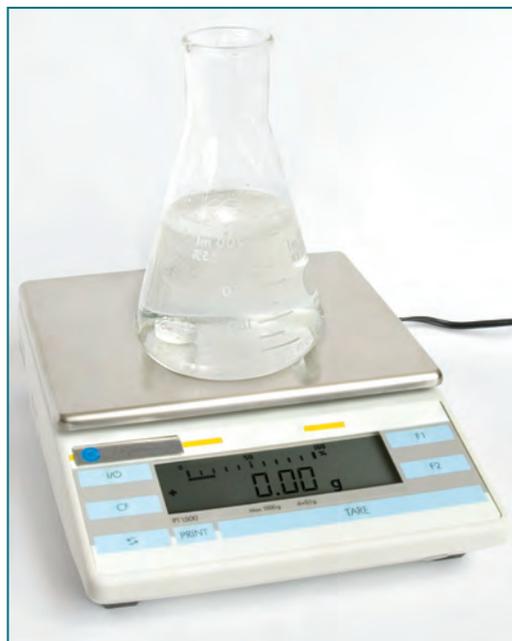


PRECAUCIÓN: lee el **Anexo 2**, página 194 para emplear correctamente el mechero Bunsen.

> Procedimiento

Experimento control

1. Mide la masa de una tableta efervescente y luego registra. Este valor será el de todas las pastillas.
2. En uno de los vasos vierte 200 mL de agua y mide su temperatura.
3. Mide la masa del vaso con agua y registra. Sin retirar el vaso de la balanza, agrega la pastilla en el agua y toma el tiempo que tarda en consumirse por completo.
4. Anota tus observaciones y fijate si hay variación de masa. Registra la masa del sistema una vez terminada la reacción.



Ensayo 1

- Hierve 200 mL de agua en otro vaso, apaga el mechero y mide la temperatura del agua. Luego, echa otra pastilla en el agua y toma el tiempo que tarda la reacción.
- Repite el paso 4, pero con 200 mL de agua enfriada con los cubos de hielo. Debes ajustar el volumen antes de introducir la pastilla.

Ensayo 2

- En otro vaso, vierte 200 mL de agua de la llave.
- Con el mortero, muele la pastilla hasta que quede un polvo fino y de esa manera introdúcela en el agua. Toma el tiempo que tarda la reacción.

> Análisis y conclusiones

Datos y observaciones

Reacción	Masa agua (g)	Masa pastilla (g)	Temperatura agua (°C)	Tiempo de reacción (s)	Observaciones cualitativas
Control					
Ensayo 1					
Ensayo 2					

1. En el experimento control, ¿cómo varió la masa del sistema?, ¿por qué?

2. En el ensayo 1, ¿qué factor aumenta la velocidad de reacción? Explica por qué consideras aquello.

3. En el ensayo 2, ¿cómo afecta a la velocidad de reacción que la pastilla esté molida? Explica.

4. ¿Cuáles son las variables que están consideradas en el ensayo 1 con respecto al control, y en el ensayo 2 en relación con el control? Clasifícalas en variables controladas (constantes), variable independiente (manipulada) y variable dependiente (respuesta).

5. Concluye. ¿Cómo afectan la temperatura y la superficie de contacto a la velocidad de una reacción química? Te puedes guiar con los **Anexos 5 y 6** (páginas 199 y 200).

Recuerda

El método para equilibrar ecuaciones químicas lo retomaremos en la Unidad 3.

Conservación de la masa

¿Qué ocurre con la masa de las sustancias reaccionantes una vez que forman productos?, ¿se mantiene la masa de las sustancias transformadas?

Es probable que a partir de los resultados en el ensayo 1 anterior, respondas que la masa disminuye. Pero sabes también que uno de los productos de la reacción es un gas, que difunde hacia el entorno, quedando su masa sin registro en la balanza.

Podemos hacer una variante al experimento para que efectivamente podamos constatar la masa total del sistema al consumirse por completo la pastilla efervescente. Observa los resultados que se obtuvieron.



▲ Se midió la masa de todos los componentes del sistema.



▲ Se agregó la pastilla y se cerró el matraz rápidamente. La balanza registra la masa del sistema.

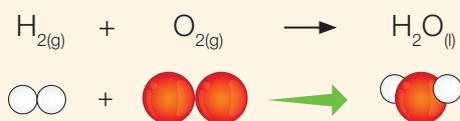
Con este experimento podemos comprobar que la masa se mantiene igual durante la reacción química.

Para comprender mejor esta afirmación, nos debemos remontar al siglo XVIII, cuando en 1772 un noble francés llamado Antoine Lavoisier (1743-1794) llegó a elaborar una de las leyes fundamentales de la naturaleza: la **ley de conservación de la masa**. Lavoisier experimentó con la combustión, y midió la masa de las sustancias antes y después de arder y planteó una sorprendente explicación: “La masa de las sustancias que se queman es la misma que las sustancias que se producen durante la combustión; solo hay transformación de unas en otras”.

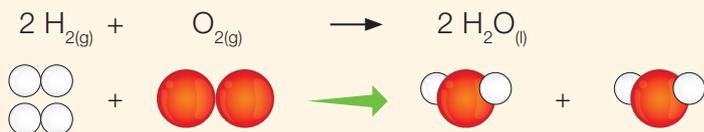
Si profundizamos en lo que es una reacción química, pero ahora a nivel atómico, es posible afirmar que el proceso de transformación implica una reorganización atómica que genera productos. Como el proceso se representa mediante una ecuación química, en esta deben constatarse las proporciones entre reactantes y productos de modo que se ajusten a la ley de conservación de la masa.

Equilibrio de ecuaciones químicas

Ejemplifiquemos con la formación de una molécula de agua: ¿cumple o no con la ley de conservación de la masa?



◀ Debe haber igual número de átomos de cada tipo (H y O) a ambos lados de la flecha. Hay reorganización atómica, pero la ecuación está desequilibrada.



◀ Para que no sobren ni falten átomos de cada tipo (H y O) a ambos lados de la flecha se escriben números delante de los símbolos o fórmulas que indican la cantidad de átomos o moléculas que participan en la reacción. Así la ecuación está equilibrada.

La **ley de conservación de la masa** establece que la materia no se crea ni se destruye, sino que se mantiene constante durante el proceso de transformación.

Mi proyecto

En el inicio de la unidad (página 83) planteaste un proyecto que te encuentras trabajando con tu grupo de compañeros. En relación con su proyecto:

1. ¿En qué etapa del proyecto están?

2. Analicen juntos qué contenidos revisados en el módulo 1 podrán apoyar su investigación. Por ejemplo, respecto de la reacción química que investigarán: ¿qué nombre y fórmula tienen los reactantes y productos?, ¿cuál es la ecuación química?, ¿qué propiedades químicas presentan los productos?, ¿tienen algún efecto negativo sobre el medioambiente?, ¿por qué?

Resolución de problemas

Caso 1

Gabriel y Ana querían saber qué se produce cuando el gas metano (CH_4) se quema en la cocina. Investigaron que en toda combustión se libera energía térmica y que esta implica una reacción entre el combustible (metano) y el oxígeno (O_2) del aire para producir dióxido de carbono (CO_2) y agua gaseosa (H_2O). Representa con modelos moleculares la reacción entre el metano y el oxígeno y la proporción en que se combinan. Plantea la ecuación química balanceada.



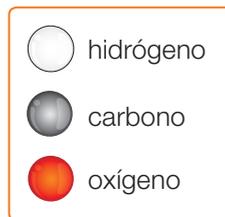
Paso 1 Tenemos que reconocer cómo ocurre la reacción química, es decir, cómo se reorganizan los átomos en el metano cuando reacciona con el oxígeno. Sabemos cuáles son los reactantes y productos de la reacción.

Organicemos la información en una tabla.

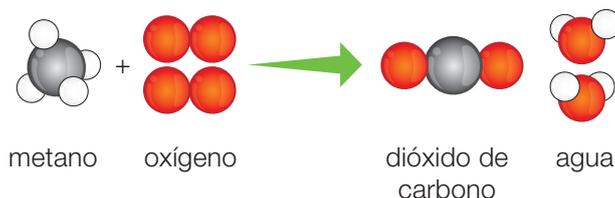
Paso 2

Reacción	Reactantes		Productos	
Nombre y fórmula	Metano, CH_4	Oxígeno, O_2	Dióxido de carbono, CO_2	Agua, H_2O
Modelo molecular				

Planteamos la ecuación usando modelos moleculares.



Paso 3 Observamos que la ecuación no está balanceada en cuanto a los átomos de hidrógeno y oxígeno. Si reaccionan dos moléculas de oxígeno con una de metano y se producen dos de agua, la ecuación queda balanceada.



Respuesta R La proporción en que se combinan el metano y el oxígeno es de 1:2. La ecuación química balanceada es: $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Caso 2

La producción de amoníaco (NH_3) a nivel industrial implica la reacción entre los gases nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2). Si la proporción en que se combinan el nitrógeno y el hidrógeno es de 1:3, predice cuántas moléculas de amoníaco se originan. Representa la reacción con modelos moleculares y plantea la ecuación química balanceada.



Paso 1

Debemos predecir cuántas moléculas de NH_3 se producen una vez que se combinan una molécula de nitrógeno y tres moléculas de hidrógeno.

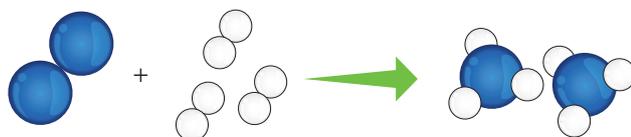
Paso 2

Organicemos la información en un cuadro.

Reacción	Reactantes	Productos	
Nombre y fórmula	Nitrógeno, N_2	Hidrógeno, H_2	NH_3
Modelo molecular			

Paso 3

Planteamos la ecuación usando modelos moleculares.



hidrógeno

nitrógeno

Respuesta R

Se producen dos moléculas de amoníaco. La ecuación química balanceada para la reacción es: $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \longrightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$

Ahora tú

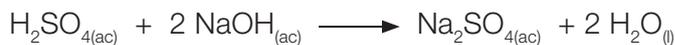
- Representa la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico usando modelos moleculares y plantea la ecuación química balanceada.
- Utilizando los reactantes A_2 y BC_2 , predice cuántas moléculas de AB y de C_2 se producirán si la proporción en que se combinan A_2 y BC_2 es de 1:2.

Refuerzo mis aprendizajes

Para seguir avanzando, es importante que refuerces los contenidos que has aprendido hasta aquí. Comparte tus respuestas con tus compañeros.

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** En el laboratorio se hizo reaccionar una disolución de ácido sulfúrico con otra de hidróxido de sodio. Completa en relación con la ecuación química que representa la reacción.



- Nombre de los reactantes _____
- Fórmula de los reactantes _____
- Estado de los reactantes _____
- Nombre de los productos _____
- Fórmula de los productos _____
- Estado de los productos _____
- Proporción en que se combinan los reactantes _____
- Describe si está balanceada _____

2. **COMPRENDER** Observa las situaciones y luego responde.



▲ Se vertió agua mineral gasificada en el vaso y se observa efervescencia.



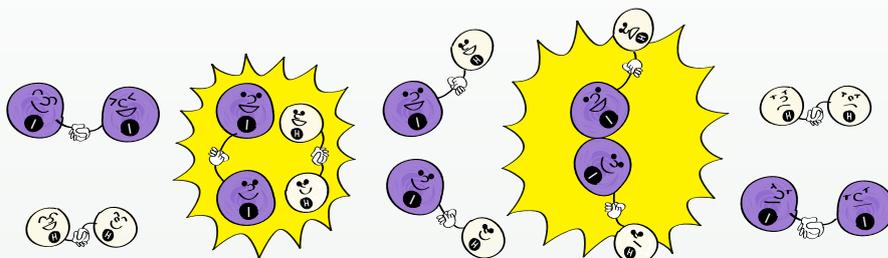
▲ Se puso un trocito de magnesio en un vaso con ácido y se advierte efervescencia.

- a. ¿En cuál de los dos vasos la efervescencia es el resultado de una reacción química?, ¿por qué?

- b. ¿Cuál de las dos situaciones podrías representar mediante una ecuación química?, ¿por qué?

Aplicar y analizar

3. **INTERPRETAR Y EXPLICAR** Un estudiante representó con una caricatura la reacción entre el yodo molecular (I_2 , esferas violetas) y el hidrógeno molecular (H_2 , esferas blancas) con el fin de mostrar cómo los átomos se reorganizan para formar productos. Observa la ilustración y luego responde.



En esta representación:

- ¿Cómo es el choque entre las moléculas: efectivo o no?, ¿por qué?
- ¿Qué ocurre con los enlaces químicos durante la reacción?
- ¿Cuáles son los reactantes y productos de la reacción?
- ¿Se conserva la masa en esta reacción?, ¿por qué?
- Escribe la ecuación química balanceada para esta reacción. Nota: tanto los reactantes como los productos son gases.

4. **APLICAR** Las naves espaciales suelen contar con un equipo de purificación del aire que usa hidróxido de litio. Este compuesto es capaz de reaccionar con el dióxido de carbono (generado por la respiración), lo que produce carbonato de litio y agua. Escribe la ecuación química balanceada que representa a esta reacción. Pista: primero identifica los reactantes y productos, y luego escribe la ecuación química con el nombre de los compuestos.

5. **DISEÑAR UN EXPERIMENTO** Un alumno de primer año medio necesita demostrar que la reacción entre el vinagre y el bicarbonato de sodio cumple con la ley de conservación de la masa. ¿Qué le recomendarías al estudiante? Especifica los materiales que se deben utilizar, el procedimiento que se debe seguir y los resultados esperados.

Tema 2

¿Qué tipos de reacciones químicas hay?

Objetivo de Aprendizaje

Clasificaremos las reacciones según la forma en que se reorganizan los átomos de los reactantes para convertirse en productos. También, revisaremos reacciones comunes ante la ley de conservación de la masa y, por ende, la representación de estas mediante ecuaciones balanceadas.

Explora

1. Analiza los resultados obtenidos en los siguientes ensayos experimentales. Luego, responde las preguntas.

Ensayo 1



- ▲ Cuando el magnesio ardió y se consumió por completo, quedó un residuo sólido de color blanco.

Ensayo 2



- ▲ Cuando el óxido de mercurio se calentó, quedó adherido a las paredes del tubo un sólido plateado y brillante.
- a. En el ensayo 1, ¿cuáles son los reactantes y el producto de la reacción? Escribe una ecuación química para la reacción y describe qué ocurre.
-
-
- b. En el ensayo 2, ¿cuáles son el reactante y los productos de la reacción? Escribe una ecuación química para la reacción y describe qué sucede.
-
-
- c. Explica por qué estas dos reacciones químicas son distintas. Pista: observa si hay formación de un producto o descomposición de un reactante.
-
-

Ley de conservación de la masa y ecuaciones químicas

Términos clave

- Enlace químico
- Precipitación
- Ecuación química
- Reactante
- Producto

¿Qué pasa a nivel atómico durante una reacción química? Sabemos que los átomos en un cambio químico no se modifican ni se destruyen, solo se reorganizan formando nuevos enlaces químicos. Esto implica que el número y el tipo de átomos participantes en una reacción siguen siendo los mismos una vez que se generan nuevas sustancias o productos. Es decir, hay una conservación de los átomos.

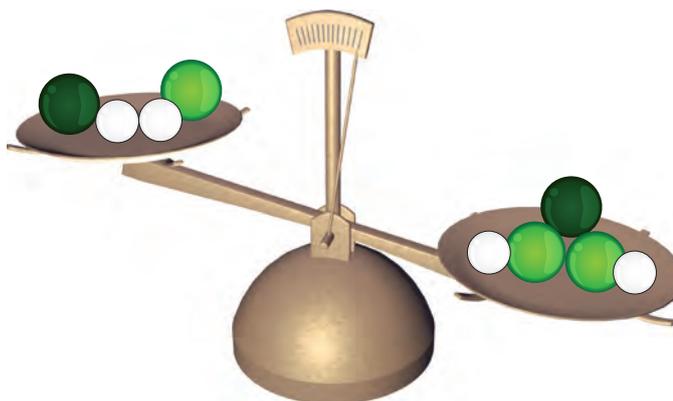
Para que una ecuación química represente verdaderamente una reacción, el mismo número y tipo de átomos deben estar presentes al lado izquierdo y derecho de la flecha. La ecuación debe cumplir entonces con la ley de conservación de los átomos, es decir, con la **ley de conservación de la masa**.

Demuestra lo que sabes

REPRESENTAR Revisa la **Guía de laboratorio n° 4** (páginas 88 y 89) de la reacción entre magnesio y una disolución de ácido clorhídrico. Completa los recuadros con los modelos moleculares de los productos según el código de color.



Mg	O	Cl
●	○	●
	○	



Mg	O	Cl
●	○	●
	○	●

a. ¿Por qué la balanza no se encuentra equilibrada?

b. Con los mismos tipos de átomos que reaccionan, ¿qué harías para equilibrar la balanza, o sea, para que el número de átomos se conserve?

Métodos para el balance de ecuaciones químicas

Conexión con

Historia

Lavoisier publica, en 1789, su obra más importante, **Tratado elemental de química**, causando en la época una gran revolución en el pensamiento científico. Sin embargo, por el momento histórico convulsionado que se estaba viviendo, el año 1794 Lavoisier muere guillotinado durante la Revolución francesa.

Una vez que has escrito una ecuación química, tienes que comprobar si respeta o no la ley de conservación de la masa, es decir, que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación. Este proceso se llama **ajuste** o **balance de la ecuación** y se consigue anteponiendo a los símbolos o fórmulas unos números llamados **coeficientes estequiométricos**. Cuando estos números equivalen a 1, no se escriben en la ecuación.

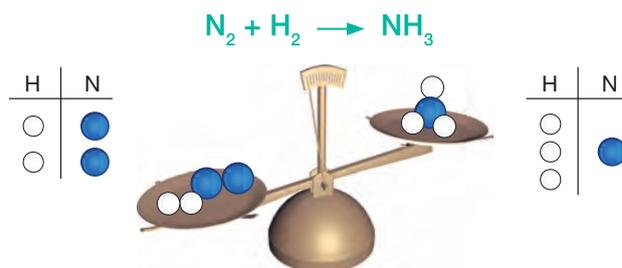
Método de tanteo

Hay varias ecuaciones sencillas que pueden ajustarse probando distintos coeficientes hasta lograr balancear la ecuación mediante el método por tanteo.

Aplicación del método de tanteo

Reacción de formación del amoníaco (NH₃)

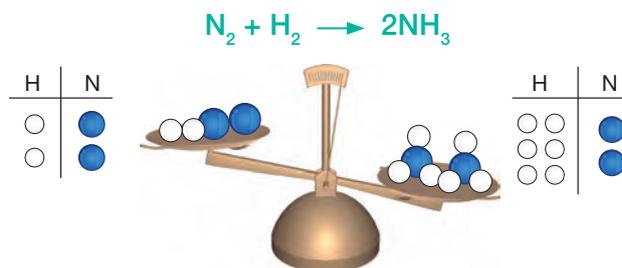
Paso 1: ¿Está balanceada esta ecuación? No, el número de átomos de N e H es distinto en ambos lados de la ecuación.



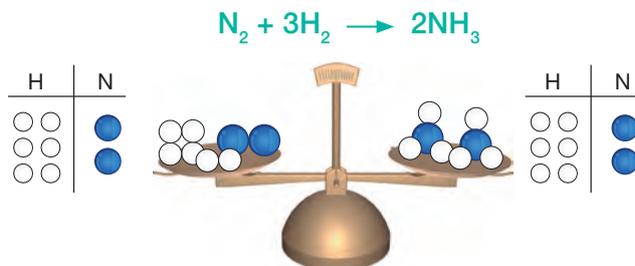
Recuerda

Para calcular el número de átomos de una fórmula química, basta con multiplicar el coeficiente por el subíndice correspondiente. Por ejemplo, la notación 2 C₂H₆O nos indica 4 átomos de C (2 • 2), 12 átomos de H (2 • 6) y 2 átomos de O (2 • 1). El coeficiente 1 **no** se escribe.

Paso 2: ¿Cómo la ajustamos? Ajustamos el número de átomos de N escribiendo 2 delante de NH₃ en el lado derecho.



Paso 3: ¿Logramos balancear la ecuación? No, el número de átomos de H es 6 (2 • 3) en el lado derecho y 2 en el lado izquierdo. Escribimos 3 delante de H₂ y así queda balanceada.



¿Cómo verificarías que la ecuación está balanceada?

Método algebraico

Otra manera de encontrar los coeficientes necesarios para balancear una ecuación química es aplicar algunos conceptos algebraicos.

Aplicación del método algebraico

Reacción de combustión del etanol (C₂H₆O)

Paso 1:	¿Está balanceada esta ecuación? Contamos los átomos de cada elemento a ambos lados de la ecuación. Como no está balanceada, debemos ajustarla.	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ <table style="margin-left: 20px;"> <tr><td>2 C</td><td>1 C</td></tr> <tr><td>6 H</td><td>2 H</td></tr> <tr><td>3 O</td><td>3 O</td></tr> </table>	2 C	1 C	6 H	2 H	3 O	3 O									
2 C	1 C																
6 H	2 H																
3 O	3 O																
Paso 2:	Colocamos antes de cada fórmula una letra.	$a \text{C}_2\text{H}_6\text{O} + b \text{O}_2 \longrightarrow c \text{CO}_2 + d \text{H}_2\text{O}$															
Paso 3:	Escribimos las ecuaciones. Para ello, anotamos cada elemento presente y el número de átomos que participan. Reemplazamos la flecha por el signo igual.	<table style="margin-left: 20px;"> <tr><td>C</td><td>2 a</td><td>=</td><td>1 c</td><td style="text-align: right;">ecuación 1</td></tr> <tr><td>H</td><td>6 a</td><td>=</td><td>2 d</td><td style="text-align: right;">ecuación 2</td></tr> <tr><td>O</td><td>1 a + 2 b</td><td>=</td><td>2 c + 1 d</td><td style="text-align: right;">ecuación 3</td></tr> </table>	C	2 a	=	1 c	ecuación 1	H	6 a	=	2 d	ecuación 2	O	1 a + 2 b	=	2 c + 1 d	ecuación 3
C	2 a	=	1 c	ecuación 1													
H	6 a	=	2 d	ecuación 2													
O	1 a + 2 b	=	2 c + 1 d	ecuación 3													
Paso 4:	Resolvemos las ecuaciones. Asignamos para a el valor 1. a = 1	<table style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="width: 33%; vertical-align: top;"> De la ecuación 1 se obtiene c: $2a = 1c$ $2 \cdot 1 = c$ $2 = c$ </td> <td style="width: 33%; vertical-align: top;"> De la ecuación 2 se obtiene d: $6a = 2d$ $6 \cdot 1 = 2d$ $6 = 2d$ $\frac{6}{2} = d$ $3 = d$ </td> <td style="width: 33%; vertical-align: top;"> De la ecuación 3 se obtiene b: $1a + 2b = 2c + 1d$ $(1 \cdot 1) + 2b = (2 \cdot 2) + (1 \cdot 3)$ $1 + 2b = 4 + 3$ $2b = 7 - 1$ $b = \frac{6}{2}$ $b = 3$ </td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">a = 1</td> <td style="text-align: center;">b = 3</td> <td style="text-align: center;">c = 2</td> </tr> </table>	De la ecuación 1 se obtiene c: $2a = 1c$ $2 \cdot 1 = c$ $2 = c$	De la ecuación 2 se obtiene d: $6a = 2d$ $6 \cdot 1 = 2d$ $6 = 2d$ $\frac{6}{2} = d$ $3 = d$	De la ecuación 3 se obtiene b: $1a + 2b = 2c + 1d$ $(1 \cdot 1) + 2b = (2 \cdot 2) + (1 \cdot 3)$ $1 + 2b = 4 + 3$ $2b = 7 - 1$ $b = \frac{6}{2}$ $b = 3$	a = 1	b = 3	c = 2									
De la ecuación 1 se obtiene c: $2a = 1c$ $2 \cdot 1 = c$ $2 = c$	De la ecuación 2 se obtiene d: $6a = 2d$ $6 \cdot 1 = 2d$ $6 = 2d$ $\frac{6}{2} = d$ $3 = d$	De la ecuación 3 se obtiene b: $1a + 2b = 2c + 1d$ $(1 \cdot 1) + 2b = (2 \cdot 2) + (1 \cdot 3)$ $1 + 2b = 4 + 3$ $2b = 7 - 1$ $b = \frac{6}{2}$ $b = 3$															
a = 1	b = 3	c = 2															
Paso 5:	Finalmente, reemplazamos los valores por las letras y comprobamos si la ecuación está o no balanceada, o sea, que el número de átomos a cada lado de la ecuación sea el mismo.	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O} + 3 \text{O}_2 \longrightarrow 2 \text{CO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$															

Demuestra lo que sabes

1. **APLICAR** Ajusta las siguientes ecuaciones. Elige el método que vas a utilizar.

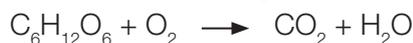
a. Formación del óxido de magnesio:



b. Descomposición del óxido de mercurio (II):



c. Respiración celular (glucosa más oxígeno):



Resolución de problemas

Caso 1

En condiciones normales, el nitrógeno (N_2) y el oxígeno (O_2) no reaccionan entre sí. Sin embargo, cuando estos gases están sometidos a altas presiones y temperaturas, como sucede al interior del motor de un vehículo, forman los óxidos de nitrógeno (NO_x). Entre estos gases, el óxido de nitrógeno (IV) (NO_2) es un severo contaminante del aire. Escribe la ecuación química balanceada que representa esta reacción aplicando el método de tanteo.



Paso

1

Tenemos que plantear la ecuación correspondiente a la reacción entre el nitrógeno y el oxígeno y buscar los coeficientes estequiométricos.

Organicemos la información en un cuadro.

Paso

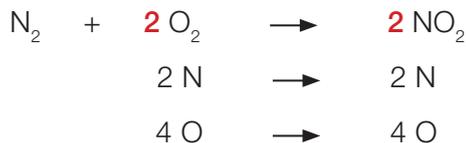
2

Reacción	Reactantes		Producto
Nombre y fórmula	Nitrógeno, N_2	Oxígeno, O_2	Óxido de nitrógeno (IV), NO_2
Ecuación química	Los reactantes van a la izquierda de la flecha y los productos, a la derecha. $N_2 + O_2 \rightarrow NO_2$		
Nº de átomos	2 N 2 O	\rightarrow	1 N 2 O

Contamos los átomos de cada tipo y vemos que el número de átomos de N no es igual en ambos lados de la ecuación. Anteponeamos el coeficiente 2 a la fórmula de O_2 y NO_2 según:

Paso

3



Verificamos que el número de átomos de cada tipo es el mismo en ambos lados.

Respuesta

R

La ecuación química balanceada es $N_2 + 2 O_2 \rightarrow 2 NO_2$.

Caso 2

Muchos incendios ocurren debido a la explosión de los balones de gas licuado que manejamos en nuestras casas. El gas licuado es una mezcla de butano (C₄H₁₀) y propano (C₃H₈). La combustión completa de cualquiera de estos hidrocarburos produce CO₂ y H₂O y, por supuesto, gran cantidad de calor. Escribe la ecuación balanceada para la combustión del propano.



Paso

1

Debemos escribir la ecuación balanceada de la combustión del C₃H₈.

Organicemos la información en un cuadro.

Paso

2

Reacción	Reactantes		Producto	
Nombre y fórmula	Propano, C ₃ H ₈	Oxígeno, O ₂	Dióxido de carbono, CO ₂	Agua, H ₂ O
Ecuación química	C ₃ H ₈	+ O ₂	→ CO ₂	+ H ₂ O
Nº de átomos	3 C	8 H	2 O	→ 1 C 2 H 3 O
Ecuaciones algebraicas con las letras a, b, c y d	a C ₃ H ₈	+ b O ₂	→	c CO ₂ + d H ₂ O
	Ecuación 1: Carbono, 3 a = 1 c			
	Ecuación 2: Hidrógeno, 8 a = 2 d			
	Ecuación 3: Oxígeno, 2 b = 2 c + 1 d			

Resolvemos las ecuaciones algebraicas así:

Paso

3

- Asignamos a = 1.
- De la ecuación 1 obtenemos el coeficiente c: 3 a = 1 c; luego, c = 3.
- De la ecuación 2 calculamos el coeficiente d: 8 a = 2 d; luego, d = 4.
- De la ecuación 3 nos resulta el coeficiente b: 2 b = 2 c + d; luego, b = 5.

Remplazamos estos valores en la ecuación química según:



Respuesta

R

La ecuación está balanceada, ya que verificando se obtiene:



Ahora tú

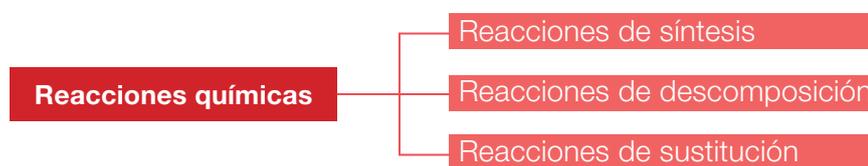
1. Plantea las ecuaciones químicas balanceadas para las siguientes reacciones.
 - a. Formación del agua: H₂ + O₂ → H₂O, por método de tanteo.
 - b. Combustión del gas butano: C₄H₁₀ + O₂ → CO₂ + H₂O, por método algebraico.

Clasificación de las reacciones químicas

Los químicos han estudiado y clasificado las reacciones químicas para tener una mayor comprensión de ellas y así poder aplicarlas a gran escala en laboratorios e industrias.

Uno de los criterios generales para clasificar las reacciones químicas es la variación en el número de moléculas que reaccionan y el número de ellas que se produce. Esto es porque, en el transcurso de una reacción, sabemos que los átomos de las sustancias reactantes se reorganizan, lo que produce sustancias distintas que pueden ser más simples o más complejas que las originales.

Clasificación según variación en el número de moléculas



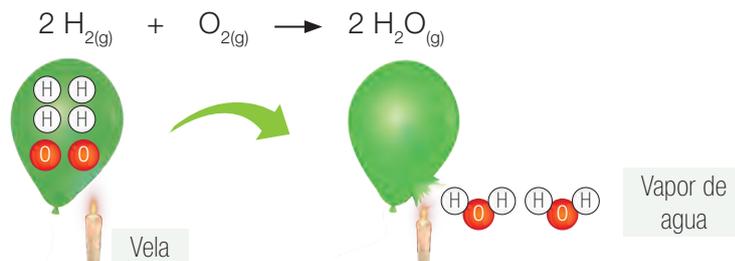
Reacciones de síntesis

Las reacciones de síntesis o de combinación son aquellas que producen sustancias con estructuras más complejas. En estas el número de moléculas de productos es menor que el de reactantes, tal como muestra el esquema. Las esferas en los esquemas representan átomos o grupos de átomos o moléculas.



Generalmente, estas reacciones son exotérmicas, es decir, se libera energía térmica al crearse el nuevo enlace químico en los productos.

La formación del agua a partir de sus elementos es un ejemplo de reacción de síntesis, como observamos en la imagen.



Cuando el magnesio arde se combina con el oxígeno del aire. ¿Qué tipo de reacción es?, ¿por qué?

Reacciones de descomposición

Las reacciones de descomposición consisten en un proceso de división de los reactantes en sustancias con estructuras más simples. En estas, el número de moléculas de productos es mayor que el de reactantes. Ver el esquema.



En general, estas reacciones son endotérmicas, o sea, para romper los enlaces químicos de las sustancias reactantes es necesario absorber energía térmica.

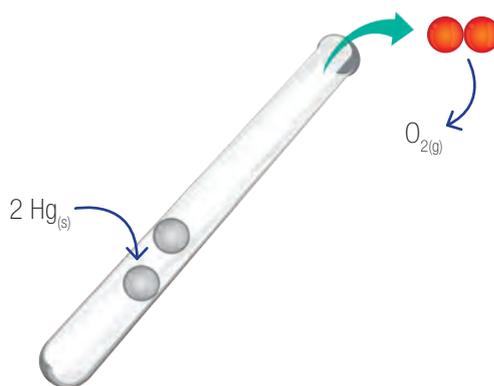
La descomposición del óxido de mercurio (II) en sus elementos es un ejemplo de reacción de descomposición, tal como muestra la imagen.



Antes de la reacción



Después de la reacción



CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

En algunos lugares del mundo es posible encontrar cavernas con formaciones rocosas llamadas **estalactitas**. Están compuestas de carbonato de calcio (CaCO_3) y se forman por una reacción de descomposición del bicarbonato de calcio ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$) que está disuelto en agua, lo que libera dióxido de carbono y agua, dejando así el carbonato de calcio que modela la estalactita.



Demuestra lo que sabes

1. **CLASIFICAR** Escribe S o D en el recuadro según correspondan a reacciones de síntesis o de descomposición.

- | | | |
|---|--|-------|
| a. Formación de óxido de hierro (III): | $4 \text{Fe}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ | _____ |
| b. Calentamiento de clorato de potasio: | $2 \text{KClO}_{3(s)} \rightarrow 2 \text{KCl}_{(s)} + 3 \text{O}_{2(g)}$ | _____ |
| c. Separación de carbonato de calcio: | $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ | _____ |
| d. Formación de amoníaco: | $\text{N}_{2(g)} + 3 \text{H}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{NH}_{3(g)}$ | _____ |

Reacciones de sustitución

En las reacciones de sustitución, el número de moléculas de productos es igual al de reactantes, y solamente se intercambian átomos entre ellas. Hay dos tipos de sustitución: por desplazamiento simple o doble.

Reacciones de sustitución por desplazamiento simple



Un ejemplo de reacción de sustitución por desplazamiento simple es la reacción entre algunos metales y la disolución acuosa de ciertos ácidos. Es el caso de la reacción entre el magnesio y ácido clorhídrico, que ya hemos revisado en páginas anteriores.

Fíjate en la ecuación que representa el proceso:

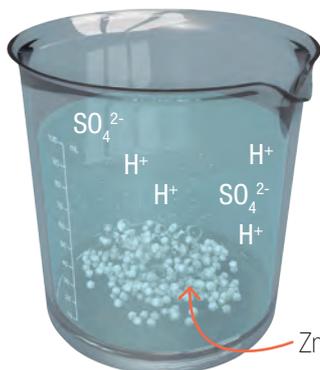


¿Qué intercambio de átomos se produce?

La imagen muestra la reacción entre cinc y ácido sulfúrico según la siguiente ecuación química:



Antes de la reacción



Después de la reacción



Antes de que la reacción ocurra, las sustancias en el vaso son cinc y los iones H^+ y SO_4^{2-} y agua (ambos iones se disuelven en agua). Durante la reacción se forma hidrógeno, que se escapa del vaso, y quedan disueltos los iones Zn^{2+} y SO_4^{2-} . Por lo tanto, el intercambio se da entre el Zn y el H del ácido; el ion SO_4^{2-} no participa en la reacción.

Reacciones de sustitución por doble desplazamiento



Ejemplos de reacciones de sustitución por doble desplazamiento son las reacciones entre algunas sales y entre hidróxidos y ácidos cuando se encuentran en disolución acuosa. Tal es el caso de la reacción entre el nitrato de plata (AgNO_3) y el cloruro de sodio (NaCl).

Fíjate en la ecuación que representa el proceso:



¿Qué intercambio de átomos se produce?

La reacción anterior se clasifica también como **reacción de precipitación**. Cuando reaccionan dos o más disoluciones de sales, forman un producto sólido insoluble llamado **precipitado**.

Antes de la reacción



Después de la reacción



Antes de que la reacción ocurra, las sustancias son dos compuestos iónicos que en el agua se disocian en Na^+ y Cl^- y en Ag^+ y NO_3^- . Durante la reacción, estos iones disueltos en el agua son atraídos entre sí por carga opuesta generándose la doble sustitución. Uno de los productos es AgCl , un sólido blanco que no se disuelve en agua y que decanta al fondo del vaso. Los iones Na^+ y NO_3^- quedan disueltos en el agua.

Demuestra lo que sabes

1. **CLASIFICAR** Escribe SS o SD en el recuadro según correspondan a reacciones de sustitución por desplazamiento simple o doble.



Guía de laboratorio N° 6

Experimentando con reacciones químicas

Antecedentes

La mayor parte de las reacciones químicas podemos clasificarlas en reacciones de síntesis, de descomposición y de sustitución. Como los cambios químicos se manifiestan con distintos efectos, podemos observarlos en un laboratorio. Por ejemplo, cuando se produce un gas en una reacción, vemos efervescencia y entendemos que el gas escapa al ambiente; cuando hay un cambio de color en una reacción, podemos observar que se forma un sólido insoluble. En esta actividad aplicaremos las técnicas para recoger un gas bajo agua y para separar un precipitado de su disolución.

Problema de investigación

¿Qué tipo de reacción se produce al calentar el clorato de potasio y al mezclar disoluciones de ioduro de potasio y nitrato de plomo (II)?

Objetivo

Aplicar técnicas de laboratorio para recoger un gas y para separar un precipitado como resultado de una reacción química.

Materiales

- tubo de ensayo
- probeta de 100 mL
- tapón monohoradado
- 2 soportes universales
- mangueras
- mechero
- fuente de vidrio
- 2 vasos de precipitado de 200 mL
- embudo
- argolla para embudo
- papel filtro
- lentes de seguridad
- guantes
- delantal

Reactivos

- clorato de potasio (KClO_3)
- disoluciones de ioduro de potasio (KI)
- y de nitrato de plomo (II) ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$) (las entregará tu profesor)



Seguridad

PRECAUCIÓN: no toques los reactivos. Revisa la técnica de filtración en el **Anexo 2**, página 195.

> Procedimiento

Ensayo 1

1. Usando una espátula, coloca una porción de clorato de potasio dentro del tubo.



2. Ubica el tubo de ensayo ajustado al soporte universal de acuerdo al montaje experimental que muestra la fotografía.
3. Sitúa la probeta, previamente llena de agua, de manera invertida en la fuente con agua. Luego, ajusta adecuadamente la manguera al tapón del tubo, e introdúcela dentro de la probeta invertida.
4. Enciende el mechero justo bajo el tubo y mantén el calentamiento del reactivo por un tiempo suficiente para observar algún cambio.
5. Mira lo que ocurre en la probeta invertida.

Ensayo 2

1. Mezcla en un solo vaso las disoluciones de KI y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y observa qué ocurre.
2. Arma un sistema de filtración, tal como indica la fotografía.
3. Ajusta adecuadamente el papel filtro al embudo que está apoyado en la argolla.
4. Observa el producto que queda en el papel filtro.



> Análisis y conclusiones

Datos y observaciones

Reacción	Reactivos	Características (estado, color)	Descripción de la reacción
Ensayo 1	KClO_3		
Ensayo 2	KI		
	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$		

1. Escribe las ecuaciones químicas balanceadas para representar las reacciones de cada ensayo. Define primero cuáles son los reactantes y productos de cada reacción.

Ensayo 1 _____

Ensayo 2 _____

2. Clasifica la reacción química de cada ensayo. Explica por qué consideras aquello.

Ensayo 1 _____

Ensayo 2 _____

3. Explica cómo lograste “atrapar” el gas que se libera en la reacción del clorato de potasio. ¿Cómo podrías demostrar que se trata de oxígeno? Averígualo.

4. Explica cómo separaste el precipitado formado en la reacción entre KI y $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. ¿Qué tipo de compuesto es el ioduro de potasio?

5. Concluye: ¿qué importancia tiene la clasificación de las reacciones químicas en la comprensión de los cambios que ocurren a diario?

Composición de la atmósfera terrestre

Gas	N° de moléculas/ 1 000 000 de moléculas de aire
Nitrógeno, N ₂	780 000
Oxígeno, O ₂	209 400
Argón, Ar	9 300
Dióxido de carbono, CO ₂	335
Neón, Ne	18
Metano, CH ₄	1,2
Hidrógeno, H ₂	0,5
Ozono, O ₃	0,02

▲ Los datos corresponden a mediciones en aire seco y no contaminado, a nivel del mar.

Recuerda

Las moléculas diatómicas constituidas por un mismo elemento deberían llevar el prefijo di, por ejemplo, dihidrógeno para referirse al H₂ o también hidrógeno molecular.

De manera cotidiana se suele omitir el prefijo di para referirse a ellas ya que en la naturaleza el oxígeno, hidrógeno, nitrógeno, cloro, bromo y yodo siempre se encuentran de manera diatómica.

Importancia del oxígeno en las reacciones químicas

El aire que nos rodea es una mezcla de gases que forma un complejo sistema químico en continuo cambio, el cual está en directa relación con nuestro entorno y los seres vivos. Tanto los gases propios del aire como aquellos que se liberan en las actividades humanas tienen la capacidad de reaccionar y producir nuevas sustancias gaseosas.

El oxígeno del aire, aun cuando no es el gas más abundante, presenta ciertas propiedades que lo convierten en la sustancia clave de muchos procesos.

Reacciones de combustión

Si en el transcurso de una reacción el oxígeno, al combinarse, produce energía que se manifiesta en forma de luz y calor, el proceso se llama **combustión**. Así, cuando se calienta un trozo de madera, esta arde, libera gases y produce energía, todo con ayuda del oxígeno. Por lo tanto, decimos que el oxígeno es **comburente**.

Para que ocurra la combustión es necesario un aporte energético inicial que promueva la combinación de un combustible con el oxígeno.

En el ensayo 1 (página 112) pudiste constatar experimentalmente la descomposición térmica del clorato de potasio. Para comprobar que el gas producido y capturado en la probeta es oxígeno, introducimos una astilla de madera encendida en un extremo, como muestra la foto. Observaremos de inmediato que la llama se aviva y brilla más intensamente porque el oxígeno presente mantiene la combustión de la astilla.



¿Sería posible quemar un papel en la atmósfera de Marte? Fundamenta.

Tipos de combustión

Combustión completa

Es aquella en la cual el combustible arde en una atmósfera con suficiente oxígeno y produce dióxido de carbono y vapor de agua.



Combustión incompleta

Es aquella en la cual no existe oxígeno suficiente, por lo que el combustible no reacciona completamente y se produce una mezcla de gases contaminantes, como CO₂, CO y NO_x.

Reacciones de oxidación y reducción

Toda combinación de una sustancia con oxígeno recibe el nombre de **oxidación**. Pero los químicos llaman oxidación a los procesos que se desarrollan más lentamente y que debido a la falta de un aumento en la temperatura de la sustancia que se oxida, esta no arde. Así sucede con los metales cuando quedan a la intemperie o con la putrefacción de la materia orgánica.

A nivel atómico, la oxidación se produce cuando un átomo o ion cede uno o más electrones. Sin embargo, no se puede hablar de oxidación sin que se produzca una reducción, ya que esta acepta el o los electrones cedidos en el proceso de oxidación. Las reacciones que ocurren en disolución acuosa, como la que experimentan los metales al reaccionar con ácidos, por ejemplo, cuando el magnesio reacciona con una disolución de ácido clorhídrico, también son ejemplos de oxidación.

El oxígeno permite la combustión. El oxígeno forma óxidos.

La presencia de oxígeno en nuestra atmósfera también hace posible la vida en la Tierra gracias a las reacciones de fotosíntesis y de respiración celular, como veremos a continuación.



◀ Observamos a menudo la corrosión de metales en utensilios del diario vivir. Si recuerdas la situación problema con la que iniciamos esta unidad, *¿puedes ahora confirmar tus respuestas sobre qué les pasó a las piezas de la bicicleta y cómo podrías protegerlas de la corrosión?*

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

Cuando la cantidad de oxígeno presente en la combustión no es suficiente, se producen mayores cantidades de monóxido de carbono. Este es un gas altamente tóxico para los seres vivos, que no tiene olor ni color. Habitualmente, este gas se produce cuando aparatos como cocinas, estufas y calefones que funcionan por combustión se encuentran en mal estado. En tu casa, ¿qué medidas preventivas se pueden tomar para evitar la producción de este gas?

Demuestra lo que sabes



- INTERPRETAR** Observa las siguientes fotografías y luego responde.
 - Marca con una **X** la manzana que se oxidará más rápido. Explica por qué.
 - Marca con un **✓** la manzana que se oxidará más lento. Explica por qué.

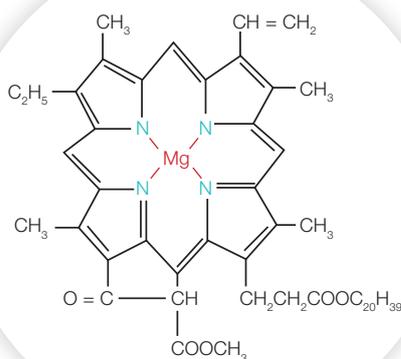
Dos procesos claves para la vida

La mayor parte del oxígeno presente en la atmósfera es producido por las plantas, bosques y cultivos, y por el plancton marino, como resultado de la **fotosíntesis**. Al mismo tiempo, las células de todos los seres vivos necesitan oxígeno para poder realizar todas sus funciones vitales, en un proceso llamado **respiración celular**.

¿Qué importancia tiene el oxígeno en estos procesos que perpetúan la vida sobre la Tierra?

Fotosíntesis

A diferencia de las células animales, en las vegetales existen unos organelos llamados **cloroplastos**, que contienen en su interior el pigmento esencial de la fotosíntesis: la **clorofila**, capaz de absorber la luz solar.



Fases de la fotosíntesis

La fotosíntesis ocurre en dos etapas:

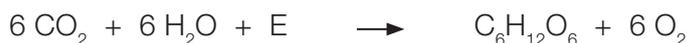
Fase luminosa

Es un proceso que necesita luz, clorofila y agua. La clorofila capta la luz solar, lo que causa el rompimiento de los enlaces de la molécula de agua (H_2O), separando el hidrógeno (H) del oxígeno (O). El producto de la reacción es el oxígeno (O_2) que se libera al ambiente. Parte de esta energía es almacenada en moléculas especiales llamadas ATP.

Fase oscura

Es un proceso lento que no necesita luz, pero sí dióxido de carbono. El hidrógeno producido en la fase anterior se une al dióxido de carbono (CO_2) gracias a la energía almacenada en las moléculas de ATP. La reacción produce glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), el nutriente fundamental para todo ser vivo.

La ecuación química que representa la fotosíntesis es:



Muchas veces hemos escuchado decir que las plantas son organismos "purificadores del aire", porque transforman el CO_2 en O_2 . ¿Por qué esta acepción no es del todo correcta? Fíjate en el recorrido de los átomos participantes en la fotosíntesis.

Dato interesante

La clorofila es un pigmento verde. Una molécula de clorofila está formada por átomos de C, H, O y N, que se organizan en torno a un átomo de magnesio.

Respiración celular

Cuando un ser vivo, incluidos nosotros los humanos, incorpora el oxígeno que se libera en la fotosíntesis, se inicia otro proceso vital: la respiración celular.

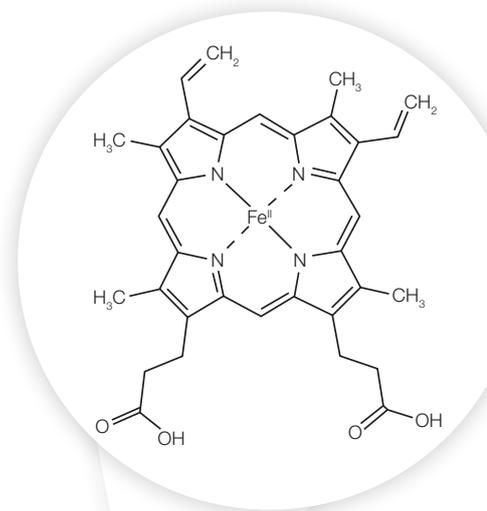
La respiración celular es una reacción química que ocurre en el interior de las células. Consiste en la oxidación (combinación con el oxígeno) de moléculas sencillas como monosacáridos (glucosa) y aminoácidos con el fin de obtener de ellos la energía necesaria para vivir.

La ecuación química que representa la respiración celular es:



Si atendemos a su ecuación química, la respiración celular puede calificarse como una reacción de combustión, ya que hay combinación con el oxígeno, producción de agua y dióxido de carbono, además de liberación de energía. Pero en los seres vivos es una combustión controlada, en que la energía generada se almacena como reserva energética en moléculas especializadas denominadas ATP, y otra parte se libera como energía térmica.

En suma, el oxígeno es el gas fundamental que comanda dos procesos esenciales para la vida y en nuestro entorno.



Dato interesante

La hemoglobina de la sangre está formada de una parte llamada hemina (pigmento rojo) unida a una proteína y es la responsable del transporte de oxígeno. La hemina se compone de átomos de C, H, N y O, que se organizan en torno a un átomo de hierro.

Conexión con

Deportes

Para potenciar la maquinaria química de nuestras células, es importante practicar algún deporte con regularidad. La actividad física ayuda a mejorar el transporte de oxígeno en nuestra sangre, lo que contribuye a tener un buen estado de salud.



▲ Kristel Köbrich, nadadora chilena.

De Alex Carvalho - Flickr Troféu Maria Lenk de Natação, CC BY-SA 2.0

Demuestra lo que sabes

1. **ANALIZAR** Observando las estructuras de la clorofila y de la hemoglobina, ¿qué diferencias y similitudes ves entre ellas?

2. **CONCLUIR** ¿Por qué la fotosíntesis y la respiración celular son consideradas procesos vitales complementarios?

Recuerda

Un **indicador ácido-base** suele ser un extracto vegetal, el cual adquiere dos colores claramente diferentes según se encuentre en un medio ácido o básico.

Reacciones de neutralización

En nuestros hogares empleamos con frecuencia muchas sustancias ácidas y básicas. *¿Qué ácidos y bases utilizas o consumes tú comúnmente?* Es probable que hayas mencionado unas ácidas, como el vinagre, el jugo de limón y la vitamina C, y otras básicas, como el bicarbonato de sodio, el amoníaco y la soda cáustica.

Para identificar con certeza las sustancias ácidas y básicas se usan unos reactivos llamados **indicadores**. Estos se emplean distribuyéndose en tiras de papel impregnadas, como sucede con el tornasol, o en disoluciones concentradas, como con la **fenolftaleína**.

El indicador que más se ocupa en el laboratorio es el llamado indicador universal o **papel indicador pH**, que es una mezcla de varios indicadores impregnados en unas tiras de papel color naranja.

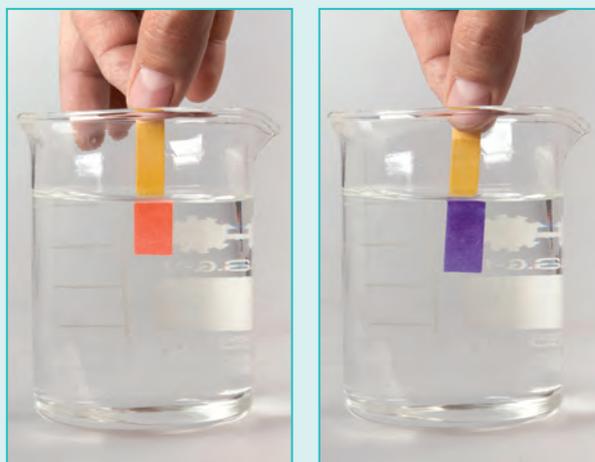
Ensayo con fenolftaleína

Se tiene un vaso con una disolución ácida y otro vaso con una disolución básica (ambas disoluciones son transparentes). Mediante un gotario se agregan a cada vaso unas gotas de fenolftaleína para observar el cambio de color: si la mezcla se torna rosada, como en la foto, puede corresponder a una disolución básica; si se mantiene sin cambiar de color, podrá tratarse de una disolución ácida. Sabemos que el cambio de color implica que ha ocurrido una reacción química. En este caso, la reacción ocurre entre la disolución básica y el indicador. Se trata entonces de un **test químico** para reconocer ácidos y bases.



Ensayo con papel indicador pH

Para determinar la acidez o basicidad de una sustancia se emplea una **escala de pH**. Una disolución de HCl 10 % es mucho más corrosiva que una al 1 % (el % se refiere a los gramos de la sustancia en 100 g de disolución). El grado de acidez depende de la concentración de iones hidrógeno (H^+) en disolución, y se establece según un valor llamado pH. Para tener una estimación de este valor, se usa el papel indicador pH, que adquiere diferentes colores de acuerdo a la disolución. Este papel adopta tonalidades que van del naranja al rojo para las disoluciones ácidas ($pH < 7$) y del verde al azul para las básicas ($pH > 7$). Una disolución neutra tiene un $pH = 7$.

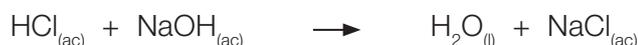


Reacción entre un ácido y una base

Cuando reaccionan una disolución de un ácido y otra de una base, ocurre un proceso de neutralización o **reacción de neutralización** que produce agua y una sal, según la siguiente ecuación:



Por ejemplo, si hacemos reaccionar disoluciones de la misma concentración de HCl y otra de NaOH, obtenemos agua y cloruro de sodio, es decir, una disolución neutra, no ácida ni básica. La ecuación que representa la neutralización entre HCl y NaOH es:



¿Qué tipo de reacción es la neutralización (síntesis, descomposición o sustitución)?

Conexión con

Biología

Cuando los insectos nos pican, introducen en la piel sustancias ácidas o básicas. Los efectos desagradables de una picadura se pueden contrarrestar aplicando sobre la piel afectada una sustancia neutralizante. Las abejas, por ejemplo, inyectan una sustancia ácida que podemos neutralizar con una sustancia básica como el bicarbonato de sodio. Otros insectos, como las avispas, introducen sustancias básicas y sus efectos se neutralizan con un ácido como el vinagre. Vemos así que las reacciones de sustitución pueden ocurrir incluso sobre nuestra piel.



El estudio de las reacciones químicas que suceden en disolución acuosa son de gran importancia para entender las múltiples transformaciones que se dan a nuestro alrededor. Las reacciones de neutralización, las de precipitación y las de oxidación y reducción ocurren en disolución acuosa y son reacciones de sustitución de doble desplazamiento.

Mi proyecto

Revisa el proyecto que planteaste al inicio de la unidad (página 83) y luego responde.

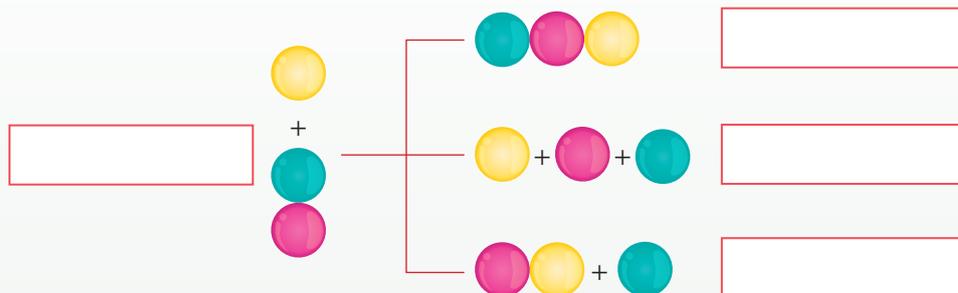
1. ¿Cuáles contenidos del Tema 2 te sirven para complementar tu investigación?
2. A partir de la ecuación química que representa la reacción que estás estudiando, ¿qué tipo de reacción representa?, ¿qué participación tiene el oxígeno en aquella reacción?, ¿dónde se presenta la reacción: en disolución acuosa, al interior de las células o en el medioambiente?

Refuerzo mis aprendizajes

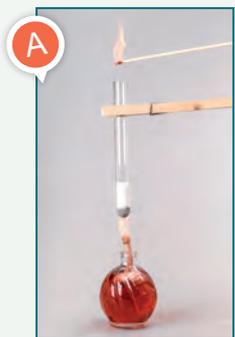
Una forma de que evalúes cuánto has aprendido hasta aquí es realizar las actividades de estas páginas. Comparte tus respuestas con tus compañeros.

Recordar y comprender

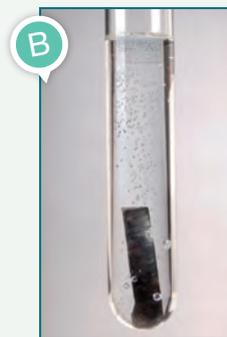
1. **IDENTIFICAR** En el siguiente esquema, escribe en los recuadros si se trata de reacciones de síntesis, de descomposición o de sustitución. Nota: las esferas representan átomos o grupos de átomos.



2. **COMPRENDER** Observa las situaciones y luego responde.



◀ Se calienta sostenidamente óxido de mercurio (II) y se observa que la astilla en ignición se enciende.



◀ Se sumerge una lámina metálica en una disolución ácida y se ve una reacción rápida con liberación de un gas.

- a. ¿Qué tipo de reacción representa la situación **A**? Descríbela.

- b. ¿Por qué la astilla en ignición se enciende mientras está ocurriendo la reacción?

- c. ¿Qué tipo de reacción representa la situación **B**? Descríbela.

- d. ¿Qué gas es el que se libera en esta reacción?

Aplicar y analizar

3. **INTERPRETAR Y EXPLICAR** Observa la fotografía y luego responde.

a. ¿Qué factor del ambiente puede estar causando el deterioro en la piedra caliza?, ¿por qué?

b. ¿Qué reacción química puede explicar el fenómeno observado?

c. Escribe la ecuación química balanceada para la reacción entre la piedra caliza (CaCO_3) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4) presente en el agua de lluvia. ¿Qué tipo de reacción es?, ¿por qué?

4. **COMPARAR** Señala dos diferencias y dos similitudes entre la combustión del gas propano y la corrosión del hierro.

5. **EXPERIMENTAR Y CONCLUIR** Un estudiante quería demostrar que el gas amoníaco es una base. Realizó un experimento con los siguientes resultados. Analiza y luego responde.



◀ Puso 5 mL de disolución de amoníaco en un matraz y le ajustó un tapón al que adaptó un tubo de vidrio. Luego, calentó el amoníaco hasta que comenzó a observar que el vapor de amoníaco ascendía por el tubo de vidrio.



◀ Rápidamente, sumergió el tubo de forma invertida en una disolución de fenolftaleína contenida en un vaso. Al instante observó dentro del matraz algo parecido a una fuente de agua, pero de un color rosado intenso.

a. ¿Qué tipo de reacción representa este experimento? Descríbela.

b. ¿Qué le ocurre al vapor de amoníaco en contacto con la fenolftaleína?

c. ¿Logró el alumno comprobar que el amoníaco es una base?, ¿por qué?



Wikimedia Commons

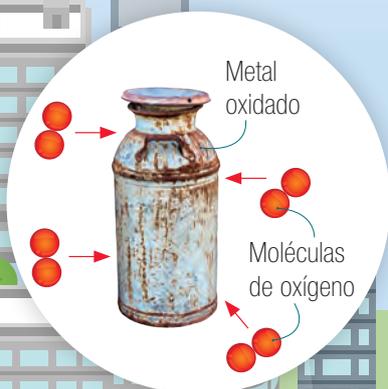
▲ Han finalizado las lluvias del invierno en una ciudad de gran congestión vehicular y se advierte que las esculturas de piedra caliza (CaCO_3) lucen descoloridas y manchadas, como muestra la fotografía.

Transformaciones químicas de la materia

La Unidad 2 abarca el estudio de las reacciones químicas y la conservación de la masa. Apoya la comprensión de otra de las Grandes ideas de la ciencia: "Todo cambio de la materia involucra un intercambio de energía con el medio y la energía también se conserva en el universo". Porque la energía está almacenada en los enlaces químicos como resultado de las interacciones subatómicas, lo que promueve todos los cambios de la materia que posibilitan la vida en la Tierra.

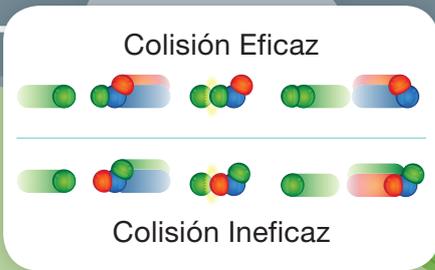
3 La **materia** experimenta cambios en los que no se altera su **composición** (cambios físicos) y otros en los que sí se modifica (cambios químicos). Estos últimos se llaman reacciones químicas.

4 Las **reacciones químicas** son procesos en los que las sustancias iniciales o **reactantes** se transforman, bajo determinadas condiciones, en sustancias finales o **productos**. Se manifiestan en algunas de estas formas: emisión de gases, efervescencia, cambios de color, emisión de luz, liberación de energía térmica y formación de precipitados.



1 La **energía** es el motor de las reacciones químicas. Si no se dispone de la energía mínima necesaria, los átomos y moléculas no reaccionan ni forman productos.

2 Según la **teoría de las colisiones**, se requiere además que los átomos y moléculas choquen con la orientación adecuada.



La ecuación química es la representación escrita de una reacción química.

En el lado izquierdo de la flecha se anotan los **reactantes**.

La flecha indica el transcurso de la reacción.

En el lado derecho de la flecha se escriben los **productos**.

Hierro + Oxígeno



Óxido de hierro (III)



Al lado izquierdo de cada símbolo o fórmula se escriben los **coeficientes estequiométricos**.

Los subíndices indican la cantidad de átomos de cada elemento que contiene la molécula.

Sólido (s); líquido (l); gaseoso (g); acuoso (ac).

El balance de la ecuación química es necesario para cumplir con la ley de conservación de la masa.

Tipos de reacciones químicas

5 Las reacciones químicas se clasifican en reacciones de síntesis, reacciones de descomposición y reacciones de sustitución.

Reacción síntesis



Reacción descomposición



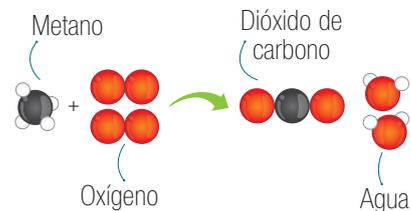
Desplazamiento simple



6 En la naturaleza ocurren una gran variedad de reacciones químicas, como la fotosíntesis en las plantas verdes, la respiración celular en las células; también, la combustión, corrosión y descomposición de diferentes materiales.

7 En nuestro entorno es común presenciar **reacciones de combustión**. El oxígeno presente en el aire tiene un papel fundamental en la combustión. Las sustancias arden solo en presencia del oxígeno. Combinación entre un combustible y oxígeno para producir dióxido de carbono y agua.

Reacción de combustión



8 Entre los principales problemas ambientales están el smog, la lluvia ácida, la contaminación de los cursos de agua por sustancias tóxicas y aguas servidas, y la acidificación y desertificación de los suelos. Es importante informarse acerca de los hábitos personales que ayudan a disminuir el impacto ambiental de las reacciones químicas.

9 Las actividades humanas, como la industrial y la de transporte, pueden realizarse gracias a los distintos tipos de reacciones químicas, pero que sin un manejo adecuado de la cantidad de gases de combustión y otros gases que se liberan al aire, terminan por contaminar nuestro entorno.

Sintetizo *la unidad*

Busquen información sobre sustancias contaminantes del aire que se producen o existen en el hogar. Para ello, hagan una lista de los combustibles que se emplean (por las reacciones de combustión que sufren). Agreguen a la lista qué gases están contenidos en los productos aerosoles, en los refrigeradores y en los equipos de aire acondicionado.

- Para orientar su investigación, visiten los sitios webs que les indicará su profesor.
- Elaboren una cartilla de recomendaciones que les permitirían reducir la contaminación del aire y vean cómo las pueden aplicar en sus actividades diarias.
- Expongan su trabajo justificando cada recomendación según las características y tipos de reacciones químicas.

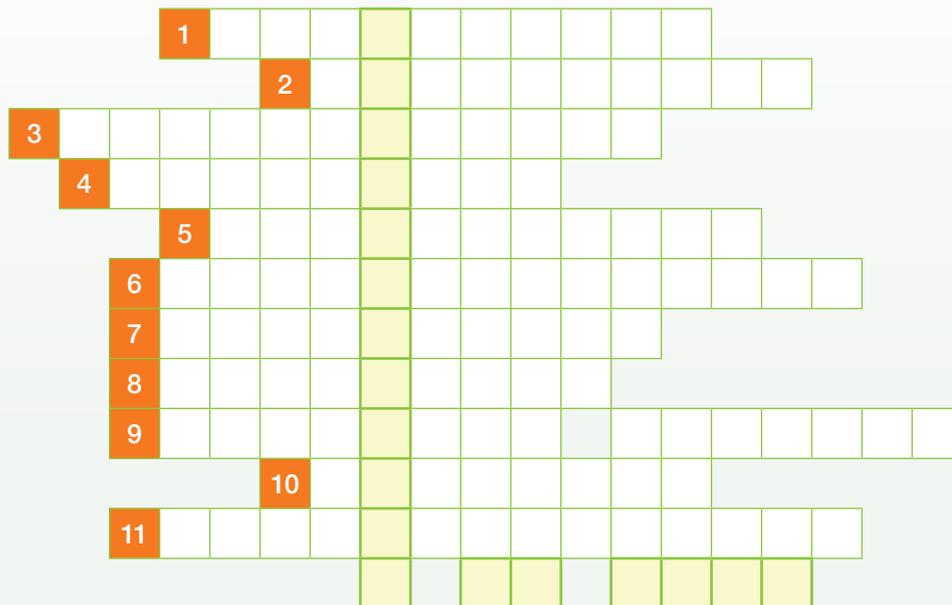
Demuestro mis aprendizajes

Para finalizar con el estudio de las reacciones químicas, es importante que realices las actividades que siguen para que refuerces y demuestres lo que has aprendido en la unidad. Si es necesario, revisa nuevamente los contenidos en tu texto, coteja tus respuestas en el solucionario y compártelas con tus compañeros.

¡Manos a la obra!

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** Escribe en los espacios ubicados frente a cada número el término o la definición correspondiente. Descubre en la figura central (L) el nombre de la ley que rige las reacciones químicas.



1. Sustancias que reaccionan o se combinan en una reacción química.
2. Reacción en que un combustible reacciona con oxígeno.
3. Ocurre en las plantas, donde la energía lumínica pasa a energía química.
4. Científico francés considerado el padre de la química moderna.
5. Reacción que requiere la aplicación de energía para que ocurra, como la electrólisis.
6. Reacción entre un ácido y una base.
7. Energía necesaria para dar inicio a una reacción química.
8. Reacción entre un metal y oxígeno; ocurre por cesión de electrones.
9. Representación simbólica de una reacción química.
10. Reacción en que se forman sustancias con estructuras más complejas.
11. Reacción en que se dividen las sustancias reaccionantes para producir sustancias con estructuras más simples.

2. **EXPLICAR** Fundamenta por qué la electrólisis del agua es una reacción endérgica, y la producción de fuegos artificiales, una reacción exérgica.

3. **APLICAR** Analiza las experiencias **A** y **B** y luego responde las preguntas.

A Cuando el sólido nitrato de amonio (NH_4NO_3) se calienta a altas temperaturas ocurre una reacción explosiva que produce dos gases: óxido de nitrógeno (IV) (N_2O) y agua (H_2O).

B Si se deja un clavo (Fe) sumergido en una disolución de sulfato de cobre (II) (CuSO_4), se aprecia que el clavo se recubre de cobre (Cu) y que se forma una disolución de sulfato de hierro (II) (FeSO_4).

a. Escribe la ecuación química balanceada para cada reacción.

A _____

B _____

b. ¿Qué tipo de reacción se presenta en cada caso: de síntesis, de descomposición o de sustitución? Fundamenta.

A _____

B _____

c. Desde el punto del intercambio de energía con el medio, ¿qué tipo de proceso es la reacción **A**: exergónico o endergónico?

d. ¿De qué forma se manifiesta la reacción de la experiencia **B**?

4. **COMPRENDER** Si observamos que una disolución AB reacciona con una disolución CD formándose de inmediato un sólido color blanco.

a. ¿Cuáles de las siguientes opciones es correcta? Fundamenta tu respuesta.

Opción 1: La disolución AB o la disolución CD debe tener color blanco para haber formado esa sustancia.

Opción 2: No es necesario que las disoluciones AB o CD tengan color blanco para formar la sustancia mencionada.

b. ¿Cómo clasificarías la reacción entre las disoluciones? Establece una ecuación química que la represente.

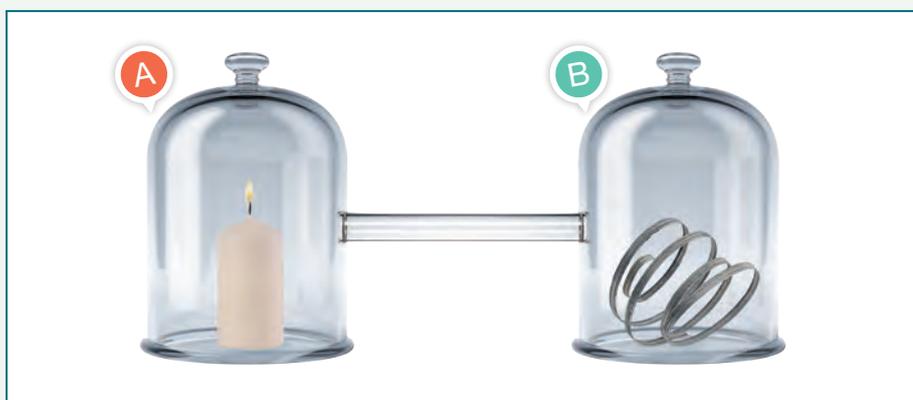
Demuestro mis aprendizajes

Aplicar y analizar

5. **APLICAR** Realiza el balance de las siguientes ecuaciones según el método indicado. Luego, clasifica cada una en reacciones de síntesis, descomposición, sustitución simple y doble sustitución.

	Balance de ecuaciones por:	Clasificación
a. Método de tanteo	$\text{H}_2\text{O}_{2(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)} + \text{O}_{2(g)}$	
b. Método de tanteo	$\text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_{3(ac)}$	
c. Método algebraico	$\text{Na}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{NaOH}_{(ac)} + \text{H}_{2(g)}$	
d. Método algebraico	$\text{H}_2\text{SO}_{4(ac)} + \text{Mg}(\text{OH})_{2(ac)} \rightarrow \text{MgSO}_{4(ac)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	

6. **PREDECIR Y DISEÑAR UN EXPERIMENTO** Considera el siguiente montaje experimental y luego responde.



- a. En la campana **A**, ¿qué está sucediendo con la vela?
-
- b. ¿Qué le ocurriría a la vela si se enciende el magnesio por medio de un dispositivo externo observado en la campana **B**? ¿Qué le pasaría al magnesio? Explica según los reactantes y productos de cada reacción química.
-
-
-
- c. ¿Qué implementarías en el montaje para demostrar que la vela se mantiene encendida gracias a un gas presente en el aire de la campana? Indica el procedimiento que seguirías.
-
-

7. **EXPLICAR** La imagen muestra una momia de la época prehispánica que fue encontrada en el altiplano, donde el clima es extremadamente frío y seco. Al respecto, responde:

a. ¿Cómo afecta la temperatura del altiplano en el proceso de conservación de la momia?

b. A mayor altura hay una menor concentración de oxígeno en el aire. ¿Cómo afecta la falta de oxígeno en el proceso de conservación de la momia?



▲ Momia de la cultura Ichma.
Fotografía de Mylene D'Auriol.

8. **EVALUAR** Un alumno investigó que con el repollo morado podía identificar sustancias ácidas y básicas. Preparó un extracto siguiendo estos pasos: cortó el repollo en trozos y luego los cubrió con agua caliente recién hervida. Esperó que el agua se enfriara y coló la mezcla obteniendo un líquido color violeta. Midió el pH y resultó neutro ($\text{pH} = 7$). Realizó los siguientes ensayos.

Ensayo 1: echó gotas de limón y el color del extracto cambió a fucsia rojizo.

Ensayo 2: echó una pizca de bicarbonato y el color del extracto cambió a verde/azulado.



a. A partir de estos resultados, ¿qué función cumple el extracto de repollo morado?

b. ¿Cómo varía la escala cromática del extracto en reacción con ácidos y bases?

c. ¿A qué color cambiaría el extracto si le agregas las siguientes sustancias: vinagre, ralladura de jabón, leche de magnesio y jugo de alguna fruta cítrica?

Mi proyecto

Concluye lo que aprendiste en el proyecto planteado con tu grupo de trabajo exponiendo los contenidos más importantes vistos en esta unidad

Grandes científicos chilenos

Ligia Gargallo González estudió Química y Farmacia en la Universidad de Concepción, y obtuvo su grado de Doctor en la Universidad de Lieja en Bélgica. El trabajo de la doctora Gargallo ha sido ampliamente reconocido en el extranjero, recibiendo en el año 2007 el premio de la Unesco para mujeres en ciencia, que reconoció su trabajo en el área de las macromoléculas (polímeros). El estudio de las macromoléculas es complejo, ya que su formación implica diferentes tipos de reacciones, como las de sustitución, adición, etcétera, y su comportamiento es muy distinto al de las moléculas corrientes.

La doctora tiene una visión muy positiva de la ciencia que se hace en Chile. Según su opinión, es muy buena,

Ligia Gargallo González: "Es imposible trabajar solo; las fronteras científicas ya no están".



aunque la comunidad científica es pequeña, destacando la gran solidaridad que existe entre sus colegas. "Las fronteras científicas ya no están, no existen. Todas las áreas científicas se necesitan. Tú requieres ciencias biológicas, física, química, necesitas de todo", declara la doctora Gallardo. Además, destaca el trabajo que se está haciendo en regiones como parte fundamental del desarrollo de la ciencia en Chile. En el año 2014 se le otorgó el Premio Nacional de Ciencias Naturales.

Responde:

- ¿Qué importancia tiene para ti el trabajo colaborativo en ciencias?
- ¿Qué opinas respecto del apoyo al desarrollo de la ciencia en regiones?

Adaptación:

- Erika Allendes Rojas. (2015). Ligia Gargallo: "Es tu país el que te premia, son tus pares los que te reconocen". El Sur, p. 14.
- Conicyt. (2014). Profesora Ligia Gargallo recibe Premio Nacional de Ciencias Naturales 2014. 6 de agosto de 2018, de Conicyt, Comisión Nacional de Investigación Científica y Tecnológica. Sitio web: <http://www.conicyt.cl/blog/2014/08/24/profesora-ligia-gargallo-recibe-premio-nacional-de-ciencias-naturales-2014/>

Investigaciones en Chile

La influencia del pH en los suelos del norte de Chile

En la zona norte de Chile existen suelos con gran cantidad de carbonatos, situación que influye sobre la disponibilidad de nutrientes para los cultivos. Un grupo de investigadores de la Universidad de Concepción y el Instituto de Investigaciones Agropecuarias evaluaron el efecto de la aplicación de azufre elemental sobre el pH. Los niveles de los micronutrientes Fe, Mn y Cu se incrementaron en los suelos, cuyos pH disminuyeron significativamente, siendo el Mn el más influenciado por la acidificación. Esta información es de utilidad para establecer programas de aplicación de mejoras en suelos ricos en carbonatos de la zona norte de Chile.

Responde:

- ¿Qué tipo de productos agrícolas se trabajan en el norte de Chile?
- ¿Qué opinas respecto de la intervención química de los suelos?

Adaptación:

- Sierra, C., Lancelotti, A., & Vidal, I. (2007). Azufre elemental como corrector del pH y la fertilidad de algunos suelos de la III y IV Región de Chile. *Agricultura Técnica*, 67 (2), 173-181. Recuperado el 6 de agosto de 2018, de https://scielo.conicyt.cl/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0365-28072007000200007



Ciencia y salud

Los antioxidantes en la dieta

Se han estudiado alrededor de 100 enfermedades que están relacionadas con el desbalance del sistema oxidativo; entre otras: cardiovasculares, cáncer, gástricas, respiratorias, neurológicas y del sistema endocrino. Es debido a esto que el consumo de sustancias con propiedades antioxidantes a nivel biológico es de vital importancia. Las dosis normales de ingesta de antioxidantes pueden ser de 20-26 mg/día contenidos en frutas y verduras (manzanas, naranjas, uvas, etc.). Sin embargo, hay que alertar sobre el consumo excesivo que pueden representar fórmulas comerciales de antioxidantes y mezclas herbales que conducirían a problemas de toxicidad. El consumo de antioxidantes desde fuentes naturales, sumado al ejercicio periódico, disminuye el riesgo de enfermar.

Frutas



Responde:

- ¿Cómo podrías estimular el consumo de frutas y verduras en tu grupo familiar?
- ¿Qué factores hacen que una persona no se alimente adecuadamente?, ¿qué propones para revertir esta situación?

Adaptación:

- Coronado, M., Vega y León, S., Gutiérrez, R., Vázquez, M. & Radilla, C. (2015). Antioxidantes: perspectiva actual para la salud humana. *Revista chilena de nutrición*, 42 (2), 206-212. Recuperado el 24 de mayo de 2016, de http://www.scielo.cl/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0717-75182015000200014&lng=es&tlng=es. 10.4067/S0717-75182015000200014.

La ciencia en el mundo

Lluvia ácida: amenaza al patrimonio cultural

También amenaza a

monumentos y sitios históricos

El paso del tiempo y el clima han ido transformando la fisonomía de construcciones históricas, como las pirámides en Egipto, el Taj Mahal en India o la Acrópolis en Atenas.

Un fenómeno en el que la llamada lluvia ácida es una de las principales culpables.

Si bien se trata de un proceso natural asociado a emisiones volcánicas o a la descomposición de la vegetación, han sido las emisiones de gases que provienen de plantas industriales y vehículos las que han agravado el problema.

En 2013, investigadores de la U. Católica de Valparaíso crearon un sitio web con el mapa de la corrosión atmosférica, elaborado gracias a una red de 31 estaciones a lo largo del país. Aunque su objetivo principal es conocer la velocidad a la

- Figura de piedra caliza en un castillo de Westphalia, Alemania, fotografiado en 1908 (izquierda) y luego en 1968 (derecha). Foto de Schmidt-Thomsen.



que ocurre la corrosión de metales y aleaciones de mayor interés industrial –para identificar los más apropiados para emplear en las diversas zonas–, también da pistas de cuáles son las áreas en las que estructuras y monumentos están más expuestos al daño ocasionado por el clima y contaminantes atmosféricos.

“Es un tema que aquí no está asumido ni desarrollado en cuanto a investigación sobre su impacto en monumentos o patrimonio”, precisa el arquitecto Cristóbal Noguera, académico de la U. San Sebastián. “La lluvia ácida causa daños a largo

plazo y eso se traduce en la necesidad de mantenimiento, reparación o reconstrucción, que tienen costos asociados”, agrega.

Investiga y responde:

- ¿Qué pH tiene la lluvia en tu región?
- ¿Cómo resolverías el problema de la lluvia ácida en nuestras ciudades?

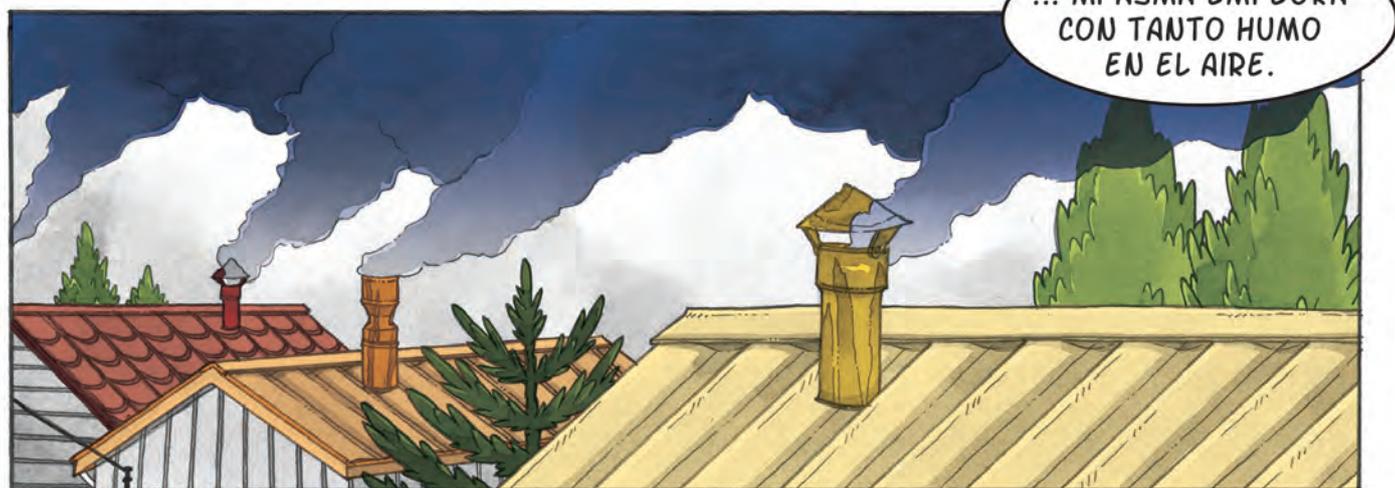
Adaptación:

- González, C. (2016). El cambio climático también amenaza a monumentos y sitios históricos. *Vida Ciencia Tecnología El Mercurio*, p. 13.

Relaciones cuantitativas

En situaciones tan cotidianas como cocinar, estás mezclando sustancias químicas que interaccionan unas con otras para generar nuevas sustancias. La forma en que lo hacen no es al azar y siguen una serie de reglas que permiten obtener una determinada masa de producto que conocerás en esta unidad.

El estudio cuantitativo sirve, por ejemplo, para hacer control de calidad en las transformaciones industriales.



Lee las viñetas y luego responde las preguntas.

1. ¿Qué crees que sucedió con el aire? ¿Por qué?
2. ¿Qué reacciones químicas conoces que dan origen a contaminantes?
3. ¿Qué propuestas harías en este caso para disminuir la contaminación de su ciudad? Piensa y sugiere tres acciones.



1. Representar reacciones químicas en una ecuación de reactivos y productos según la ley de conservación de la materia y las leyes de proporcionalidad definida y múltiple.
2. Establecer relaciones cuantitativas entre reactivos y productos mediante trabajo experimental.
3. Desarrollar actividades de resolución de problemas de equivalentes estequiométricos usando el mol de sustancia como referente.
4. Analizar reacciones químicas conocidas en la industria y en el ambiente según las leyes ponderales y cálculos estequiométricos.
5. Demostrar una actitud de cuidado del medioambiente, aplicando sus conocimientos en la toma de decisiones diarias que ayuden a disminuir la contaminación.

Gran idea de la Ciencia

Una idea fundamental es que

“los organismos tienen estructuras y realizan procesos para satisfacer sus necesidades y responder al medioambiente”.

Una persona puede intoxicarse al ingerir un producto de limpieza que contiene ácido oxálico ($C_2H_2O_4$).

- ¿Qué crees que ocurre en el estómago de la persona intoxicada?
- ¿Qué sustancia piensas que podría aliviar el efecto del ácido oxálico?
- ¿Qué cantidad de “sustancia neutralizante” sería recomendable de suministrar a la persona intoxicada?

Mis metas y estrategias

▼ Atenas, Grecia



▼ Santiago, Chile



▼ Beijing, China



▼ El Cairo, Egipto



Lo que sé

Ahora es tu oportunidad para que planifiques los pasos que son necesarios para aprender en esta unidad. Te invitamos a analizar la lectura y luego completar las actividades según lo que sabes sobre el tema.

¡Alerta ambiental!

El alto nivel de congestión vehicular es una de las principales causas de la formación del esmog fotoquímico (del griego *photo*, que significa luz). Se percibe como una niebla que empapa el aire de un color amarillento y se forma cuando los óxidos de nitrógeno (NO_x) y los hidrocarburos (RH) liberados por los automóviles experimentan una serie de reacciones activadas por la luz ultravioleta (UV) que proviene del sol.

El óxido de nitrógeno (IV) (NO_2) absorbe la radiación UV, sufriendo una compleja secuencia de transformaciones que forman productos tóxicos; uno de ellos es el ozono (O_3) que, cerca de la superficie del suelo (nivel troposférico), constituye un serio contaminante del aire; este gas es un poderoso irritante de las vías respiratorias, razón por la cual los que padecen asma o enfermedades cardiovasculares son muy susceptibles a él.

1. Anota lo que habías escuchado o leído antes sobre el esmog fotoquímico.

2. Teniendo en cuenta las valencias del nitrógeno, escribe las fórmulas químicas de los óxidos que forman y nombra cada uno de ellos según la nomenclatura IUPAC.

3. Los gases contaminantes pueden sufrir transformaciones en la atmósfera, lo que forma productos aún más tóxicos. En el recuadro, escribe la ecuación química balanceada de la transformación del óxido de nitrógeno (V) si reacciona con el agua (vapor de agua) presente en aire.

4. Escribe tres medidas que utilizarías para disminuir el esmog fotoquímico.

¿Qué voy a aprender?

Completa el siguiente mapa de progreso con lo que sabes y lo que te gustaría aprender en relación con los contenidos de la unidad.

Sé lo siguiente...

Se espera que aprenda...

Espero aprender...



¿Cómo lo voy a aprender?

Escribe en el cuadro a continuación tus desafíos, estrategias de aprendizaje y cómo mejorarás tus hábitos de estudio para enfrentar la unidad adecuadamente.

¿Cuáles conocimientos, habilidades y actitudes de la unidad representan para ti un desafío?	
¿Qué estrategias utilizarás para lograr lo que pretendes aprender en esta unidad? Escribe tres estrategias con las que mejor aprendes.	
¿Cómo puedes mejorar tus hábitos de estudio para aprender mejor? Escribe tres.	

Activo mis aprendizajes

Para iniciar el estudio de la unidad, recuerda lo que aprendiste en las unidades anteriores

¡Vamos!

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** De acuerdo a la información entregada, escribe el número atómico y la masa atómica correspondientes.



2. **RELACIONAR** Asocia cada fotografía con el tipo de reacción química. Escribe la letra en el casillero correspondiente.



Combustión

Oxidación

Precipitación

3. **INTERPRETAR FÓRMULAS** Escribe la fórmula química del compuesto y el número de átomos que existen de cada elemento en él.

a. El compuesto químico principal es _____ y tiene _____

átomos de calcio.

átomos de fósforo.

átomos de oxígeno.



b. El compuesto es _____ y tiene _____

átomo de sodio.

átomo de hidrógeno.

átomo de carbono.

átomos de oxígeno.



c. El compuesto es _____ y tiene _____

átomo de sodio.

átomo de cloro.

átomos de oxígeno.



d. El compuesto es _____ y tiene _____

átomo de sodio.

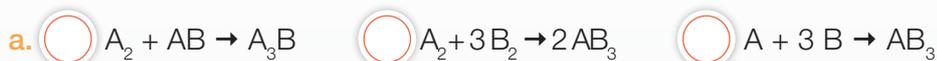
átomo de oxígeno.

átomo de hidrógeno.



Aplicar y analizar

4. **COMPRENDER** Marca la ecuación química que mejor representa la reacción que se muestra en la ilustración.

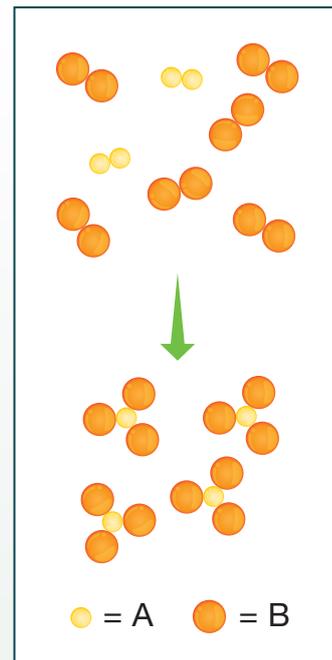


b. ¿Cuáles son los reactantes y los productos de la reacción? Escribe las fórmulas.

Reactantes _____ Productos _____

c. ¿Se cumple la ley de conservación de la materia? Explica.

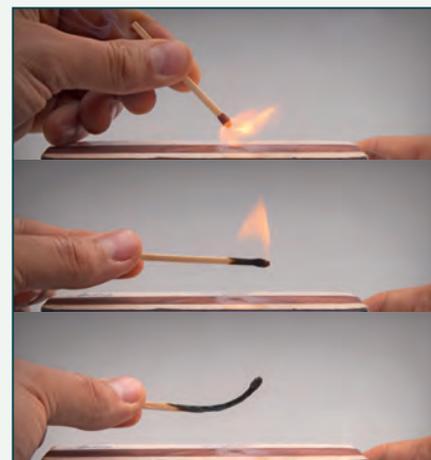
d. Realiza el balance de la ecuación química usando los coeficientes estequiométricos que correspondan.



5. **EXPLICAR** Observa la imagen y luego lleva a cabo las actividades.

a. Describe qué observas en la imagen.

b. Explica cómo se relaciona el concepto de reacción química con el proceso de encender un fósforo.



Mi proyecto

Para preparar una empanada de pino es necesario mezclar los siguientes ingredientes: huevo, carne, cebolla, aceitunas, pasas, harina, agua y manteca.

1. **APLICAR** Realiza las siguientes actividades.

a. Averigua cuáles son las proporciones correctas para elaborar una buena empanada de pino.

b. Señala el orden en que debes ir mezclando los ingredientes.

c. Da otros ejemplos de preparaciones culinarias en los que la proporción de los ingredientes es un factor clave para obtener buenos resultados.

2. **DISEÑAR** Con tu grupo de trabajo, diseñen un proyecto propio que deberán completar durante el tiempo de desarrollo de la Unidad 3 (aproximadamente ocho semanas).

¿Cómo contamos partículas de materia?

Explora

Objetivo de Aprendizaje

En este módulo conocerás las cantidades químicas que participan en las reacciones químicas, es decir, las relaciones cuantitativas entre los reactantes y los productos para que puedas explicar las reacciones de la vida diaria. Las cantidades principales son las siguientes: masa atómica, masa molar, volumen molar y mol.

1. Lee la siguiente situación de la vida cotidiana. Luego, responde las preguntas.



Una señora, dueña de un kiosco cercano a un colegio, vende distintos alimentos a los niños, quienes le compran pagando con monedas. Al finalizar la semana, reúne una importante cantidad de monedas. Cada vez que va al banco a cambiar su dinero, la tarea es lenta y tediosa para el cajero, ya que debe contar las monedas una a una. Entonces, para agilizar el trámite, la señora llegó a un acuerdo con el cajero. Decidieron guardar en bolsas separadas determinadas cantidades de monedas del mismo valor (\$5, \$10, \$50, \$100 y \$500). Luego, midieron la masa de cada bolsa y de cada moneda por separado. Finalmente, dividieron la masa total de cada bolsa por la masa de la moneda del valor que correspondía.

- a. ¿Cómo es el método que usaron la señora y el cajero para contar las monedas? Descríbelo.

- b. Así como la señora y el cajero, los químicos cuentan átomos y moléculas utilizando ciertas unidades. Infiere cómo lo hacen.

- c. ¿Qué otras unidades que empleamos a diario involucran una determinada cantidad de “algo”? Por ejemplo, cuando compramos huevos.

¿Qué es la estequiometría?

Cuando a un maestro albañil le encargan construir un muro, él debe calcular la cantidad de arena, ripio y cemento necesaria para hacerlo, pues de otro modo aumenta innecesariamente el costo del muro, porque perderá lo que sobra.

¿De qué forma crees que esta situación se aplica a las reacciones químicas?

Los químicos, en los laboratorios de investigación y en la industria, deben calcular la cantidad de reactantes necesaria para elaborar un determinado producto.

La **estequiometría** es la rama de la química que estudia las relaciones cuantitativas o ponderales entre los reactantes y productos que participan en una reacción química.

La palabra estequiometría proviene de las raíces griegas *stoicheîon*, que significa elemento o sustancia, y *-metrie* (-metría), que significa medición.

Gracias a la estequiometría es posible conocer la masa de reactantes que se necesita para obtener una determinada cantidad de productos o la cantidad de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactantes.

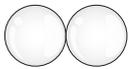
Antes de comenzar con el estudio de la estequiometría, es importante que revises el significado de las fórmulas químicas por las que se representan las sustancias puras. En relación con la masa de las sustancias, a continuación, revisaremos las magnitudes atómicas y molares que debemos aplicar a las reacciones químicas para hacer cálculos estequiométricos.

Términos clave

- Masa atómica
- Isótopos
- Ecuación química
- Ley de conservación de la masa

Demuestra lo que sabes

1. **INTERPRETAR** Completa el cuadro con la información que falta.

Sustancia	Fórmula química	Modelo molecular	Una molécula contiene:
Hidrógeno	H ₂		2 átomos de H
Agua	H ₂ O		1 átomo de 2 átomos de
Dióxido de carbono	CO ₂		... átomo de C ... átomos de O
Amoníaco	NH ₃		... átomo de átomos de

2. **RECORDAR** Define el concepto de masa, las unidades de medida y el instrumento de medición para la masa.
3. **INVESTIGAR** Averigua cómo puedes medir la masa de un líquido, por ejemplo agua, usando los materiales que encuentras en un laboratorio escolar. Indica los pasos que debes seguir. Apóyate en las técnicas de laboratorio presentadas en el **Anexo 2**, en la página 194.

Magnitudes atómicas

Como sabemos, los experimentos que llevaron a la formulación de un modelo atómico evidencian que la masa de los átomos se encuentra concentrada en su núcleo. Como el núcleo está formado por protones y neutrones, a mayor cantidad de estos, mayor será la masa del átomo. Ver la Tabla n° 1 en el **Anexo 7**, página 201.

Masa atómica

Aunque parezca sencillo calcular la masa de un átomo sumando las masas de todos los protones y neutrones que lo componen, es en la realidad una tarea imposible debido a que los átomos son muy pequeños.

Para poder medir la masa de un átomo, los químicos crearon la **unidad de masa atómica** (uma), que corresponde a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12.

En el **Sistema Internacional de Unidades** (SI),

$$1 \text{ uma} = 1,6606 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Formas para obtener la masa atómica

Observando directamente en la tabla periódica de los elementos.



Calculando la masa atómica promedio a partir de la suma del porcentaje de abundancia de los isótopos de un elemento y dividido por 100.

Por ejemplo, los isótopos del N son: N-14 (99,63 %) y N-15 (0,37 %).

$$\text{Masa} = \frac{(14 \text{ uma} \cdot 99,63) + (15 \text{ uma} \cdot 0,37)}{100}$$

$$\text{Masa} = 14,0 \text{ uma}$$

Recuerda

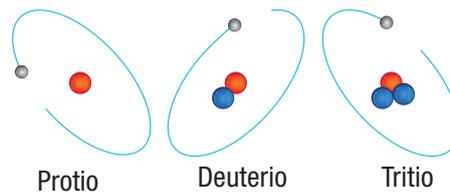
El **número atómico (Z)** es la cantidad de protones que tiene un átomo en su núcleo.

El **número másico (A)** indica la cifra total de partículas que posee un átomo en su núcleo, es decir, la suma de protones y neutrones.

Isótopos: un elemento químico puede estar constituido por átomos que tienen distinto número másico, es decir, diferente cantidad de neutrones.

Isótopos del hidrógeno

¿Cómo es el número atómico de los isótopos de un elemento químico: igual o distinto?, ¿por qué?



● Electrón ● Protón ● Neutrón

Mol y número de Avogadro

Los químicos también han establecido una unidad de medida que corresponde a un número determinado de partículas. Esta unidad es el mol y representa la magnitud **cantidad de materia (n)**. *Si el mol es la unidad de medida de la cantidad de materia, ¿qué representa la unidad kilogramo?*

Mol es la cantidad de sustancia que contiene tantos átomos, moléculas o iones como átomos hay en 0,012 kg de carbono-12.

Ahora bien, si recordamos el método usado por la señora dueña del kiosco (página 136), efectivamente podemos calcular el número de monedas. Por ejemplo, si sabemos que la masa de una bolsa de monedas de \$100 es 720 g y la masa de 1 000 monedas (de \$100) es 7 580 g, podemos calcular el número de monedas en la bolsa según la siguiente proporción:

$$720 \text{ g} \cdot \frac{1\,000 \text{ monedas}}{7\,580 \text{ g}} = 95 \text{ monedas (con un valor de \$9\,500)}$$

En este caso, la masa de una cierta cantidad de monedas se relacionó con la masa de 1 000 monedas como unidad referencial. Para contar partículas de materia, el método es el mismo, ya que el mol es la unidad de medida que se utiliza para contar átomos, moléculas o iones. El número de partículas en un mol de cualquier sustancia es $6,02 \times 10^{23}$. Este número se conoce como **número de Avogadro (NA)**.

1 mol = $6,02 \times 10^{23}$ átomos, moléculas o iones

Un mol de átomos siempre tendrá $6,022 \times 10^{23}$ partículas, pero su cantidad en masa será menor o mayor dependiendo del elemento.



▲ La imagen muestra 1 mol de cobre, 1 mol de azufre y 1 mol de aluminio.

Demuestra
lo que sabes

- 1. APLICAR** La plata se encuentra en forma de dos isótopos cuyas masas atómicas son 106,9041 y 108,9047 uma. El primer isótopo representa el 51,82 % y el segundo, el 48,18 %. ¿Cuál es la masa atómica promedio de la plata?

Dato interesante

La masa molar de cualquier sustancia, expresada en gramos, siempre es numéricamente igual a su masa molar expresada en una.

Magnitudes molares

Podemos contar cualquier cosa usando el número de Avogadro. Solo debemos saber que en un mol hay $6,02 \times 10^{23}$ unidades de esa cosa. Si aplicamos esto al átomo, resulta muy conveniente. Por ejemplo: hay $6,02 \times 10^{23}$ átomos de cobre en un mol de cobre, o hay $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de dióxido de carbono en un mol de dióxido de carbono. Pero *¿cuál es la masa, expresada en gramos, de un mol de dióxido de carbono o cobre?*



- ▲ Diariamente, empleamos varias unidades para contar objetos, como la docena y la resma. Los químicos utilizan la unidad mol para referirse a la cantidad de átomos, moléculas u otras partículas.

Masa molar

La masa molar (\mathcal{M}) es la masa de un mol de átomos, moléculas u otras partículas, expresada en gramos. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica. Así, la masa molar del cobre (Cu) es de 63,55 g/mol. Para un compuesto, su masa molar resulta al sumar las masas atómicas de todos los átomos presentes en la fórmula química del compuesto.

Calculemos la masa molar del dióxido de carbono (CO_2).

Elementos	Nº de átomos	Masa atómica	
Carbono (C)	1	12 g/mol	$1 \cdot 12 = 12$
Oxígeno (O)	2	16 g/mol	$2 \cdot 16 = 32$
			Total (+) = 44 g/mol

Por lo tanto, la masa de un mol de CO_2 ($6,02 \times 10^{23}$ moléculas) es igual a 44 g.

Conexión con

Tecnología

Desde 1920, con el advenimiento del espectrómetro de masas, se han podido determinar de manera directa y con mayor precisión las masas atómicas de los isótopos, teniendo como masa de referencia la del carbono-12 y el porcentaje de abundancia de cada uno de los isótopos de un elemento en la naturaleza. El espectrómetro de masas es un instrumento

capaz de medir la masa de cada isótopo que previamente se ha convertido en ion y que se somete a un haz de electrones de alta energía (corriente eléctrica). A partir de los resultados graficados y por cálculos indirectos, la espectroscopía de masas sirve, además, para determinar las masas de elementos y compuestos de muestras desconocidas.

Volumen molar

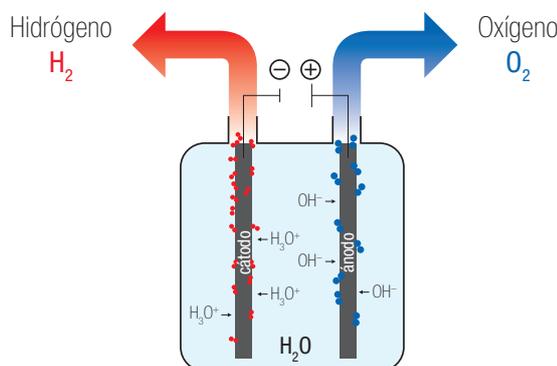
El volumen molar es el volumen que ocupa un mol de un elemento o compuesto en estado gaseoso.

Un mol de cualquier gas, en condiciones normales de presión y temperatura, siempre ocupará 22,4 L. Al hablar de condiciones normales (CN), nos referimos a 0 °C de temperatura y a 1 atm de presión.

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

Entonces, si se tiene una reacción en que uno de los reactantes o productos es un gas, se puede calcular su volumen conociendo la cantidad de sustancia. Por ejemplo:

- 1 mol de oxígeno (O₂), o cualquier otro gas, ocupa 22,4 L (en CN).
- 2 mol de oxígeno (O₂) ocupan un volumen de 44,8 L (en CN).



◀ **Descomposición electrolítica del agua.**
El gas hidrógeno, liberado en la electrólisis del agua, ocupa el doble de volumen que el gas oxígeno.

En la reacción de electrólisis, el agua se descompone en dos gases, el hidrógeno (H₂) y el oxígeno (O₂). La ecuación química que representa el proceso es:



A partir de la ecuación se puede establecer que se obtienen 2 mol de H₂ y 1 mol de O₂ y, aplicando el volumen molar:

- 2 mol de H₂ equivalen a 44,8 L
- 1 mol de O₂ equivale a 22,4

Demuestra
lo que **sabes**

1. **APLICAR** Si el valor de la unidad de masa atómica (uma) para un átomo de carbono es 12 uma, ¿cuál será la masa de 1 mol de carbono?, ¿cuántos átomos de carbono habrá en 12 g de carbono?
2. **CALCULAR** Calcula la masa molar de los siguientes compuestos: a. Agua (H₂O); b. Glucosa (C₆H₁₂O₆); y c. Ácido sulfúrico (H₂SO₄).
3. **CALCULAR** ¿Cuántas moléculas de agua hay en 500 mL de agua?

Contando moléculas

Antecedentes

El ácido oleico ($C_{17}H_{33}COOH$) tiene una densidad de $0,895 \text{ g/cm}^3$ y una masa molar de $282,46 \text{ g/mol}$. Como es insoluble en agua, podemos ver que flota sobre la superficie del agua formando una película que, se sabe, está constituida por una sola capa de moléculas de ácido oleico. En esta monocapa, cada molécula tiene el grupo $-COOH$ sumergido en el agua y el esqueleto de átomos de carbono perpendicular a ella.

En el siguiente experimento, usando la densidad y masa molar del compuesto, podremos calcular el número de moléculas contenidas en un mol de ácido oleico, esto es, el número de Avogadro.

Problema de investigación

¿Es posible determinar el número de moléculas que existen en un determinado volumen de ácido oleico?

Objetivo

Obtener una estimación del número de Avogadro.

Materiales

- bandeja
- matraz de aforo de 500 mL
- pipeta de 5 mL

Reactivos

- agua destilada
- ácido oleico
- azufre en polvo
- etanol



Seguridad

Trabaja con mucho cuidado para no derramar el aceite sobre el mesón. Mantén las fuentes de calor lejos del etanol.

> Procedimiento

1. Agreguen agua hasta completar más de la mitad del volumen total de la bandeja y espolvoreen el azufre en polvo.
2. Cuenten cuántas gotas tiene 1 mL de ácido oleico.
3. En el matraz de aforo, añadan una gota de ácido oleico y agreguen etanol hasta completar 500 mL.
4. Cuenten cuántas gotas tiene 1 mL de la solución de ácido oleico disuelto en etanol.
5. Sobre la bandeja que tiene espolvoreado el azufre, agreguen una gota de la solución de ácido oleico preparada anteriormente, para

formar una mancha uniforme cuyo diámetro pueda medirse, como se observa en la fotografía.



6. Realiza los siguientes cálculos y registra la información.
 - a. Mide el diámetro de la mancha formada.
 - b. Calcula el área de la mancha aproximando a una geometría circular según $A = \pi r^2$.
 - c. Con la concentración de la disolución y el número de gotas/mL de disolución, calcula cuántos gramos de ácido oleico hay en cada gota de disolución conforme con la siguiente fórmula: concentración = moles/ volumen.
 - d. Usando la masa molar y la masa de ácido oleico depositada en la monocapa, determina el valor del número de Avogadro.

> **Análisis y conclusiones**

Registro de información

Diámetro de la mancha	
Área de la mancha	
N° de gotas que tiene 1 mL de ácido oleico	
N° de gotas que tiene 1 mL de solución de ácido oleico disuelto en etanol	
Densidad del ácido oleico	
Masa de ácido oleico	
N° de moléculas de ácido oleico	
Valor del número de Avogadro	

1. Compara tu resultado con el de tus compañeros. ¿Qué tan distinto es? Si la diferencia es grande, ¿a qué crees que se debió?

2. ¿Qué utilidad puede tener que conozcas el número de moléculas que hay en una determinada cantidad de materia?

3. ¿Se cumplió el objetivo de la experiencia de laboratorio? Fundamenta.

4. Pudiste comprobar con la experiencia que se puede contar el número de moléculas que existen en un determinado volumen. ¿Qué conclusión puedes obtener de la experiencia? Te puedes guiar con los **Anexos 5 y 6** (páginas 199 y 200).

Desarrollo histórico de la unidad mol

La hipótesis de Avogadro es una de las leyes de los gases ideales. Esta afirma lo siguiente:

Un mol de diferentes sustancias contiene el mismo número de moléculas.

El valor de este número, llamado número de Avogadro, es aproximadamente $6,022 \times 10^{23}$ y es también el número de átomos que contiene un mol de un elemento.

La hipótesis, publicada en 1811, era tal vez muy revolucionaria para la época y pasó inadvertida. Transcurrieron casi cincuenta años antes de que Cannizzaro, en un artículo publicado en 1858, demostrara la aplicabilidad general de la hipótesis de Avogadro. Este artículo, que fue distribuido en forma de panfleto en el 1^{er} Congreso Internacional de Química Karlsruhe, realizado en Alemania en 1860, discutía tan claramente los conceptos de átomo, molécula, peso atómico y peso molecular, que los químicos se convencieron de sus puntos de vista y los incorporaron desde entonces al pensamiento químico. En su presentación, Cannizzaro reivindicó a Avogadro y salvó a su hipótesis de ser abolida. Hoy en día llamamos número de Avogadro al número de partículas contenidas en un mol.

El mol es la unidad con que se mide la cantidad de sustancia, una de las siete magnitudes físicas fundamentales del Sistema Internacional de Unidades.

Un mol contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas elementales (ya sea átomos, moléculas, iones y cualquier otra partícula subatómica).



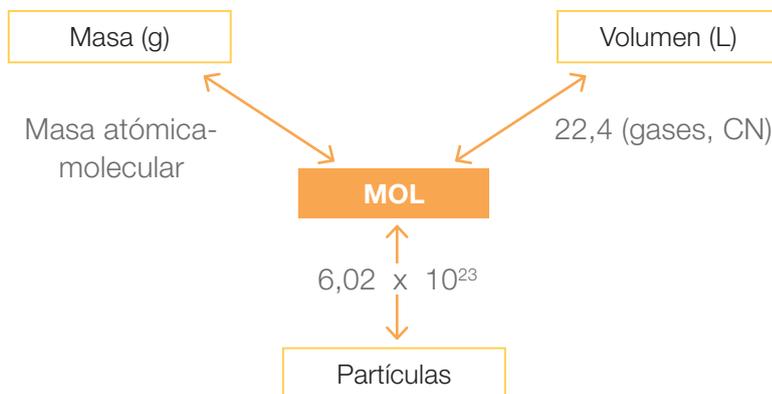
Amadeo Avogadro

(1776-1856) Físico y matemático italiano.

Practicó la abogacía

durante muchos años antes de que se interesara por la ciencia. Su trabajo científico más famoso fue el que se conoce hoy como la ley de Avogadro. Propuso la hipótesis de que "iguales volúmenes de gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas", pero no fue reconocido hasta durante la última etapa del siglo XIX, cuando su hipótesis pasó a ser la base para determinar las masas atómicas.

Relaciones del mol con masa, volumen y número de Avogadro



Definiciones y ejemplos con las relaciones del mol

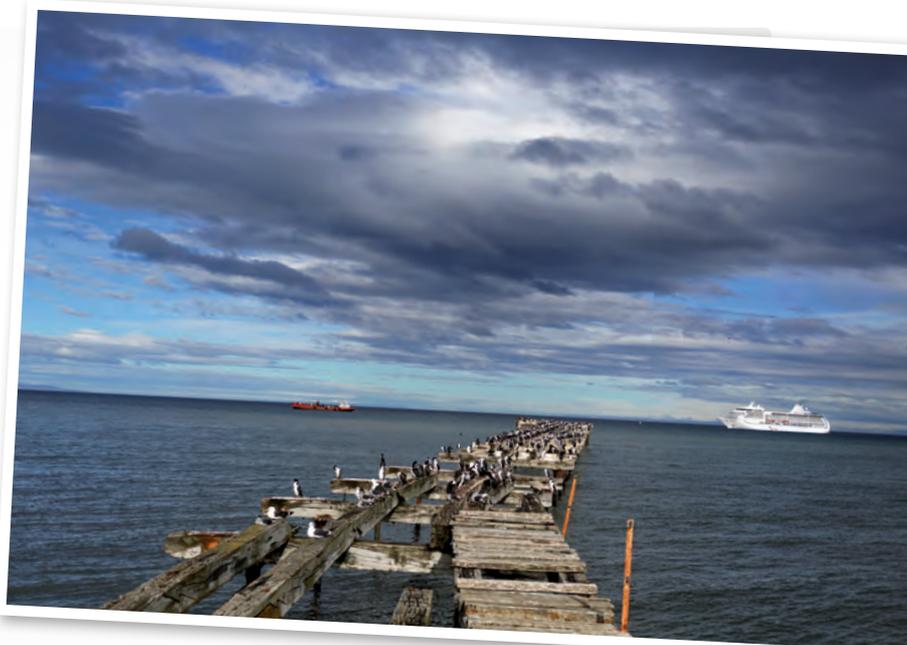
<p>Relación mol-masa</p>	<p>Para conocer cuántos moles hay de un átomo o molécula en una determinada cantidad de materia (masa, en gramos), es necesario saber cuántos gramos hay de dicha materia y conocer su masa molar, según la siguiente expresión:</p> $\text{mol} = \frac{(\text{masa (g)})}{(\text{masa molecular})}$	<ul style="list-style-type: none"> ¿Qué masa de agua se debe masar para obtener 7,5 mol de H₂O? Masa molar = 18 g/mol $\text{mol} \cdot \text{masa molar} = \text{masa}$ $7,5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = \text{masa}$ $135 \text{ g} = \text{masa}$ <p>Respuesta: se necesitan 135 g de agua para obtener 7,5 moles de agua.</p>
<p>Relación mol-volumen</p>	<p>El número de moles también nos permite saber cuánto volumen hay de algún átomo o molécula gaseoso según:</p> $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ litros}$	<ul style="list-style-type: none"> ¿Qué volumen ocupan 3 mol de helio He? $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$ $3 \text{ mol} = 3 \cdot 22,4 \text{ L} = 67,2 \text{ L}$ <p>Respuesta: 3 mol de He ocupan 67,2 L.</p>
<p>Relación mol-número de Avogadro</p>	<p>Se relaciona el mol con el número de Avogadro, según:</p> $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas, átomos o partículas}$	<ul style="list-style-type: none"> ¿Cuántos átomos de hierro hay en 0,3 mol de hierro? $1 \text{ mol} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}$ $0,3 \text{ mol} = 1,8 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$

Dato interesante

El número de Avogadro es un valor tan grande que es difícil imaginar su magnitud.

¡602 000 000 000 000 000 000 000 es equivalente a la cantidad de gotas de agua que puede contener el mar! Toma en consideración que solo el océano Pacífico contiene unos 7 800 000 000 km³ de agua y una gota de agua es de aproximadamente 0,05 cm³.

- Vista del océano Pacífico desde un muelle en la localidad de Punta Arenas, Chile.



Resolución de problemas

Caso 1

El hidróxido de sodio (NaOH) o soda cáustica se utiliza para destapar cañerías. ¿Cuántos moles de hidróxido de sodio hay en 1,0 kg de esta sustancia?



Paso

1

Se nos pide determinar el número de moles del NaOH, y se nos da como dato la masa del compuesto químico.

Obtenemos los datos de masa atómica en la tabla periódica.

Paso

2

Elemento	Masa atómica (uma)
Sodio (Na)	22,99
Oxígeno (O)	16,0
Hidrógeno (H)	1,01

Primero, calculamos la masa molar del compuesto NaOH. **Segundo**, expresamos la masa del NaOH en gramos. **Tercero**, calculamos el número de moles usando la relación matemática estudiada previamente.

La masa molar del NaOH es:

$$\text{Na} \quad 1 \cdot 22,99 = 22,99$$

$$\text{O} \quad 1 \cdot 16,00 = 16,00$$

$$\text{H} \quad 1 \cdot 1,01 = 1,01$$

Sumamos $\underline{\hspace{2cm}}$ 40,00 uma

La masa del NaOH en gramos es:

$$1 \text{ kg NaOH} = 1\,000 \text{ g NaOH}$$

El número de moles es:

$$\text{mol} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar}} = \frac{1\,000 \text{ g}}{40} = 25 \text{ mol}$$

Respuesta

R

Hay 25 moles de NaOH en 1 kg.

Caso 2

El hierro es un metal maleable de color gris plateado. Es el cuarto metal más abundante en la corteza terrestre, formando parte de numerosos minerales, entre ellos, muchos óxidos. Si la masa de una barra de hierro es de 16,8 g, ¿cuántos átomos de Fe hay en la muestra?



Paso

1

Debemos determinar el número de átomos de Fe, y se nos da como dato la masa del elemento químico.

Ordenamos los datos en un cuadro.

Paso

2

Masa hierro (Fe)	16,8 g
Masa atómica de hierro (Fe)	55,8 uma

Primero, convertimos la masa de hierro en moles. **Segundo**, realizamos la conversión de moles a átomos usando el número de Avogadro.

El número de moles de átomos de hierro presentes es:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol de Fe} = 55,8 \text{ g de Fe} \\ x \quad \quad \quad = 16,8 \text{ g de Fe} \end{array}$$

$$x = 0,3 \text{ mol de Fe}$$

Paso

3

El número de átomos de hierro en la barra es:

$$1 \text{ mol de Fe} = 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

$$0,3 \text{ mol de Fe} = \quad \quad \quad x$$

$$x = 1,81 \times 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$

Respuesta

R

Hay $1,81 \times 10^{23}$ átomos de Fe o una barra de 16,8 g.

Ahora tú

1. ¿Cuál es la masa de 5 moles de agua?
2. ¿Cuántas moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) hay en 25,0 g?
3. ¿Cuántos moles de hierro representan 25,0 g de hierro (Fe)?
4. ¿Cuántos átomos de magnesio están contenidos en 5,0 g de magnesio (Mg)?
5. ¿Qué volumen, en litros, ocupan 2 moles de amoníaco (NH_3)?

Cálculos estequiométricos

Cuando se representa una reacción química a través de una ecuación, se pueden establecer **relaciones cuantitativas** que permiten calcular la cantidad de sustancias que intervienen en la reacción química. Estas operaciones se conocen como **cálculos estequiométricos**.

En una reacción química se pueden establecer relaciones cuantitativas:

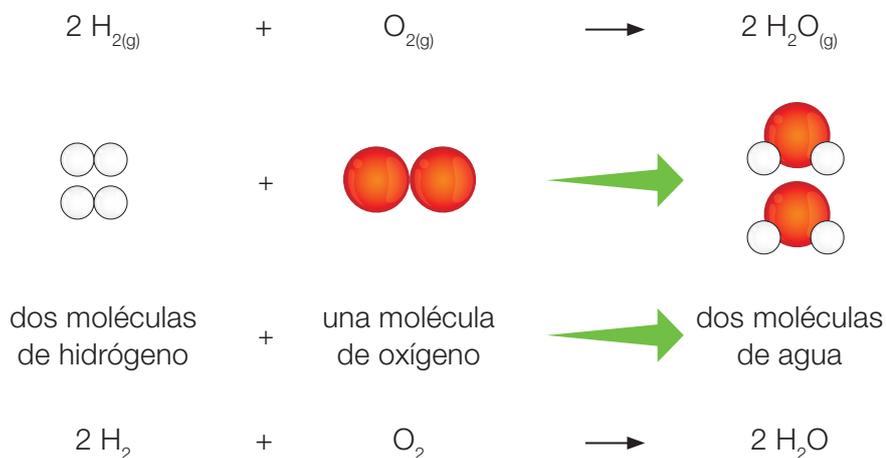
- entre las cantidades de materia
- entre las masas
- entre los volúmenes (en el caso de los gases).

¿Qué información nos entrega una ecuación química?

Para conocer la información entregada, puedes seguir estos pasos:

1. Escribe la ecuación química balanceada.
2. Indica las moléculas que hay en cada reactante y producto.
3. Señala la cantidad de materia que hay en cada reactante y producto.
4. Indica la masa que hay en cada reactante y producto.
5. Señala si se cumple la ley de conservación de la masa.
6. Solo en el caso de sustancias gaseosas se indica el volumen que hay en cada reactante y producto.

La ecuación química que representa la formación del agua entrega la siguiente información:



Partículas	Hidrógeno (H ₂)	Oxígeno (O ₂)	Agua (H ₂ O)
Moléculas	2 • (6,02 x 10 ²³) = 12,04 x 10 ²³	1 • (6,02 x 10 ²³) = 6,02 x 10 ²³	2 • (6,02 x 10 ²³) = 12,04 x 10 ²³
Cantidad de materia (mol)	2	1	2
Masa (g)	2 • (2 • 1) = 4 g	2 • (16) = 32 g	4 • (1) + 2 • (16) = 36 g
Ley de conservación de la masa	36 g		36 g
Volumen (L)	44,8 L	22,4 L	44,8 L

A partir de la información en el cuadro, podemos decir que:

- 2 moles de hidrógeno forman 2 moles de agua.
- 4 gramos de hidrógeno reaccionan con 32 gramos de oxígeno para formar 36 gramos de agua.
- 2 moles de hidrógeno forman 12,04 x 10²³ moléculas de agua.

Las reacciones químicas nos entregan información muy importante que sirve para poder establecer cuánto producto se formará al usar una determinada masa o volumen de un reactante. La cantidad de reactantes y productos que participan en una reacción química se puede expresar en unidades de masa, de volumen o de cantidad de sustancia.

Mi proyecto

Al comenzar la Unidad 3 formulaste un proyecto con tu grupo de trabajo. En relación con ese proyecto:

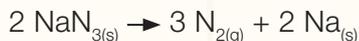
1. Escribe el problema de investigación que plantearon.

2. Analiza con tu grupo qué contenidos revisados en este primer tema podrán apoyar la investigación. Por ejemplo, respecto de la reacción química que investigarán, ¿qué información entrega la ecuación química balanceada que la representa?, ¿qué relaciones cuantitativas se pueden establecer entre los reactantes y productos?, ¿podrían saber la masa de reactantes que necesitan para producir una determinada masa de producto?, ¿cómo?

Resolución de problemas

Caso 1 ▼

La azida de sodio (NaN_3) es el producto químico utilizado en las bolsas de aire de los automóviles (*airbags*). Con el impacto de un choque, esta sal se descompone y forma nitrógeno gaseoso, capaz de inflar la bolsa de aire que sale del manubrio y protege al conductor. La ecuación química balanceada que representa la reacción de descomposición de la azida es:



¿Cuánta azida de sodio se necesita para inflar una bolsa de aire de 30 L?



Paso

1

Debemos calcular la cantidad de nitrógeno que se produce a partir de una determinada masa de azida de sodio. De la tabla periódica podemos obtener las masas atómicas de los elementos constitutivos de la sal y luego calcular su masa molar.

$$(\text{Na} = 23 \text{ uma}; \text{N} = 14 \text{ uma})$$

Ordenamos la información en un cuadro según los datos que nos entrega la ecuación balanceada.

Paso

2

	$2 \text{NaN}_{3(s)}$	\rightarrow	$3 \text{N}_{2(g)}$	+	$2 \text{Na}_{(s)}$
Cantidad de materia (mol)	2		3		2
Masa (g)	$2 \cdot (23 + 3 \cdot 14) = 130 \text{ g}$		$3 \cdot (14 \cdot 2) = 84 \text{ g}$		$2 \cdot 23 = 46 \text{ g}$
Volumen (L)	$2 \cdot 22,4 \text{ L} = 44,8 \text{ L}$		$3 \cdot 22,4 \text{ L} = 67,2 \text{ L}$		$2 \cdot 22,4 \text{ L} = 44,8 \text{ L}$

- Establecemos la relación entre mol y volumen.

$$1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$$

$$x = 30 \text{ L} \quad x = 1,3 \text{ mol de N}_2$$

Según la reacción, 2 mol de azida producen 3 mol de nitrógeno gaseoso.

$$2 \text{ mol de NaN}_3 = 3 \text{ mol de N}_2$$

$$x = 1,3 \text{ mol de N}_2$$

$$x = \frac{2 \text{ mol de NaN}_3 \cdot 1,3 \text{ mol de N}_2}{3 \text{ mol de N}_2}$$

$$x = 0,8 \text{ mol de NaN}_3$$

- Convertimos a masa.

$$n = \frac{\text{masa}}{\mathcal{M}} \rightarrow n \cdot \mathcal{M} = \text{masa}$$

$$\text{masa} = 0,8 \text{ mol de NaN}_3 \cdot 65 \text{ g/mol}$$

$$\text{masa} = 52 \text{ g de NaN}_3$$

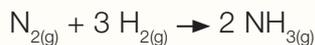
Respuesta

R

Se requieren 52 g de NaN_3 para poder inflar una bolsa de aire de 30 L.

Caso 2

El amoníaco gaseoso se sintetiza a partir del nitrógeno e hidrógeno gaseosos de acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:



¿Cuántos gramos de hidrógeno gaseoso se requieren para que reaccionen completamente 3,75 g de nitrógeno gaseoso?

Paso 1 Sabemos que la cantidad de hidrógeno dependerá del número de moléculas de nitrógeno presentes en 3,75 g y de la relación molar del hidrógeno y nitrógeno gaseosos en la ecuación química balanceada.

Paso 2 Completamos un cuadro con la información que nos entrega la ecuación química balanceada.

	$\text{N}_{2(\text{g})}$	+	$3\text{H}_{2(\text{g})}$	→	$2\text{NH}_{3(\text{g})}$
Nº moles	1		2		2
Masa	$2 \cdot 14 = 28 \text{ g}$		$6 \cdot 1 = 6 \text{ g}$		$2 \cdot (14 + 3 \cdot 1) = 34 \text{ g}$

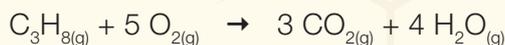
Paso 3 La ecuación balanceada muestra que 3 moles de H_2 reaccionan con 1 mol de N_2 , y que 28 g de nitrógeno gaseoso reaccionan con 6 g de hidrógeno gaseoso. Entonces,

$$\begin{aligned} 28 \text{ g de N}_2 &= 6 \text{ g de H}_2 \\ 3,75 \text{ g de N}_2 &= x \\ x &= \frac{6 \text{ g de H}_2 \cdot 3,75 \text{ g de N}_2}{28 \text{ g de N}_2} \\ x &= 0,804 \text{ g de H}_2 \end{aligned}$$

Respuesta R Reaccionan 0,804 g de hidrógeno gaseoso con 3,75 g de nitrógeno gaseoso.

Ahora tú

1. APLICAR La combustión del propano, C_3H_8 , combustible que se usa en artefactos de calefacción, produce dióxido de carbono y vapor de agua según la siguiente ecuación balanceada:



- ¿Qué masa de dióxido de carbono se forma cuando se queman 95,6 g de propano?
- ¿Cuántos litros de vapor de agua se producen cuando la combustión utiliza 10 moles de oxígeno?

Capturando un gas

Antecedentes

Las relaciones estequiométricas nos sirven para saber de antemano qué masa de materia prima se requiere para obtener una determinada masa de producto. Los cálculos estequiométricos se basan en el principio fundamental de que tanto las masas de los reactantes como la de los productos son proporcionales a los coeficientes de la ecuación química balanceada.

Problema de investigación

¿Puedo calcular a priori la cantidad necesaria de reactantes para producir 1 litro de dióxido de carbono?

Objetivo

Hacer reaccionar polvos de hornear con vinagre cuantificando previamente la masa requerida para producir una cierta cantidad de gas dióxido de carbono.

Materiales

- bolsa con cierre de seguridad
- balanza
- probeta graduada de 500 mL
- vidrio reloj
- espátula

Reactivos

- polvo de hornear (bicarbonato de sodio)
- vinagre (disolución de ácido acético 1 M)
- alambre recubierto de plástico



Seguridad

PRECAUCIÓN: la reacción es muy rápida, y el gas que se produce puede hacer explotar la bolsa; por eso es necesario usar una bolsa resistente.

> Procedimiento

1. Escribe la ecuación balanceada para la reacción del polvo de hornear (bicarbonato de sodio) y el vinagre (ácido acético), que produce acetato de sodio, agua y dióxido de carbono. Revisa la página 93 de tu libro para que recuerdes la ecuación química.
2. Encuentra el volumen de la bolsa de plástico con cierre de seguridad, llénala con agua y luego viértela en una probeta graduada. Registra tus observaciones.
3. Calcula la masa de bicarbonato de sodio que produce el dióxido de carbono necesario para inflar la bolsa cuando reaccione con el ácido acético en exceso. Registra tus observaciones.
4. Mide la masa de bicarbonato de sodio que calculaste y colócalo en una esquina, al fondo de la bolsa. Utiliza el alambre recubierto de plástico, con cuidado de no romper la bolsa, para sellar la esquina.

- Coloca aproximadamente 60 mL de ácido acético 1 M en la otra esquina del fondo de la bolsa. Cuida que no se mezclen los reactantes, como se ve en la fotografía. Saca el aire de la bolsa y sállala con su cierre.
- Pon la bolsa en un basurero o detrás de algo que sirva como escudo, quita la atadura de alambre que separa los reactantes y permite que se mezclen para producir la reacción. Registra tus observaciones.



> Análisis y conclusiones

Datos y observaciones

Reacción química	
Volumen de la bolsa	
Masa de bicarbonato de sodio	

- Completa la siguiente tabla.

Reacción química	→				
Masa molar					
Moles					
Masa					
Volumen					

- ¿Qué masa de polvo de hornear forman 22,4 litros de CO_2 ?

- ¿Qué masa de bicarbonato de sodio utilizaste en la reacción para que se formara 1 L de dióxido de carbono?

- ¿Qué sucedería si el ácido acético que se le agrega fuera insuficiente para reaccionar con todo el polvo de hornear?

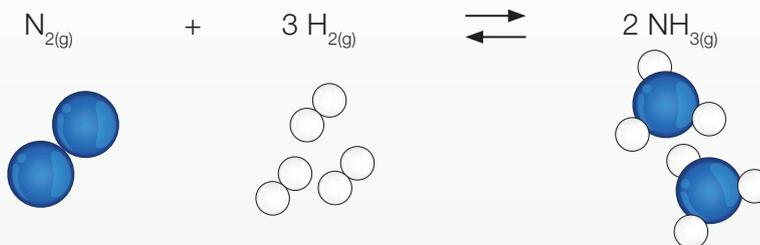
- Concluye: ¿lograste el objetivo de esta actividad experimental?, ¿qué evidencia tienes para apoyar tu conclusión? Te puedes guiar con los **Anexos 5 y 6** (páginas 199 y 200).

Refuerzo mis aprendizajes

A continuación, refuerza lo que has aprendido hasta ahora. Estos contenidos son muy importantes para la comprensión de los siguientes temas.

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** Completa el cuadro con la información que entrega la ecuación química balanceada que representa la producción de amoníaco a nivel industrial.



Nº de moléculas	_____ (N ₂)	_____ (H ₂)	_____ (NH ₃)
Nº de moles	_____ (N ₂)	_____ (H ₂)	_____ (NH ₃)
Masa (g)	_____	3 • (2 • 1)	2 • 17
Ley de conservación	_____ g	_____ g	34 g
_____ (L)	22,4	67,2	44,8

2. **RELACIONAR** La imagen muestra un mol de diferentes sustancias. Completa los recuadros con el número de partículas que hay en cada masa de sustancia.



- (1) Agua (H₂O): 18 g
- (2) Etanol (CH₃CH₂OH): 46 g
- (3) Sulfato de cobre (CuSO₄): 159,5 g
- (4) Azufre (S): 32,1 g
- (5) Cloruro de sodio (NaCl): 58,5 g

3. **COMPRENDER** Explica de qué forma podemos aplicar los cálculos estequiométricos para resolver las siguientes interrogantes.

a. ¿Cómo podemos saber de antemano qué masa de materia prima se requiere para obtener una determinada masa de producto?

b. ¿Podemos detectar una “fuga” de materiales en una industria si solo conocemos la masa de la materia prima que ingresa?

Implementar

4. **APLICAR** Resuelve los siguientes problemas:

El convertidor catalítico es una unidad utilizada para controlar y reducir los gases contaminantes que son expulsados por el motor de combustión interna en los vehículos, ya sea de gasolina o diésel. A través de las reacciones catalíticas de oxidación y reducción, las sustancias (productos) contaminantes se transforman en sustancias inofensivas para la salud, como son el dióxido de carbono (ver ecuación), el vapor de agua y el nitrógeno.



a. ¿Cuántas moléculas de CO_2 se formarán si reaccionan 30 g de oxígeno?

b. ¿Cuántos litros de CO reaccionarán con 2 L de oxígeno?

5. **APLICAR EXPERIMENTALMENTE** En algunas ocasiones, al comer determinados alimentos, se produce sensación de acidez en el estómago. Para neutralizar el ácido que se encuentra en exceso en el estómago se administran antiácidos. Una tableta antiácida, que contiene carbonato de calcio (CaCO_3), reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) del estómago y forma cloruro de calcio (CaCl_2), agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2). Un estudiante comprobó esta reacción de la siguiente manera: molió una tableta efervescente y la agregó en un matraz. Luego, con mucho cuidado, añadió con una pipeta una disolución de ácido clorhídrico 1 M.

a. ¿Qué crees que sucedió?

b. ¿De qué forma se puede calcular la masa de la sustancia que se libera?

c. Escribe la ecuación química que representa la reacción entre la tableta y el ácido.

d. ¿Cuánta masa de carbonato de calcio se necesita para neutralizar 1 mol de HCl?

Tema 2

¿Qué leyes rigen las reacciones químicas?

Explora

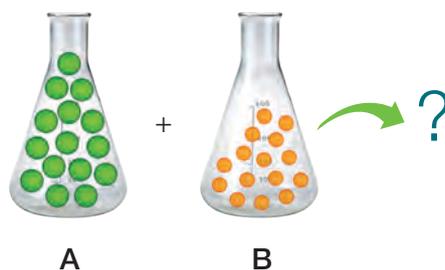
Objetivo de Aprendizaje

Para poder responder la pregunta, revisaremos las leyes que se cumplen en las reacciones químicas, es decir, las relaciones estequiométricas cuando los reactantes se combinan para formar los productos. También, identificaremos los reactivos limitante y excedente y el rendimiento de una reacción química.

1. Imagina la siguiente situación y luego responde las preguntas.

Una investigadora necesitaba saber qué cantidades de los elementos A y B debían combinarse para formar el compuesto A_xB_y . Ella tenía un instrumento extraordinario que le permitía ver y contar átomos y moléculas. Para lograr su propósito, siguió estos pasos:

- Separó 15 átomos de A y 15 de B.
- Realizó cinco ensayos haciendo reaccionar distintas cantidades de átomos de los dos elementos.
- Contó las moléculas formadas en cada ensayo y la cantidad de átomos sobrantes que no se combinaron.



- Finalmente, ordenó en una tabla los resultados obtenidos.

Tabla 1: Cantidad de átomos A y B que se combinan

Número de átomos iniciales		Número de moléculas formadas	Número de átomos que sobran de A	Número de átomos que sobran de B
Número de átomos de A	Número de átomos de B			
10	10	3	7	1
10	8	2	8	2
15	12	4	11	0
8	10	3	5	1
12	15	5	7	0

- ¿En qué proporción se combinan los átomos en cada ensayo: 1 es a 1, 1 es a 2 o 1 es a 3? ¿En qué proporción se deben combinar los átomos de A y B para que no sobre ninguno?
- Si la masa de los átomos A y B fuera 12 y 5 unidades de masa, respectivamente, ¿cuántas unidades de masa de las moléculas se obtendrían si combinaras 10 átomos de A y 30 de B?
- De acuerdo a la proporción en átomos establecida, ¿cuál sería la fórmula química del compuesto? Pista: escribe los subíndices x e y en A_xB_y .

Leyes de la combinación química

Si atendemos a las leyes que rigen la materia y sus transformaciones, podemos explicar por qué los cambios en la materia no alteran su masa y en qué proporción se combinan los elementos para formar un compuesto.

¿Qué crees acerca de la combinación de los elementos: lo hacen al azar o siguiendo un patrón definido? Por ejemplo, la sal o cloruro de sodio (NaCl) que está disuelta en el agua de mar de todos los océanos, ¿será la misma o tendrá una composición diferente?

Las **leyes de la combinación química**, también llamadas **leyes ponderales**, son la ley de conservación de la masa, las leyes de las proporciones definidas, múltiples y recíprocas, y la ley de volúmenes de combinación.

Estas leyes avalan la existencia del átomo como estructura básica de la materia. Los átomos tienen masas definidas que no cambian en una reacción química. A su vez, los compuestos se forman por la combinación de átomos de dos o más elementos en una razón simple de números enteros, como 1 es a 1 (1:1) y 2 es a 1 (2:1).

Términos clave

- Fórmula química
- Ley de conservación de la masa
- Ecuación química
- Estequiometría
- Mol



- ◀ La combinación de azufre (en la espátula) y el oxígeno (en el frasco) forma el gas dióxido de azufre, SO_2 . La proporción en que se combinan el S y O es 1:2.

Demuestra
lo que **sabes**

1. **APLICAR** El cloro (Cl) es un no metal gaseoso color verde, muy tóxico, y el sodio (Na), un metal sólido color gris metálico, muy reactivo. Cuando estos elementos se combinan, forman el compuesto cloruro de sodio (NaCl).
 - a. ¿En qué proporción se combinan los átomos de cada elemento?
 - b. ¿Por qué las propiedades del compuesto formado son tan distintas a las de sus elementos constituyentes?

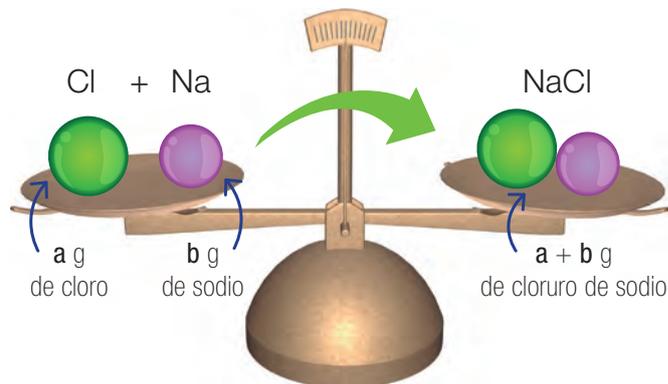
Ley de conservación de la masa

Tal como hemos estudiado en los temas anteriores, “en una reacción química siempre se cumple que la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos”. Este importante postulado, conocido como ley de conservación de la masa, fue demostrado experimentalmente por Lavoisier en 1772.

Dato interesante

En la época previa a Lavoisier, la química era más un arte culinario que una ciencia, y en realidad, se elaboraban más recetas que fórmulas, se confundían sustancias puras por mezclas; además, no se tenía claridad sobre cómo se combinaban las distintas sustancias. El gran giro que le dio Lavoisier al estudio de la materia fue la experimentación, es decir, observó, midió masas, formuló hipótesis, buscó evidencias y razonó sobre las transformaciones químicas.

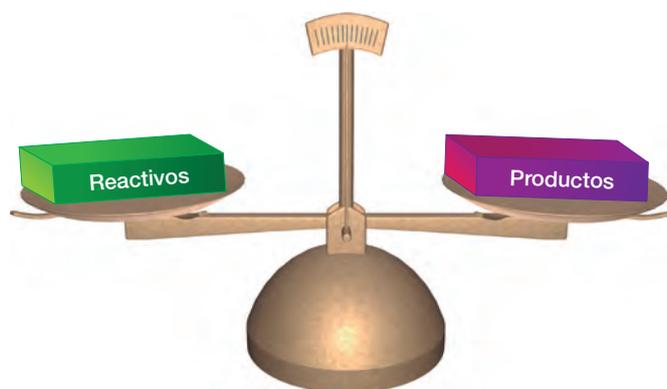
Apliquemos la ley de conservación de la masa en la combinación del sodio con el cloro para formar cloruro de sodio.



Como hay el mismo número de átomos y su masa no varía, la masa de las sustancias iniciales y la masa de las sustancias finales tienen que ser las mismas.

La masa molar aplicada a la ley de conservación

Ya sabemos que los átomos de cualquier elemento tienen una masa atómica promedio que aparece escrita en la tabla periódica. Este valor se puede expresar en unidades de masa atómica (uma), en moles o en gramos según sea el cálculo estequiométrico que estemos trabajando. El valor de masa atómica de un átomo y de masa molar de una molécula corresponde a 1 mol de esa partícula, es decir, $6,02 \times 10^{23}$ de átomos o moléculas.



◀ Ilustración que representa la ley de conservación de la masa.

Recuerda

A partir de una ecuación química se pueden establecer relaciones estequiométricas de masa-masa, masa-volumen y masa-mol.

¿Cuáles son las masas atómicas, expresadas en gramos, de los elementos sodio y cloro? Usa la tabla periódica. Si combinamos 36 g de cloro con 23 g de sodio, ¿cuántos gramos de cloruro de sodio se forman?, ¿cuántos moles se forman?

Fíjate que las masas de combinación dadas corresponden exactamente a las masas atómicas del cloro y del sodio. Por lo tanto, la estequiometría de la reacción cumple con la ley de conservación de la masa: se produce 1 mol de cloruro de sodio, lo que es equivalente a su masa molar.

Demuestra lo que sabes

- ANALIZAR E INFERIR** La imagen muestra el proceso de quemar un papel, que se transforma en cenizas y humo, y se libera energía en forma de calor y luz.



- ¿Por qué podemos afirmar que al quemar un papel ocurre una reacción química?
 - ¿Será igual la masa del papel antes y después de quemarlo?, ¿por qué?
 - ¿Cómo comprobarías que quemar un papel cumple con la ley de conservación de la masa?
- APLICAR** El carbonato de calcio (CaCO_3) es un compuesto muy utilizado en la industria química para la elaboración de papel, plásticos, cerámicas, fármacos, entre otros. Por efecto del aumento de la temperatura, este se descompone formando óxido de calcio (CaO) y dióxido de carbono (CO_2).
 - Escribe la ecuación química que representa a la reacción.
 - Si se calientan 100 g de carbonato de calcio y se producen 56 g de óxido de calcio, ¿cuántos gramos de CO_2 deberían liberarse para que se cumpla la ley de conservación de la masa?
 - ¿A cuántos moles corresponde cada una de las cantidades mencionadas en b)?

Ley de las proporciones definidas

Muchos químicos en el siglo XVIII centraron su trabajo en la determinación de la composición de los compuestos. A principios de 1799, el químico francés **Joseph Louis Proust** demostró que la proporción en masa de los elementos en un compuesto es siempre la misma. Además, probó experimentalmente que la proporción en que se combinan dos o más elementos no depende del método que se use para sintetizar el compuesto en el laboratorio. *¿Qué crees que implica este hallazgo?*

En las reacciones químicas, la relación en masa de los reactantes es fija e invariable y, por lo tanto, la composición que tiene el compuesto formado es definida, lo cual hace único a dicho compuesto.

La ley que postuló Proust, llamada **ley de las proporciones definidas**, dice que “los elementos se combinan para formar compuestos en una proporción de masa fija y definida”.

Veamos un ejemplo.

Al hacer reaccionar 10 g de sodio con 10 g de cloro, se determinó que el cloro se utiliza por completo, o sea, 10 g, y que del sodio solo reacciona una masa de 6,484 g, quedando un exceso sin reaccionar. Calculamos la proporción según las masas que reaccionaron.

$$\frac{m \text{ Cl}}{m \text{ Na}} = \frac{10 \text{ g}}{6,484 \text{ g}} = 1,5$$

Con el método de razonamiento usado por Proust, hoy podemos establecer la **composición definida** de los compuestos químicos. Por ejemplo, que el cloruro de sodio puro contiene 39 % de sodio y 61 % de cloro.

De acuerdo a la experiencia, observamos que las reacciones no se realizan gramo-gramo, ya que quedan excedentes que no reaccionan y esto dependerá de la composición definida que tiene el compuesto.

Así, por ejemplo, si tenemos 20 gramos de cloro y 15 gramos de sodio para mantener la proporción de 1,5 y siguiendo los cálculos anteriores, podemos realizar el siguiente razonamiento:

- por cada 10 gramos de cloro reaccionan 6,484 g de sodio; como tengo 20 gramos de cloro, se esperaría que reaccionaran 12,968 g de sodio, lo que implicaría que nos quedarían 2,032 gramos de sodio como excedente que no reaccionaría.

$$10 \text{ g (Cl)} \rightarrow 6,484 \text{ g (Na)}$$

$$20 \text{ g (Cl)} \rightarrow X \text{ g (Na)}$$

$$X = 12,968 \text{ g de (Na)}$$



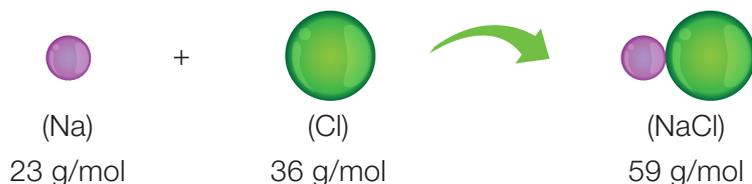
Joseph Louis Proust

(1754-1826) realizó numerosos experimentos para determinar la composición de diversos carbonatos de cobre, óxidos de estaño y sulfuros de hierro. Proust formuló que “muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos en la misma proporción en masa”. En su época, la ley fue duramente atacada por otros químicos, quienes sostenían que la composición de un compuesto variaba según el método por el que se había preparado. Hoy, la ley de las proporciones definidas es ampliamente aceptada y se aplica a todos los compuestos puros (sin impurezas).

La teoría atómica aplicada a la ley de las proporciones definidas

Si los elementos se combinan para formar un compuesto en proporciones definidas, entonces la materia está constituida por átomos. Por lo tanto, la composición constante en que se combinan los elementos corresponde a una proporción definida de átomos de esos elementos, puesto que son estos átomos los que tienen una masa definida.

Analicemos la composición definida del NaCl, a partir de la reacción entre un átomo de cloro y otro de sodio.



Entonces, el cloro y el sodio se combinan según la relación:

$$\frac{m \text{ Cl}}{m \text{ Na}} = \frac{36 \text{ g}}{23 \text{ g}} = 1,56$$

En consecuencia, esta proporción será constante para cualquier muestra de cloruro de sodio, lo que significa que el cloro y el sodio siempre se combinarán en una proporción en masa de cloro y sodio ($\frac{m \text{ Cl}}{m \text{ Na}}$) igual a 1,56.

$$\frac{m \text{ Cl}}{m \text{ Na}} = \frac{36 \text{ g}}{23 \text{ g}} = \frac{72 \text{ g}}{46 \text{ g}} = \frac{18 \text{ g}}{11,5 \text{ g}} = 1,56$$

Recuerda

Si la composición de los compuestos es constante, se debe a que la de los átomos también lo es.

Demuestra lo que sabes

- APLICAR** En un experimento reaccionaron 8,2 g de hidrógeno con 49,6 g de oxígeno. La masa de oxígeno se consumió por completo y se formaron 55,8 g de agua. ¿Cuál es la composición definida del agua?
- APLICAR** Una muestra de 100 g de óxido de mercurio (II) contiene 92,6 g de mercurio y 7,40 g de oxígeno. ¿Cuánto oxígeno se encuentra en otra muestra del mismo compuesto que contiene 150 g de mercurio?
- Un alumno quería saber la composición definida del óxido de magnesio. Para formar el óxido, quemó un trozo de magnesio de masa conocida, obteniendo los siguientes datos:

Antes de la reacción

Magnesio = 0,62 g

Después de la reacción

Óxido obtenido = 1,02 g

- Escribe la ecuación química con palabras.
- Calcula la proporción de magnesio en el óxido.
- Expresa la composición definida del óxido usando porcentajes.

Ley de las proporciones múltiples

La proporción en masa en que se combinan los elementos es una clara evidencia de la existencia de los átomos. Ciertos pares de elementos pueden combinarse para formar solo un compuesto. Por ejemplo, el único compuesto que forman el sodio y el cloro es el cloruro de sodio (NaCl). Otros pares de elementos pueden formar dos o más compuestos diferentes. Por ejemplo, hidrógeno y oxígeno pueden formar agua (H₂O) y peróxido de hidrógeno (H₂O₂). Las proporciones en masa de hidrógeno y oxígeno

($\frac{m\ H}{m\ O}$) determinadas experimentalmente son 1:8 para el agua y 1:16 para

el peróxido de hidrógeno. Es decir, en cada 9 g de H₂O hay 1 g de H y 8 g de O; en cada 17 g de H₂O₂ hay 1 g de H y 16 g de O. Así, la composición definida del agua pura es de 11,2 % de H y 88,8 % de O, y la del peróxido de hidrógeno, 5,88 % de H y 94,12 % de O.

En 1803, John Dalton estableció la **ley de las proporciones múltiples**, que plantea que “cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, la masa de uno de ellos, que se une a una masa fija del otro, está en relación de números enteros y sencillos, como 1:2, 3:1 y 2:3”.

Por ejemplo, el carbono (C) se une al oxígeno (O) formando dos compuestos comunes y estables: el monóxido de carbono (CO) y el dióxido de carbono (CO₂).

En la siguiente tabla se observan las relaciones entre los compuestos.

Proporción en masa de C y O en sus dos compuestos

Compuesto	Relación en masa molar	Proporción
 CO ₂	 12 g de C : 32 g de O	1 : 2
 CO	 12 g de C : 16 g de O	1 : 1

Al comparar la relación que existe entre las masas molares de oxígeno que reaccionan con una masa fija de carbono, se obtiene una proporción de 32 g de O : 16 g de O, lo que es equivalente a 2:1 o 2, un número entero y sencillo.

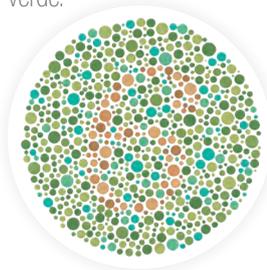
Conexión con

Biología

Entre los destacados aportes realizados por Dalton, encontramos el primer estudio relacionado con una particularidad genética: la discromatopsia o daltonismo, llamada así en honor a este físico inglés que la padecía.

El daltonismo consiste en la imposibilidad de distinguir ciertos colores. Por ejemplo, en la figura, una persona con visión normal de los colores vería el número seis en el mosaico de puntos anaranjados y verdes.

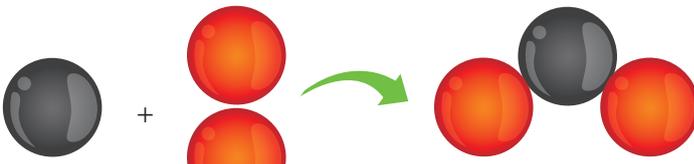
Según las estadísticas, uno de cada diez hombres y una de cada mil mujeres no es sensible a las diferencias entre el rojo y el verde.



La teoría atómica aplicada a la ley de las proporciones múltiples

Analicemos el caso de los compuestos de carbono y oxígeno según el número de átomos que participan en cada combinación.

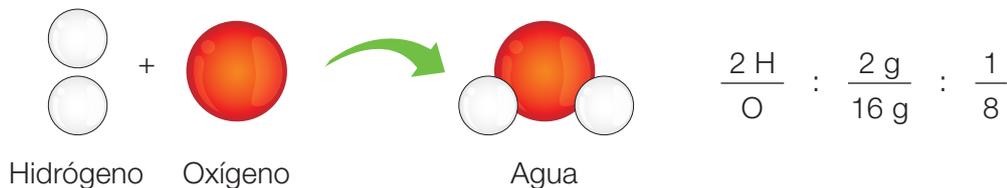
Reacción entre carbono y oxígeno

 <p>Carbono + Oxígeno → Monóxido de carbono</p>	1 átomo de carbono se combina con 1 átomo de oxígeno.
Proporción	
1: 1	
 <p>Carbono + Oxígeno → Dióxido de carbono</p>	1 átomo de carbono se combina con 2 átomos de oxígeno.
Proporción	
1: 2	

Vemos que son dos compuestos distintos que se diferencian en la cantidad de átomos de O por cada átomo de C.

Demuestra lo que sabes

- 1. COMPRENDER** La imagen representa la formación del agua (H_2O) a partir de sus átomos constituyentes y la relación en masas molares.



A partir de esto, representa la formación de peróxido de hidrógeno (H_2O_2) y escribe la relación en masas molares. Luego, verifica si se cumple o no la ley de las proporciones múltiples.

- 2. APLICAR** En un ensayo experimental se comprobó que 4,4 g de cromo se combinan exactamente con 8,8 g de cloro para formar un cloruro de cromo. En un segundo ensayo, 7,6 g de cromo se combinan con 10,4 g de cloro, obteniéndose un cloruro de cromo distinto al del primer ensayo. Demuestra que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Recuerda

La **estequiometría** es la rama de la química que estudia las relaciones de masa y volumen existentes entre las sustancias que intervienen en una reacción química.

Ley de las proporciones recíprocas

En 1792, el químico alemán Jeremías Richter (1762-1807) postuló que si dos elementos, A y B, reaccionaban con una misma cantidad de un elemento C, al reaccionar entre sí los dos primeros, lo harían en las mismas cantidades con que reaccionaron con C, o en múltiplos sencillos.

La **ley de las propiedades recíprocas** o **ley de Richter** establece que “las masas de dos elementos que se combinan con la masa de un tercero conservan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí. Esta ley puede considerarse como una consecuencia de la ley de las proporciones definidas, o ley de Proust, y de las propiedades aritméticas de las proporciones.

La ley de Richter nos permite establecer un concepto nuevo, el de **equivalente químico** (o simplemente equivalente): “cuando se combinan dos elementos entre sí, lo hacen siempre según sus equivalentes o múltiplos de ellos”.

Veamos la aplicación de la ley de Richter en los siguientes ejemplos:

Reacción entre sodio y azufre y entre sodio e hidrógeno.

Obtenemos la masa molar de cada reactante según las ecuaciones.



Entonces, si se combina sodio con hidrógeno en una nueva reacción, la relación en masa será la siguiente:

$$\frac{m \text{ Na}}{m \text{ H}_2} = \frac{46}{2} = \frac{23}{1}$$



Jeremías Benjamín Richter

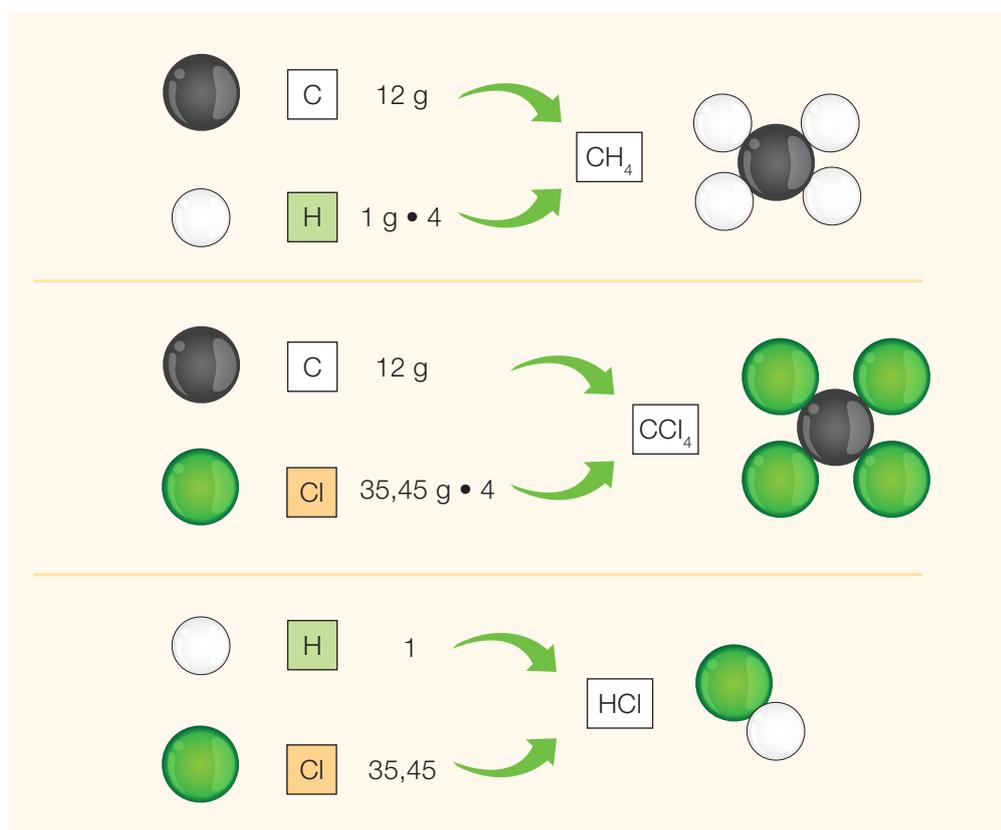
(1762 – 1807) famoso químico alemán. Se le adjudica el descubrimiento del indio (In) y la noción de peso equivalente. El estudio sistemático de las proporciones numéricas en que se combinan las diversas sustancias le llevó a enunciar la ley de las proporciones recíprocas, también conocida como ley de Richter.

Richter es considerado el fundador de la estequiometría.

Dos compuestos de carbono con igual masa molar de carbono.

Consideremos los compuestos metano (CH_4) y tetracloruro de carbono (CCl_4) para obtener la relación entre la masa de los elementos de cada compuesto.

Compuesto	Relación entre la masa molar	Relación carbono-carbono en los compuestos	Relación hidrógeno-cloro en los compuestos
CH_4	12 g C : 4 g H	12 g C : 12 g C 1 : 1	4 g H : 142 g Cl 1 : 35,45
CCl_4	12 g C : 142 g Cl	La relación es fija.	La relación coincide con la fórmula del cloruro de hidrógeno.



Demuestra
lo que **sabes**

- 1. APLICAR** Se combinan 7 g de hierro con 4 g de azufre y luego la misma cantidad de hierro con 2 g de oxígeno. De acuerdo con la ley de las proporciones recíprocas, ¿cuántos gramos de oxígeno se combinarán con 12 gramos de azufre?
- 2. APLICAR** Se combinan 4,2 g de nitrógeno con 0,9 g de hidrógeno. Posteriormente, 4,2 g de nitrógeno reaccionan con 4,8 g de oxígeno. ¿Cuántos gramos de oxígeno se combinarán con 0,9 gramos de hidrógeno?

Recuerda

En el cálculo estequiométrico para reacciones en las que reaccionan y se producen gases, la relación que debe establecerse es la de mol-volumen.

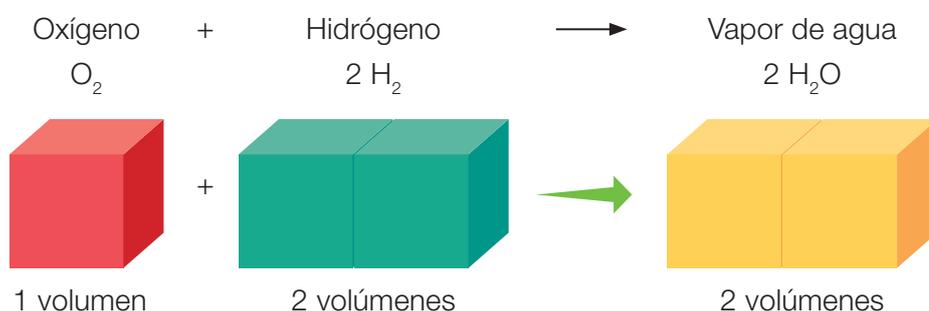
Para ello, se aplica la expresión matemática de volumen molar: $1 \text{ mol} = 22,4 \text{ L}$ (en condiciones normales de presión y temperatura).

Ley de los volúmenes de combinación

En 1809, el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) observó que en la formación del agua, a partir de sus elementos constitutivos, ambos gases, reaccionaba un volumen de hidrógeno con dos volúmenes de oxígeno y se obtenían dos volúmenes de vapor de agua, con la condición de que los volúmenes de los gases se midieran a la misma presión y temperatura.

Veamos un esquema de la reacción.

Reacción de síntesis del agua



Además, estableció que el volumen de la combinación de los gases era inferior o igual a la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas que se combinan.

De acuerdo a esta evidencia, Gay-Lussac estableció la **ley de los volúmenes de combinación** y planteó que “cuando reaccionan gases bajo condiciones de temperatura y presión equivalentes, lo hacen en relaciones de volúmenes de números enteros y sencillos”.

Analicemos un ejemplo.

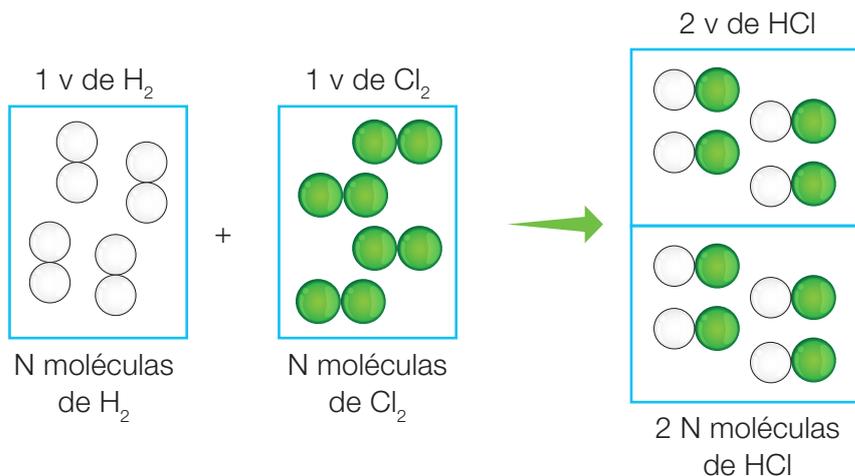


**Joseph Louis
Gay-Lussac**

(1778-1850) químico y físico francés. Además de ocupar cargos políticos de importancia, Gay-Lussac fue catedrático de Física en la Universidad de la Sorbona y de Química en el Instituto Politécnico de París. Trabajó con reacciones en las que participan gases bajo las mismas condiciones de presión y temperatura. En 1802 publicó los resultados de sus experimentos que ahora conocemos como ley de Gay-Lussac.

Reacción entre los gases hidrógeno y cloro

Expresada en volúmenes reaccionantes



Por lo tanto, si 1 litro de hidrógeno se combina con 1 litro de cloro, se producen 2 litros de cloruro de hidrógeno.

Representada por su ecuación química

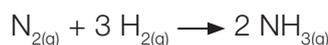
H _{2(g)}	+	Cl _{2(g)}	→	2 HCl _(g)
1 mol		1 mol		2 mol
22,4 L		22,4 L		44,8 L
44,8 L (reactantes) = 44,8 L (productos)				

Por lo tanto, 1 volumen de H₂ (22,4 L) + 1 volumen de Cl₂ (22,4 L) → 2 volúmenes de HCl (44,8 L), resultado que concuerda con las observaciones de Gay-Lussac.

La ley de los volúmenes de combinación puede explicarse a partir de la ley de Avogadro, que plantea que en unas condiciones normales de presión y temperatura, el mismo número de partículas ocupa un volumen igual.

Demuestra
lo que **sabes**

- APLICAR** Si hacemos reaccionar 1 L de nitrógeno gaseoso (N₂) con 3 L de hidrógeno gaseoso (H₂), se producen 2 L de amoníaco gaseoso (NH₃) según la siguiente ecuación balanceada:



- Determina si se cumple la ley de volúmenes de combinación.
- ¿Qué ocurrirá si reaccionan 0,24 litros de nitrógeno y 3 litros de hidrógeno en condiciones normales de temperatura y presión?

Resolución de problemas

Caso 1

El óxido de hierro (II) (FeO) se utiliza como pigmento para productos cosméticos. Se hicieron reaccionar distintas masas de hierro con oxígeno para producir óxido de hierro (II). La tabla muestra las masas reaccionantes en dos reacciones en las que el hierro con el oxígeno reaccionaron completamente.



Ensayo	2 Fe	+	O ₂	→	FeO
1	118 g		32 g		
2	59 g		16 g		

- Completa la tabla aplicando la ley de Lavoisier.
- Comprueba la ley de Proust.

Paso 1 Debemos aplicar la ley de Lavoisier y comprobar la ley de Proust.

- Se cumple la ley de conservación de la masa si:

$$\mathbf{m \text{ de hierro} + m \text{ de oxígeno} = m \text{ de óxido de hierro (II)}}$$

- Calculamos la proporción en masa de hierro y de oxígeno, así:

$$\frac{m \text{ Fe}}{m \text{ O}}$$

- Ley de conservación de la masa:**

$$\text{Ensayo 1: } 118 \text{ g de Fe} + 32 \text{ g O} = 150 \text{ g FeO}$$

$$\text{Ensayo 2: } 59 \text{ g de Fe} + 16 \text{ g O} = 75 \text{ g FeO}$$

- Ley de las proporciones definidas:**

$$\text{Ensayo 1: } \frac{m \text{ Fe}}{m \text{ O}} = \frac{118 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 3,68$$

$$\text{Ensayo 2: } \frac{m \text{ Fe}}{m \text{ O}} = \frac{59 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 3,68$$

Respuesta R Se cumple la ley de conservación de la masa y se comprueba la ley de las proporciones definidas.

Caso 2

El metano es utilizado en procesos químicos industriales y puede ser transportado como líquido refrigerado (gas natural licuado, o GNL). La combustión del metano es empleada en la industria de transformación para generar la energía necesaria para maquinarias como bombas, hornos y trituradoras.

Se tiene inicialmente una mezcla gaseosa formada por 4 L de metano y 15 L de oxígeno. Determina el volumen de CO_2 que se obtendrá al interior del recipiente si todos ellos están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. La ecuación balanceada es la siguiente:



Paso 1 Debemos calcular cuántos litros de CO_2 se producen. Aplicando la hipótesis de Avogadro y la ley de los volúmenes de combinación, sabemos que la relación en volumen entre metano y oxígeno es: 1 volumen de CH_4 por 2 volúmenes de O_2 .

Para determinar el volumen, ordenamos los datos que nos entregan la ecuación y el enunciado del problema.

Paso 2

	$\text{CH}_4(g)$	+	$2 \text{O}_2(g)$	→	$\text{CO}_2(g)$	+	$2 \text{H}_2\text{O}(l)$
Mol	1		2		1		2
Volumen teórico	22,4 L		44,8 L		22,4 L		44,8 L
Volumen enunciado	4 L		15 L		x		

Paso 3 1 mol de metano reacciona con 2 mol de oxígeno y forman 1 mol de dióxido de carbono. Utilizando la estequiometría de la reacción, 4 L de metano darán lugar a 4 L de dióxido de carbono.

Respuesta R Se obtendrán 4 L de dióxido de carbono.

Ahora tú

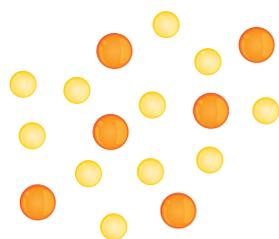
- Se combina 1,00 g de oxígeno con 2,50 g de calcio para producir óxido de calcio. Esta misma masa de calcio se combina con 4,43 g de cloro para formar cloruro de calcio. A su vez, 1,00 g de oxígeno reacciona con 4,43 g de cloro. Según estos datos, ¿se cumple la ley de proporciones recíprocas?
- Se sabe que el hidrógeno se combina con el nitrógeno en una proporción en masa de 1:4,55 para producir amoníaco. ¿Cuántos gramos de amoníaco se formarán a partir de la reacción entre 17 g de hidrógeno y 28 g de nitrógeno?

Reactivos limitante y en exceso

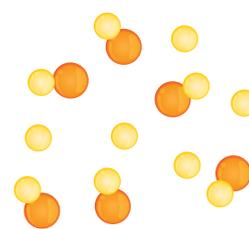
Cuando se realiza una reacción química, generalmente los reactantes no están presentes en cantidades estequiométricas exactas, es decir, en las proporciones que indica la ecuación balanceada. Veamos esto mediante un esquema.

En la imagen se muestran los reactantes: 11 esferas amarillas y 6 esferas naranjas, y el producto: 6 pares de esferas, formados por una amarilla y otra naranja. Se observa también que se utilizan todas las esferas naranjas para formar el producto, mientras que sobran 5 esferas amarillas.

Antes del inicio de la reacción



Después de que se completó la reacción

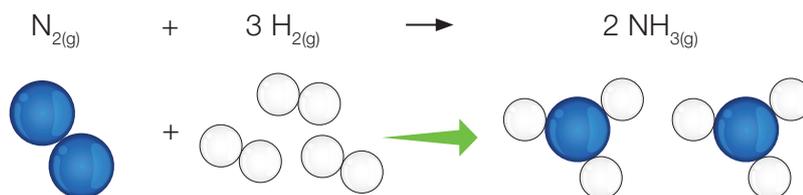


-  Reactivo limitante
-  Reactivo en exceso

Se llama **reactivo limitante** al que se ha consumido por completo en una reacción química y determina o limita la cantidad de producto formado. En la imagen descrita, la esfera verde representa al reactivo limitante. En tanto, el **reactivo en exceso** es el que se encuentra en mayor cantidad que lo necesario para reaccionar con la cantidad de reactivo limitante, o sea, es el reactante que sobra, el que queda sin reaccionar.

En relación con los reactivos limitante y excedente, analicemos el siguiente ejemplo:

El amoníaco doméstico es una disolución acuosa de amoníaco gaseoso NH_3 y se usa como agente de limpieza. Si se hacen reaccionar 55 g de hidrógeno con 55 g de nitrógeno, según su ecuación balanceada, ¿cuál es el reactivo limitante y cuál en exceso?, ¿cuántos gramos de NH_3 produce la reacción?



A partir de la ecuación, sabemos que:

- 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 para obtener 2 mol de NH_3 .

Calculamos primero el número de moles de cada reactivo.

$$n_{N_2} = \frac{55 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 1,96 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = \frac{55 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 27,5 \text{ mol}$$

Como 1 mol de N_2 reacciona con 3 mol de H_2 , la cantidad de moles de H_2 que reaccionan con 1,96 mol de N_2 será:

$$\frac{1 \text{ mol de } N_2}{1,96 \text{ mol de } N_2} = \frac{3 \text{ mol de } H_2}{x \text{ mol de } H_2} \quad x = 5,88 \text{ mol de } H_2$$

Entonces, como al inicio se tenían 27,5 mol de H_2 y solo se necesitan 5,88 mol de H_2 para reaccionar con 1,96 mol de N_2 , concluimos que el **reactivo limitante es N_2** y el **excedente es H_2** .

Ahora, calculamos la masa de NH_3 formada por:

$$\frac{1 \text{ mol de } N_2}{1,96 \text{ mol de } N_2} = \frac{2 \text{ mol de } NH_3}{x \text{ mol de } NH_3} \quad x = 3,92 \text{ mol de } NH_3$$

$$m_{NH_3} = 3,92 \text{ mol} \cdot 17 \text{ g/mol}$$

$$m_{NH_3} = 66,64 \text{ g}$$

Por lo tanto, **la reacción produce 66,64 g de NH_3** .

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

El estudio de las reacciones químicas, desde el punto de vista de los reactivos que participan, tiene importantes aplicaciones tecnológicas.

Por ejemplo, se aplican en los sistemas de seguridad usados en los vehículos, conocidos como *airbags*, que sirven para amortiguar los golpes de un choque. Estos se inflan cuando el azida de sodio (NaN_3) se descompone rápidamente en sus componentes, entre ellos el gas nitrógeno que se expande dentro de la bolsa de aire. La ecuación que representa el proceso es:



Fuente: <https://aquihayquimica.iqs.edu/bolsas-de-vida-los-airbags/>

1. **APLICAR** Se hacen reaccionar 21,3 g de nitrato de plata con 33,5 g de cloruro de aluminio para obtener como producto cloruro de plata y nitrato de aluminio, según la siguiente ecuación balanceada:



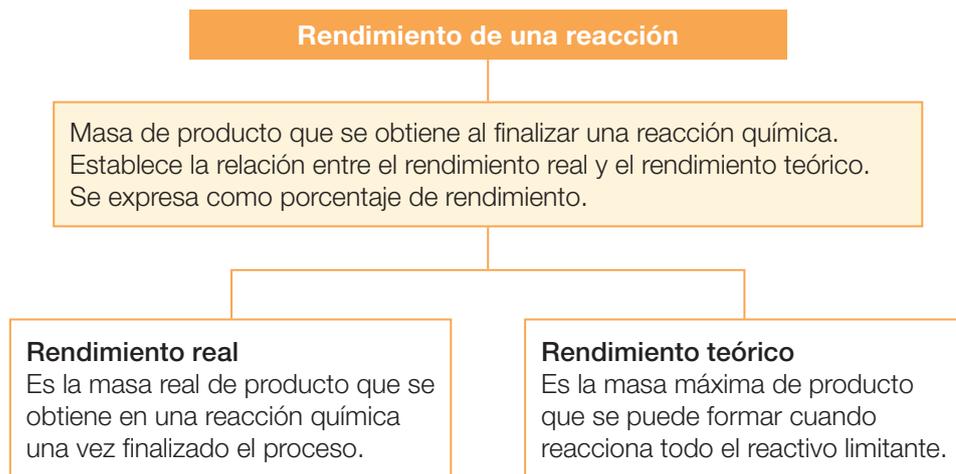
- a. ¿Cuál es el reactivo limitante: $AgNO_3$ o $AlCl_3$?
- b. ¿Cuál es el reactivo en exceso: $AgNO_3$ o $AlCl_3$? ¿qué masa de este queda sin reaccionar?
- c. ¿Qué masa de cloruro de plata se obtiene?

Recuerda

Cuando se realiza una reacción química, se genera una determinada masa de productos a partir de una masa determinada de reactantes.

Rendimiento de una reacción

Habitualmente, los químicos necesitan saber de antemano la cantidad de producto que se obtiene cuando una reacción química finaliza. Esta cantidad es lo que se llama rendimiento de una reacción.



La expresión para calcular el rendimiento de la reacción es la siguiente:

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{(\text{Rendimiento real})}{(\text{Rendimiento teórico})} \cdot 100$$

En la práctica, hay muchas reacciones en las que el rendimiento real es igual al teórico. Se dice, en este caso, que son reacciones cuantitativas y son extraordinariamente aptas para hacer análisis químicos. Pero también, en otras muchas, el rendimiento real es menor al teórico. Una de las causas para explicar esta observación es que la reacción en estudio sea reversible, es decir, que el producto obtenido se descompone para volver a formar los reactantes originales, o bien, que el proceso de recuperación del producto sea difícil de manejar, como es el caso de las reacciones en que participan gases: al trabajar con gases es muy fácil que estos escapen a la atmósfera sin que nos demos cuenta de ello, alterando así el rendimiento de la reacción. También, hay otras situaciones en las que los productos formados reaccionan entre sí para formar otros diferentes a los esperados.

Veamos un ejemplo para calcular el rendimiento de una reacción.

La reacción de 6,8 g de H_2S con exceso de SO_2 , según la siguiente reacción, produce 8,2 g de S. ¿Cuál es el rendimiento? (Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16,00).



A partir de la ecuación, sabemos que:

- Reaccionan 2 mol de H_2S para obtener 3 mol de S.

Primero, determinamos la máxima cantidad de S que puede obtenerse a partir de 6,8 g de H_2S , según la reacción estequiométrica.

$$(6,8/34) \cdot (3/2) \cdot 32 = 9,6 \text{ g}$$

- Luego, dividimos la cantidad real de S obtenida por la máxima teórica y multiplicamos por 100.

$$(8,2/9,6) \cdot 100 = 85,4 \%$$

- Por lo tanto, el rendimiento de la reacción es de 85,4 %

En la mayoría de las reacciones que se realizan a nivel industrial o en laboratorios, es muy difícil alcanzar un rendimiento del 100 % (o el rendimiento teórico); en general, el rendimiento real será menor que el teórico. Esto se puede deber a que:

- la reacción sea reversible, por lo que se volverán a formar reactivos.
- se usen gases como reactivos, los que se escapan fácilmente.
- los reactivos cursen reacciones laterales que no lleven al producto deseado.
- los productos formados experimenten reacciones posteriores, creando nuevos productos.
- se pierde parte de los productos al trasvasiar de un recipiente a otro.

Entonces, concluimos que:

rendimiento de la reacción \leq rendimiento teórico

1. **CALCULAR** El boro se puede obtener a partir de la fusión de óxido de boro (B_2O_3) con magnesio (Mg) según la siguiente ecuación:



Si se hacen reaccionar 107,44 g de B_2O_3 con 132 g de Mg,

- a. ¿cuál de los reactivos es el limitante y cuál el excedente?
 - b. ¿cuál es el rendimiento de la reacción?
2. **APLICAR** El esmog fotoquímico se forma cuando los óxidos de nitrógeno (NO_x) liberados al aire, principalmente por los autos y la industria, sufren una serie de reacciones activadas por la luz ultravioleta del Sol. El dióxido de nitrógeno también produce ácido nítrico, constituyente de la lluvia ácida, según la ecuación: $3 \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HNO}_3 + \text{NO}$. Determina qué masa en gramos de HNO_3 se produce si reaccionan 2 moles de NO_2 con 1 mol de H_2O . ¿Cuál es el reactivo limitante?

Resolución de problemas

Caso 1

El butano (C_4H_{10}) es uno de los componentes del gas licuado y se utiliza como combustible en nuestro hogar. Si experimenta una combustión completa, forma dióxido de carbono y agua según la siguiente ecuación:



Si reaccionan 23 g de butano con 96 g de oxígeno, ¿cuál es el reactivo limitante?, ¿cuántos gramos de CO_2 se liberarán al ambiente?



ikhtirj - Shutterstock.com

Paso

1

Se nos pide determinar la proporción en que se combina el butano con el oxígeno para poder evaluar cuál de las dos sustancias es el reactivo limitante.

Paso

2

A partir de la información que entrega la ecuación química, organizamos los datos en una tabla.

	$2 C_4H_{10}$	$+ 13 O_2$	$\rightarrow 8 CO_2$	$+ 10 H_2O$
Masa teórica	116 g	416 g	352 g	180 g
Masa según el enunciado	23 g	96 g	x	

Paso

3

Resolvemos la incógnita según las relaciones estequiométricas entre reactivos y productos.

$$\frac{116 \text{ g de } C_4H_{10}}{352 \text{ g de } CO_2} = \frac{23 \text{ g de } C_4H_{10}}{x}$$

$$x = 70 \text{ g de } CO_2$$

$$\frac{416 \text{ g de } O_2}{352 \text{ g de } CO_2} = \frac{96 \text{ g de } O_2}{x}$$

$$x = 81 \text{ g de } CO_2$$

Respuesta

R

El reactivo limitante es el butano y se desprende de la reacción 70 g de CO_2 .

Caso 2 

El ácido fluorhídrico (HF) es un hidrácido muy fuerte que, entre otras aplicaciones, se emplea en la refinación del petróleo y para producir gasolina en alto octanaje, en un proceso llamado alquilación de la gasolina.

Si 11 L de flúor (F₂) reaccionan con un determinado volumen de hidrógeno (H₂) y se obtiene un rendimiento de reacción de 79 %, ¿cuánto litros de ácido fluorhídrico se producen?

Paso 1 Se nos pide determinar el volumen de ácido fluorhídrico si el rendimiento de la reacción es de 79 %.

Ordenamos en una tabla la ecuación química balanceada y los datos que nos entrega. En este caso, aplicamos el volumen molar.

	F ₂ (l)	+ H ₂ (g)	→ 2 HF(l)
Mol	1 mol	1 mol	2 mol
Volumen teórico	22,4 L	22,4 L	44,8 L
Volumen real	11 L		x

Entonces, 1 mol de flúor reacciona con 1 mol de hidrógeno para formar 2 moles de ácido fluorhídrico.

Calculamos el volumen de HF según el rendimiento de 79 %.

$$\frac{22,4 \text{ L de F}_2}{11,0 \text{ L de F}_2} = \frac{44,8 \text{ L de HF}}{x} \quad x = 22,0 \text{ L de flúor}$$

Entonces:

$$22,0 \text{ L} \cdot \frac{79}{100} = 17,38 \text{ L de HF}$$

Respuesta R Se producirán 17,38 L de ácido fluorhídrico.

Ahora tú

- Si se hacen reaccionar 45 g de carbonato de calcio con 45 g de ácido clorhídrico, ¿cuál es el reactivo limitante? La ecuación de la reacción es:



- Si en el laboratorio se hacen reaccionar 3,0 g de H₂ con 32,0 g de O₂ y se producen 26,3 g de H₂O, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

Reactivo limitante

Antecedentes

En las reacciones químicas, la relación en masa de los reactantes es fija e invariable, aunque se realice en distintas instancias. La sal cloruro de cinc (ZnCl_2) puede prepararse a partir de la reacción entre cinc y ácido clorhídrico según la siguiente ecuación balanceada:



El cloruro de cinc tiene la capacidad de atacar los óxidos metálicos, es decir, arrastrar las capas de óxido, exponiendo la superficie de metal limpia para su posterior soldadura, por lo que el soldador asegura que su trabajo sea de calidad.

Problema de investigación

¿Cuál es el reactivo que limita el rendimiento de la reacción entre Zn y HCl para producir ZnCl_2 ?

Objetivo

Comprobar la ley de las proporciones definidas y determinar los reactivos limitante y en exceso, y el rendimiento de la reacción.

> Procedimiento

1. Mide la masa del matraz Erlenmeyer con la balanza.
2. Añade entre 1 y 2 gramos de cinc al matraz y mide la masa del conjunto (matraz + cinc). Cada grupo de alumnos hará reaccionar una cantidad diferente de cinc para comparar y analizar los resultados obtenidos por los distintos grupos.
3. Calcula por diferencia la masa de cinc que utilizarás (masa de cinc = masa del conjunto – masa del matraz).

Materiales

- matraz Erlenmeyer de 100 mL
- balanza electrónica
- pipeta
- delantal
- lentes protectores
- guantes

Reactivos

- trozos de cinc (Zn)
- disolución de ácido clorhídrico 10 M (HCl)



Seguridad

- **PRECAUCIÓN:** manipula con mucho cuidado la disolución de HCl, ya que es corrosiva. Ten precaución con los vapores de cloruro de hidrógeno, pues de la disolución de HCl, al ser concentrada, se libera como gas el HCl que está en exceso y es tóxico. Mantén cualquier fuente de calor lejos de la reacción, dado que se produce hidrógeno gaseoso (H_2) que es inflamable.

4. Con la pipeta, añade cuidadosamente ácido clorhídrico concentrado en el interior del matraz, aproximadamente 3 mL por cada gramo de cinc, tal como muestra la fotografía.



- Deja que se produzca la reacción espontáneamente. Si persisten trozos de cinc sin disolver, agrega mediante la pipeta más ácido clorhídrico hasta que reaccione por completo. Registra el volumen de HCl extra que adicionaste.
- Cuando todo el cinc haya reaccionado, mide nuevamente la masa del conjunto (matraz + cloruro de cinc) y calcula la masa de cloruro de cinc que hemos obtenido en la reacción. Recuerda que el hidrógeno se libera en forma gaseosa.

> Análisis y conclusiones

Datos y observaciones

Masa del matraz vacío	
Masa del conjunto (matraz + cinc)	
Masa del conjunto (matraz + cloruro de cinc)	
Masa de cinc	
Masa de cloruro de cinc	
Masa de cinc / masa de cloruro de cinc	

- Anota los valores de todos los grupos en una tabla como esta:

Masa (g) de:	Grupo 1	Grupo 2	Grupo 3	Grupo 4
Zn				
ZnCl ₂				
Zn/ZnCl ₂				

- A la vista de los resultados de todos los grupos, ¿qué ley ponderal puedes confirmar en este experimento? Fundamenta.

- Con los resultados obtenidos, ¿cuál es la composición definida que tiene el compuesto formado?

- ¿Cuál es el reactivo limitante y el reactivo en exceso en la reacción?

- ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

- Concluye si lograste el objetivo de esta actividad experimental. ¿Qué evidencia tienes para apoyar tu conclusión? Te puedes guiar con los **Anexos 5 y 6** (páginas 199 y 200).

Reacciones en la industria química

La industria química es un miembro importante de nuestra sociedad, ya que aplicando las leyes de la combinación química y utilizando diferentes procesos productivos, transforma materias primas naturales en productos útiles que ayudan a satisfacer necesidades de las personas para mejorar su calidad de vida. Productos que hoy nos parecen indispensables, como los medicamentos, fertilizantes, combustibles, aditivos alimentarios y plásticos, son solo algunos de los muchos logros de la industria química.

En general, podemos identificar dos tipos de industrias químicas: de base y de transformación.

La **industria de base** utiliza las materias primas básicas que se obtienen del aire, agua y suelo (carbón, petróleo y minerales). De ellas se logran productos intermedios que, a su vez, sirven de materia prima para otras industrias. Pertenecen a este grupo la petroquímica (derivados del petróleo), la metalúrgica (obtención de metales), la industria del amoníaco (NH_3) y del ácido sulfúrico (H_2SO_4).

La **industria de transformación** se dedica a la elaboración de sustancias destinadas al consumo directo y emplea como materias primas los productos suministrados por la industria de base. La química fina, como se denomina a este sector industrial, comprende numerosas industrias especializadas.



A continuación, revisemos la aplicación de las leyes ponderales en algunos procesos productivos.

Reacción de síntesis del amoníaco

El amoníaco es un producto químico básico y materia prima fundamental en la síntesis de otros productos, como el ácido nítrico, sales de amonio y fertilizantes.

En la síntesis de amoníaco se aplica el proceso de Haber-Bosch, en honor a los químicos creadores Fritz Haber (1868-1934) y Carl Bosch (1874-1940), a comienzos del siglo XX. Consiste en la reacción entre nitrógeno e hidrógeno gaseosos, que reaccionan en una proporción 1:3, a una temperatura de 350-550 °C y a 140-320 atm de presión utilizando un **catalizador** de hierro.

La reacción es exotérmica y corresponde a un equilibrio químico en fase gaseosa, descrita por la siguiente ecuación:



En una planta productora de amoníaco, las altas temperaturas y presiones utilizadas en el proceso, y la sustracción del amoníaco a medida que se va generando (en el reactor), hacen que el equilibrio se desplace hacia los productos, resultando un rendimiento de reacción de 10-20 %.

Recuerda

Un **catalizador** es una sustancia química que se usa en pequeñas cantidades para aumentar la velocidad de una reacción química, puesto que disminuye la energía de activación. Un catalizador no experimenta cambios químicos en el proceso, por lo que al final de la reacción se puede recuperar inalterado.

Conexión con

Historia



En la década de 1910 fue patentado el proceso de Haber-Bosch para que fuera empleado, por vez primera, a nivel industrial en Alemania, durante la Primera Guerra Mundial, para fabricar municiones bélicas. El amoníaco era la materia prima, luego se procedía con su oxidación y se sintetizaba ácido nítrico, que después se usaba para fabricar diferentes nitrocompuestos, ingredientes de los explosivos.

- ▲ Aparatos de laboratorio utilizados por Fritz Haber para sintetizar amoníaco en 1909. Fotografía tomada en julio de 2009 en el Museo Judío de Berlín.

Dato interesante

El amoníaco es uno de los productos de mayor demanda mundial. En el año 2006, la demanda de amoníaco en Chile alcanzó alrededor de 190 000 toneladas. La producción nacional de amoníaco por varias industrias se ha sumado a la importación para cubrir un crecimiento en el consumo que se proyecta en un 5 % anual.

Demuestra
lo que sabes

1. **CALCULAR** Calcula la masa de amoníaco que se obtiene a partir de una mezcla de 140 g de nitrógeno y 26 g de hidrógeno, por el proceso Haber-Bosch, sabiendo que el rendimiento de la reacción, en las condiciones que se produce, es de 25 %.

CTS (Ciencia, Tecnología y Sociedad)

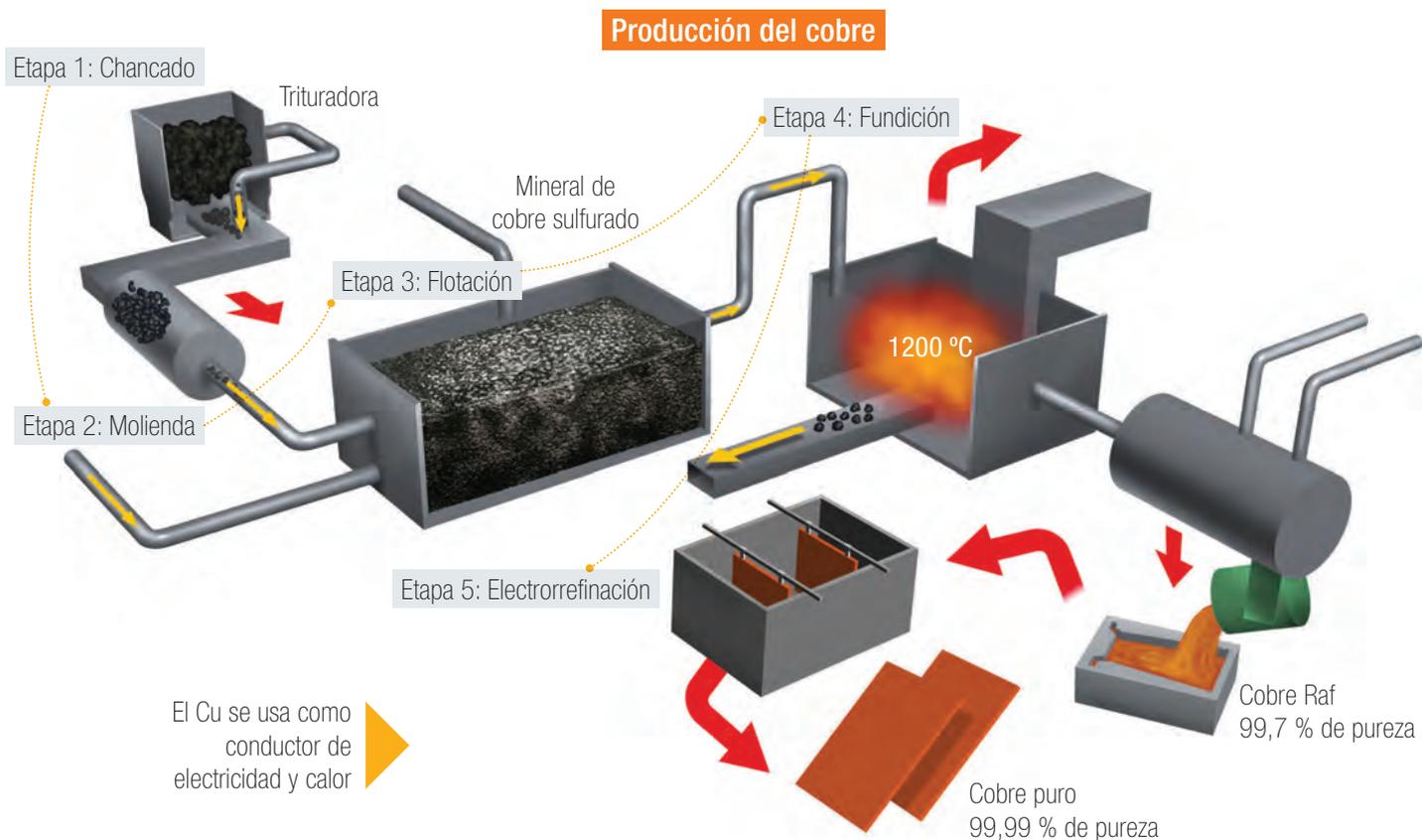
La minería en Chile ha tenido la capacidad de emplear los gases contaminantes que se producen durante el proceso productivo con el fin de sintetizar otras sustancias de utilidad. Es el caso de la producción de ácido sulfúrico, otro de los productos de gran demanda mundial, que utiliza como materias primas el azufre y los gases liberados durante los procesos de fundición de los minerales; así se reduce la cantidad de emisiones contaminantes a la atmósfera.

La industria minera

En la naturaleza existe una gran diversidad de minerales, tanto metálicos y no metálicos y, en la actualidad, constituyen uno de los recursos de mayor demanda en el mundo. Por esta razón es interesante conocer los procesos químicos que se llevan a cabo en la industria minera.

En nuestro país, la actividad minera representa uno de los factores clave en la economía nacional. El proceso a gran escala de extracción y purificación a partir de los minerales recibe el nombre de **metalurgia**, y comprende tres etapas básicas: molienda y concentración del mineral, reducción del ion metálico y refinamiento del metal.

Metalurgia del cobre. La producción de cobre de alta pureza parte por el concentrado del mineral de cobre, que es conducido por un proceso de deshidratación (sacar el agua) hasta convertirlo en un polvo negro que después se calienta y se funde a unos $1\ 350\ ^\circ\text{C}$ en hornos especiales. Luego, se aplica aire para oxidar las impurezas, obteniéndose el cobre blíster con un 99,5 % de pureza. Finalmente, a este se le da forma de barras o se pasa a otros hornos para ser doblemente refinado, alcanzando un estado de pureza de 99,6-99,8 %. También se pueden moldear como ánodos para su refinación electrolítica, lográndose un cobre casi totalmente puro, con un 99,98 % de pureza. En todo este proceso ocurren diversas reacciones químicas de oxidación y reducción, debidamente controladas. El esquema muestra el proceso de obtención y refinación del cobre.



Calculemos el rendimiento de la reacción de obtención de cobre a partir de la combustión de la calcopirita.

La siguiente ecuación balanceada describe el proceso de combustión de la calcopirita. Además, se indican las masas reaccionantes y de productos.

	2 CuFeS ₂ + 5 O ₂		→	2 Cu + 2 FeO + 4 SO ₂		
Masa	367,0 g	160,0 g		127,0 g	144,0 g	256,0 g
	527,0 g			527,0 g		

¿Cuál es el rendimiento de la reacción si por cada 1 000 g de calcopirita que se procesa se obtienen 320 g de cobre metálico?

Ordenamos la información en una tabla.

	2 CuFeS ₂ + 5 O ₂		→	2 Cu + 2 FeO + 4 SO ₂		
Masa teórica	367,0 g	160,0 g		127,0 g	144,0 g	256,0 g
Masa real	1 000,0 g			320,0 g		

Si se realiza una relación entre las masas teóricas que entrega la ecuación química y las masas que se obtienen realmente, tenemos:

$$\frac{367,0 \text{ g de CuFeS}_2}{127,0 \text{ g Cu}} = \frac{1\,000,0 \text{ g de CuFeS}_2}{x} \quad x = 346,0 \text{ g de Cu}$$

Entonces, el rendimiento de la reacción será:

$$\text{Rendimiento reacción (\%)} = \frac{320 \text{ g de Cu}}{346 \text{ g de Cu}} \cdot 100$$

Rendimiento de la reacción = 92,5 %



▲ La calcopirita (CuFeS₂) es un mineral que se emplea como materia prima en la obtención de cobre en Chile.

Conductores



▲ El cobre tiene múltiples aplicaciones en nuestra vida diaria: conductores eléctricos, monedas, herramientas, objetos decorativos y materiales de construcción.

Mi proyecto

Para dar término al proyecto de investigación que plantearon para la Unidad 3, lleven a cabo las siguientes actividades:

1. Escribe el problema de investigación que plantearon.

2. Decidan cuáles contenidos revisados en este tema sirvieron para formular las conclusiones de su trabajo. Por ejemplo, si investigaron algún producto elaborado por la industria: ¿qué reacciones químicas se realizan y qué ecuaciones químicas representan dichos procesos?, ¿cuáles son los reactivos limitante y excedente?, ¿mediante qué operaciones puede mejorarse el rendimiento de la reacción?, ¿qué subproductos contaminantes se producen?, ¿son tratados antes de liberarlos al medioambiente?

Refuerzo mis aprendizajes

A continuación, refuerza lo que has aprendido hasta ahora. Con tus respuestas podrás demostrar si comprendes las leyes de la combinación química.

Recordar y comprender

1. **RELACIONAR** Escribe la ley ponderal que se relaciona con cada afirmación.

- Quando se dice que el amoníaco está constituido por 82,35 % de nitrógeno y 17,65 % de hidrógeno, se está comprobando la ley de _____
- Si se combina 1,0 g de carbono con 1,33 g de oxígeno se forman 2,33 g de dióxido de carbono (CO_2); ahora, si se combina 1,0 g de carbono con 2,66 g de oxígeno, se producen 3,66 g de monóxido de carbono (CO). Por lo tanto, se están cumpliendo dos leyes de combinación química: la ley de _____ y la ley de _____
- Si 1 volumen de hidrógeno (H_2) se combina con 1 volumen de (Cl_2), se forman dos volúmenes de ácido clorhídrico (HCl), porque medidos a la misma presión y temperatura, contienen igual cantidad de moléculas. Este enunciado comprueba la ley de _____

2. **COMPRENDER** Analiza las siguientes situaciones y luego responde.

Quando un objeto de hierro se oxida, su masa aumenta. Quando un trozo de papel se quema, su masa disminuye.

a. ¿Crees que estos hechos contradicen la ley de conservación de la masa? Fundamenta.

b. ¿Cómo podrías comprobar experimentalmente que en las transformaciones mencionadas no hay variación de masa?

c. Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el primero hay 8 g de A por cada 26 g de compuesto. El segundo tiene una composición definida del 25 % de A y del 75 % de B. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?

Aplicar y analizar

3. **APLICAR** Resuelve los siguientes problemas:

- a. La sal de mesa es un compuesto que está formado por sodio y cloro. En un experimento reaccionaron 3,5 g de Na con 17,5 g de Cl. La cantidad de sodio se consumió por completo, formándose 8,9 g de sal de mesa. En un segundo ensayo, 10,0 g de Na se combinaron con 2,0 g de Cl, consumiéndose el cloro en su totalidad y produciéndose 3,3 g de sal de mesa. Completa la siguiente tabla mostrando que los resultados mencionados concuerdan con la ley de las proporciones definidas.

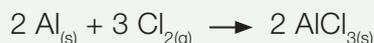
Ensayo	sodio + cloro →	sal de mesa	% Na en la sal	% Cl en la sal
1	3,5 g	x	8,9	
2	y	2,0	3,3	

- b. La hidracina (N_2H_4) se utiliza como combustible de cohetes. Se obtiene, industrialmente, por un proceso representado por la siguiente ecuación química:



Si a partir de 620,8 g de NaOCl y NH_3 en exceso se obtienen 216,2 g de N_2H_4 , ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

4. El cloruro de aluminio ($AlCl_3$) es un compuesto muy utilizado a nivel industrial. Por ejemplo, como coagulante en tratamientos de agua potable o aguas residuales, y en el área de cosméticos y colorantes. Este se obtiene tratando chatarra de aluminio con cloro según la siguiente ecuación balanceada:



- a. Determina el reactivo limitante si sabes que se mezclan 3,4 g de aluminio con 4,8 g de cloro gaseoso.

- b. Calcula la masa de cloruro de aluminio que se obtiene.

- c. ¿Cuál es el reactivo en exceso y cuánta masa quedará al terminar la reacción?

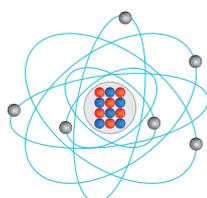
- d. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

Magnitudes químicas de la materia

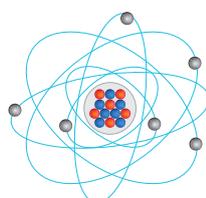
La Unidad 3 comprende el estudio cuantitativo de las reacciones químicas, es decir, las relaciones estequiométricas entre los reactantes y productos. La química moderna nace con el uso de la balanza, y la medición de la masa aplicada a los procesos productivos cumple un importante rol en nuestra sociedad.

Hoy podemos saber de antemano qué masa de materia prima se requiere para obtener una determinada masa de producto, lo que es clave en el desarrollo de la industria. Las relaciones de masa en las transformaciones de unas sustancias en otras apoyan una de las grandes ideas de la ciencia: "La materia está compuesta de átomos indivisibles y que, por lo mismo, no alteran su masa en un cambio químico".

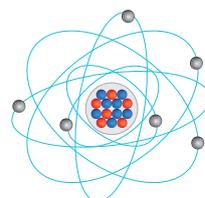
1 La **materia** es la realidad primaria de todo lo que nos rodea y está constituida por sustancias puras (**elementos y compuestos**) y **mezclas**. Los **átomos**, unidades estructurales de la materia, no cambian ni se destruyen en una reacción química y se combinan en una razón de números enteros y sencillos.



Carbono-12



Carbono-13



Carbono-14

● Protón
● Electrón
● Neutrón

2 La **masa atómica de un elemento** aparece en la tabla periódica y corresponde al valor promedio de las masas de los isótopos que lo componen, expresadas en unidad de masa atómica (uma).

3 El **mol** es la unidad de medida establecida por los químicos, que representa **cantidad de materia (n)** y corresponde a un número determinado de entidades de materia (átomos, moléculas o iones), igual al **número de Avogadro**: $6,02 \times 10^{23}$ entidades.

4 La **masa molar (\mathcal{M})** de una sustancia es la masa que está contenida en un mol. Se obtiene sumando las masas atómicas (promedio) de los átomos que constituyen la sustancia. Para un elemento, su masa molar es equivalente a su masa atómica (promedio).

5 El **volumen molar** de una sustancia gaseosa equivale al volumen ocupado por un mol de esta, a 0°C de temperatura y 1 atm de presión (condiciones normales), y es igual a 22,4 L.

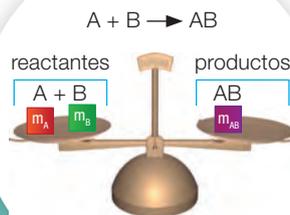
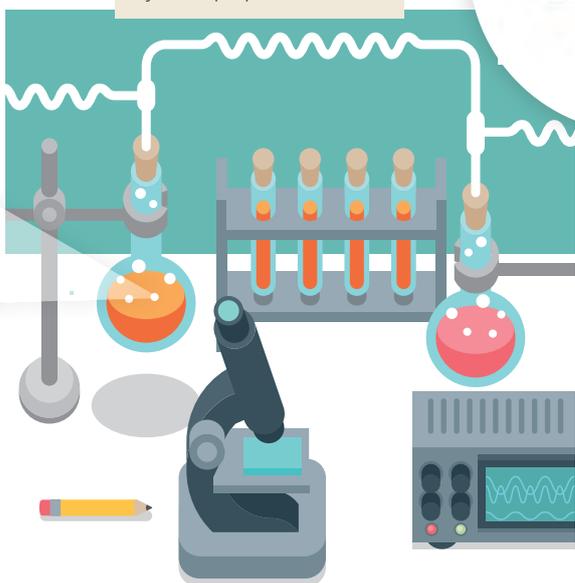
6 Los **cálculos estequiométricos** se basan en el principio de que tanto la masa de los reactantes como la de los productos son proporcionales a los coeficientes de la ecuación química balanceada.



Leyes de la combinación química

7

Las reacciones químicas se rigen por las leyes ponderales: leyes de la conservación de la masa y de la proporcionalidad.



8

La **ley de conservación de la masa** establece que, en toda reacción química, la masa (m) de los reactivos (A y B) es igual a la masa (m) de los productos (AB). Implica que no hay pérdida ni ganancia de masa y que la suma de las masas de los reactivos es igual a la de los productos.

9

La **ley de las proporciones definidas** postula que la composición de un compuesto puro siempre contiene los mismos elementos y están combinados en la misma proporción o razón de masa. La razón A es a B ($A : B$) para el compuesto AB es igual a una constante (k). Deriva la composición ponderal o definida del compuesto puro que indica el porcentaje en masa de cada elemento constituyente.

$$\frac{m_A}{m_B} = k$$



10

La **ley de las proporciones múltiples** establece que cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto (ejemplo, AB y AB_2), la masa de uno de ellos, que se une a una masa fija del otro, está en una razón de números enteros y sencillos.



11

La **ley de las proporciones recíprocas** postula que las masas de dos elementos que se combinan con la masa de un tercero conservan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí.

13

El **reactivo limitante** determina la cantidad máxima de producto que puede formarse teóricamente en una reacción química cuando se ocupan masas de sustancias reaccionantes que no están en proporción estequiométrica. En la práctica, es la sustancia que se agota primero y la que sobra es el **reactivo en exceso**.

12

El **rendimiento de una reacción** establece la relación entre la masa de producto que realmente se obtiene (rendimiento real) y la masa que teóricamente debiera producirse (rendimiento teórico).

$$\text{rendimiento (\%)} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100$$

Sintetizo
la unidad

Seleccionen información sobre las leyes ponderales y sus aplicaciones en alguno de los procesos productivos de su región. Apoyen su investigación visitando los sitios webs que les recomendará su profesor.

Realicen una presentación digital de su trabajo.

Demuestro mis aprendizajes

Para cerrar la unidad, te invitamos a que refuerces y demuestres lo que has aprendido sobre las relaciones estequiométricas. Si lo estimas oportuno, vuelve a estudiar los contenidos en tu texto, consulta tus dudas y respuestas y compártelas con tus compañeros.

¡Manos a la obra!

Recordar y comprender

1. **IDENTIFICAR** Marca qué magnitud química y qué ley ponderal debes conocer para resolver los problemas enunciados.

a. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia tiene mayor número de moléculas?

- 3 mol de N_2
- 17 g de NH_3
- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de H_2

Masa atómica

Masa molar

Volumen molar

b. ¿Cuál de los siguientes gases ocupa un volumen mayor en condiciones normales de temperatura y presión?

- 18 g de vapor de agua
- 2 mol de oxígeno
- $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de CH_4

Masa atómica

Masa molar

Volumen molar

c. ¿Qué masa de producto AB se obtiene si reaccionan 5 g A y 10 g B en sus proporciones estequiométricas?

Ley de conservación de la masa

Ley de los volúmenes de combinación

Ley de las proporciones múltiples

d. Si una masa fija del elemento C se une a un elemento D para formar el compuesto CD, ¿qué otra proporción en masa podría tener D respecto de la misma masa fija de C para formar un compuesto distinto a CD?

Ley de conservación de la masa

Ley de los volúmenes de combinación

Ley de las proporciones múltiples

e. Si se combina 1 volumen de un gas A con 2 volúmenes de un gas B y se producen 2 volúmenes molar del gas AB, ¿cuántos moles del gas B se utilizaron?

Ley de conservación de la masa

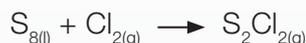
Ley de los volúmenes de combinación

Ley de las proporciones múltiples

2. **RESOLVER** Aplicando lo que decidiste anteriormente, resuelve cada problema en tu cuaderno.

Aplicar y analizar

3. **APLICAR** El dicloruro de diazufre (S_2Cl_2) se utiliza en la vulcanización del caucho. Este se prepara tratando azufre fundido con cloro gaseoso según la siguiente ecuación no balanceada:



Completa la tabla a continuación sabiendo que se producen 103,5 g de S_2Cl_2 .

	S_8	Cl_2	S_2Cl_2
a.	<input type="text"/> moléculas	<input type="text"/> moléculas	<input type="text"/> moléculas
b.	<input type="text"/> mol	<input type="text"/> mol	<input type="text"/> mol
c.	<input type="text"/> g	<input type="text"/> g	<input type="text"/> g
d.	<input type="text"/> L	<input type="text"/> L	<input type="text"/> L

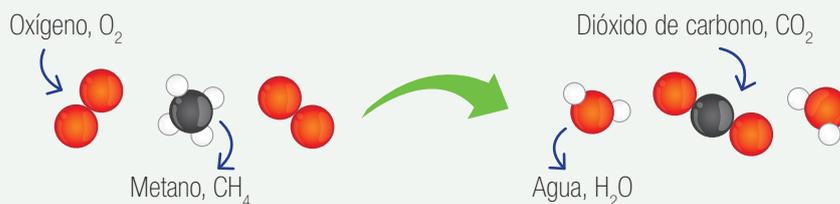
4. **EVALUAR** Evalúa la respuesta entregada por un estudiante ante los siguientes problemas estequiométricos y justifica por qué está correcta o incorrecta.

a. En la ecuación no balanceada $Ca + O_2 \rightarrow CaO$, el estudiante equilibró la ecuación así: $Ca + O_2 \rightarrow CaO_2$.

b. Dada la ecuación balanceada $MgCl_2 + 2 AgNO_3 \rightarrow 2 AgCl + Mg(NO_3)_2$, el estudiante dijo que la suma de los coeficientes estequiométricos era 4.

c. Según la ecuación balanceada $MgO + 2 HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$, en la que reacciona completamente una masa reaccionante de 113,5 g, el estudiante calculó que se producían 59,8 g de $MgCl_2$.

d. Dados los modelos moleculares de antes y después de la reacción de combustión de metano, y sabiendo que se encendió una mezcla que contenía 50 moléculas de metano y 50 de oxígeno, el estudiante identificó el metano como reactivo limitante de la reacción.



Demuestro mis aprendizajes

5. **APLICAR** Si se calienta una cinta de magnesio en un ambiente con suficiente oxígeno, se forma óxido de magnesio. Al respecto, lee, calcula y luego responde:

a. Si en un ensayo experimental se consumió completamente una muestra de 7,0 g de magnesio, quedando oxígeno sin reaccionar, ¿cuántos gramos de óxido de magnesio se producen?

b. Si en un segundo ensayo se hicieron reaccionar 5,0 g de magnesio con 2,2 g de oxígeno y se consumió todo el oxígeno en la reacción, ¿cuántos gramos de magnesio quedan sin reaccionar?

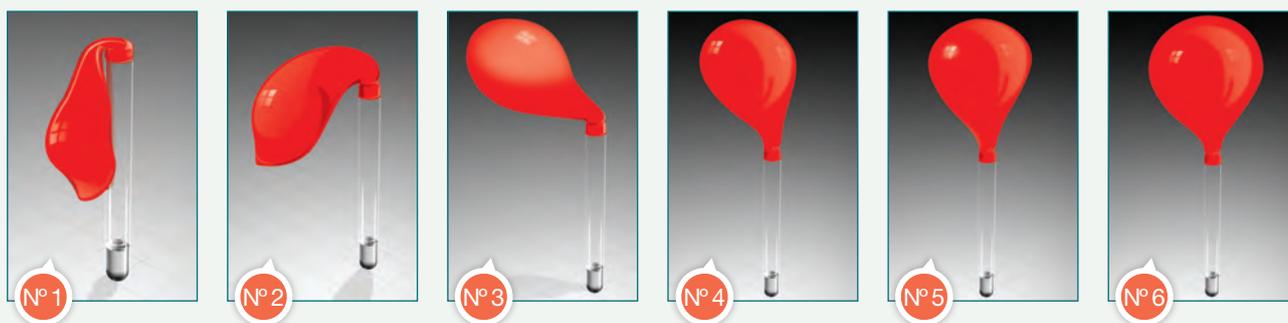
c. Según estos resultados, ¿cuál es la composición definida de MgO?

6. **CALCULAR** El hierro forma dos compuestos al combinarse con el azufre. En un ensayo reaccionan exactamente 3,57 g de hierro con 2,05 g de azufre. En un segundo ensayo, se combinaron 0,896 g de hierro con 0,772 g de azufre. Completa el cuadro con la razón de números enteros entre las masas de hierro en ambos compuestos.

Compuesto	Masa fija de S	Masa fija de Fe	Razón de masas
1			
2			

7. **EXPERIMENTAR E INTERPRETAR RESULTADOS** En un laboratorio se realizaron seis ensayos experimentales empleando como reactantes ácido acético (CH_3COOH) (vinagre) y bicarbonato de sodio (NaHCO_3). En cada tubo de ensayo se agregó la misma masa de ácido acético y en los globos se pusieron masas distintas de bicarbonato de sodio, que fueron aumentando del tubo 1 al 6. Luego, se amarró el globo al tubo y se vació el bicarbonato para que reaccionara con el vinagre.

Observa los resultados de cada ensayo en la siguiente imagen y luego responde:



a. ¿Cuál es la variable controlada en este experimento?

b. ¿Cuáles son las variables respuesta (dependiente) y manipulada (independiente) en el experimento?

c. ¿En cuál o cuáles de los ensayos el vinagre es el reactivo limitante?

d. Si supiéramos el volumen del dióxido de carbono producido en la reacción en cada tubo y respecto de la masa de bicarbonato de sodio reaccionante, ¿cómo lo comunicarías en un gráfico? Señala qué variable ubicarías en el eje x y cuál en el eje y.

Evaluar

8. **EVALUAR Y ARGUMENTAR** Analiza las siguientes aseveraciones relacionadas con los aspectos cuantitativos y cualitativos de las reacciones químicas, y luego evalúa su pertinencia según lo que aprendiste en este curso.

a. Todo proceso químico es beneficioso para las personas.

b. Si el rendimiento de una reacción es bueno, justifica los costos de un proceso productivo.

c. En una reacción química se puede determinar qué tan puro es el producto.

d. En un proceso químico se puede determinar cuánto reactivo queda como excedente.

Mi proyecto

Concluye lo que aprendiste en el proyecto que has estado trabajando. ¿Qué contenidos de la unidad apoyaron tu investigación?



Grandes científicos chilenos

Bioquímico de formación inicial, en el año 2002 recibió el Premio Nacional de Ciencias Naturales. Fue el primer chileno en ser miembro de la Academia de Ciencias de los Estados Unidos. Su área de estudio es la de los canales de iones, proteínas que, ancladas a la membrana celular, controlan la entrada y salida de iones de la célula actuando como antenas que captan los estímulos que provienen del mundo externo y los transforman en señales eléctricas entendibles por nuestro sistema nervioso.

Su trabajo en ciencias ha sido muy relevante, siendo el investigador nacional en ciencias biológicas con más relevancia mundial. Su trabajo no solo ha sido en torno al conocimiento científico, sino que también al desarrollo

del mismo al formar el primer Centro de Estudios Científicos, junto con Claudio Bunster, en 1983 y su instalación en Valdivia el año 2000. Ha sido director del Centro Interdisciplinario de Neurociencia de Valparaíso desde 2008 a la fecha. Su visión de un desarrollo de la ciencia descentralizado es muy clara; al respecto, el doctor Latorre ha declarado: “Creo que un país no es un país si no existen ciudades a su largo y ancho que sean realmente independientes”; “hacer Chile es descentralizarlo, crear no solo ciencia, sino que también desarrollar la cultura en todas sus expresiones en las distintas regiones”.

Responde:

- ¿Qué entiendes por descentralización?
- ¿Cómo crees que se puede lograr la descentralización en ciencias?

Adaptación:

- Pérez, P. (2002). Ramón Latorre de la Cruz, premio nacional de Ciencias Naturales 2002: “No se puede hacer ciencia en solitario”. *Biological Research*, 35 (3-4), 321-324. Recuperado el 24 de mayo de 2016 de http://www.scielo.cl/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0716-97602002000300002&lng=es&tlng=es. 10.4067/S0716-97602002000300002.

Investigaciones en Chile

Determinación de la estequiometría de los precipitados formados entre As (V) y Ba (II).

La presencia de arsénico en el agua potable genera una serie de alteraciones en la salud humana, y es por este motivo que un grupo de investigadores de la Pontificia Universidad Católica de Valparaíso estudió la estequiometría de la reacción entre el As (V) y el Ba (II).



Se estableció que a pH 9,25 se forma principalmente el precipitado BaHAsO_4 y a pH 12,75 se constituye preferentemente el precipitado $\text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2$, lo que implica que la estequiometría se ve afectada por el pH. Estos resultados muestran que es posible la precipitación de As (V) con Ba (II) solo cambiando el pH del medio, convirtiendo este método en una alternativa para la remoción de arsénico desde aguas naturales.

Responde:

- ¿Qué sabes sobre la toxicidad del arsénico? Si no la conoces, investiga.
- ¿Qué opinas de la gran contaminación de las aguas en la minería chilena?

Adaptación:

- Orellana, F., Ahumada, E., Suarez, C., Cote, G. & Lizama, H. (2000). Estudio termodinámico de parámetros involucrados en la formación de los precipitados de arsénico (V) con bario (II). *Boletín de la Sociedad Chilena de Química*, 45(3), 415-422. Recuperado el 24 de mayo de 2016 de http://www.scielo.cl/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0366-16442000000300012&lng=es&tlng=es. 10.4067/S0366-16442000000300012



Minería

Cáncer y gases de combustión

Los gases originados por la combustión de los motores diésel provocan cáncer en los seres humanos, según advierten desde la Organización Mundial de la Salud (OMS), que ha aumentado el nivel de riesgo con el que los clasifica ante evidencias de su relación con el cáncer de pulmón y vejiga.

La Agencia Internacional de Investigación del Cáncer (IARC, por sus siglas en inglés), departamento de la OMS especializado en oncología, ha detectado que la combustión del diésel es una causa de cáncer de pulmón y también ha advertido una asociación positiva a un mayor riesgo de cáncer de vejiga.

La IARC indica que los gases generados deberían ser clasificados como “posiblemente cancerígenos para los humanos”.

Responde:

- ¿Crees que el uso de convertidores catalíticos puede ayudar a disminuir efectivamente los agentes contaminantes? Fundamenta tu respuesta.
- ¿Qué podrías hacer para reducir la contaminación del aire?

Adaptación:

- Fragmento: <http://www.consumer.es/web/es/salud/2012/06/14/210434.php>
- Alex Fernández Muerza. (2010). Sales para almacenar energía renovable. 23 de mayo de 2016 de Eroski Consumer. Sitio web: http://www.consumer.es/web/es/medio_ambiente/energia_y_ciencia/2010/07/01/194068.php

／ La ciencia en el mundo

Combustión en altura

Un grupo de investigadores colombianos analizó el efecto de la altitud sobre los parámetros característicos de la combustión y sobre la formación de óxidos de nitrógeno (NOx) en motores diésel. Se estudiaron motores de aspiración natural y motores turboalimentados. Al incrementar la altitud, se modifica la composición del aire atmosférico y disminuye su densidad debido a la reducción de la presión barométrica. Esto afecta la relación másica estequiométrica entre aire y combustible, por lo que el proceso de mezclado se modifica. Se encontró que las variaciones observadas sobre el desarrollo de la combustión en los motores turboalimentados son casi imperceptibles. También hallaron que hay una reducción de las emisiones de NOx con la altitud, que se debe principalmente a la disminución de la temperatura de combustión.

Responde:

- ¿Qué aplicación crees que puede tener esta implementación en Chile?
- ¿Qué importancia piensas que tiene el revisar investigaciones realizadas en países vecinos a Chile?

Adaptación:

- Fragmento: Lapuerta, M., Armas, O., Agudelo, J. & Agudelo, A. (2006). Estudio del efecto de la altitud sobre el comportamiento de motores de combustión interna. Parte 2: Motores diésel. Información tecnológica, 17 (5), 31-41. Recuperado el 6 de agosto de 2018 de https://scielo.conicyt.cl/scielo.php?script=sci_arttext&pid=S0718-07642006000500006

Volcán Licancabur, desierto de Atacama

El trabajo experimental

La química estudia la materia y los cambios que experimenta esta. El conocimiento y el uso adecuado de los materiales, reactivos e instrumentos de laboratorio nos permiten desarrollar un trabajo experimental ordenado, eficiente y seguro.

A continuación, se presentan los materiales más utilizados en un laboratorio.

A Contenedores de vidrio

A Vaso de precipitado

Se emplea para calentar y mezclar sustancias.

B Matraz Erlenmeyer

Se utiliza para preparar disoluciones líquidas.

C Tubo de ensayo

Sirve para calentar y mezclar pequeñas muestras de sustancias.



B Instrumentos de medida

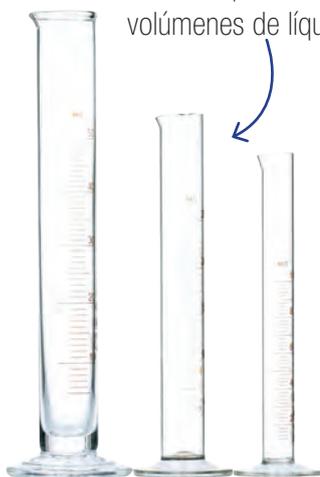
Matraz de aforo

Se emplea para preparar disoluciones de concentraciones muy exactas.



Probeta

Se utiliza para medir volúmenes de líquidos.



Pipeta

Se emplea para medir volúmenes pequeños de líquidos.



Bureta

Se ocupa para medir volúmenes muy pequeños de líquidos.



Termómetro

Sirve para medir temperatura en grados Celsius (°C).



Densímetro (o areómetro)

Se usa para medir la densidad de los líquidos.



C Materiales de uso general



A Cápsula de evaporación
Se emplea para evaporar líquidos.

B Mortero
Se ocupa para moler sólidos.

C Vidrio de reloj
Se usa para masar y evaporar sustancias.

D Espátula
Se utiliza para recoger pequeñas cantidades de sólidos.

Embudo

Se ocupa para separar sólidos de líquidos por filtración.



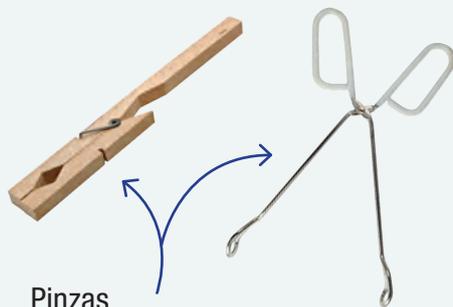
Mechero Bunsen y mechero de alcohol

Proporcionan la suficiente energía térmica para llevar a cabo reacciones químicas.



Frascos de reactivo

Se emplean para guardar los reactivos químicos. Presentan etiquetas de seguridad.



Pinzas

Sirven para sostener materiales de vidrio.

Balanza granataria

Sirve para masar sustancias.



Técnicas de laboratorio

✓ Uso del matraz de aforo

Se utiliza en la preparación de disoluciones líquidas de concentraciones exactas.

1. Mide la masa del soluto sólido que se va a emplear.
2. Agrega agua destilada al matraz aforado hasta un cuarto de su capacidad.
3. Usando un embudo pequeño, echa el soluto dentro del matraz.
4. Tapa el matraz y agítalo hasta que el soluto se disuelva.
5. Añade agua destilada hasta 1 cm más debajo de la línea de aforo.
6. Tapa, agita y deja reposar por unos minutos.
7. Utilizando una pipeta, completa con agua gota a gota hasta la línea de aforo.

✓ Uso de la balanza granataria

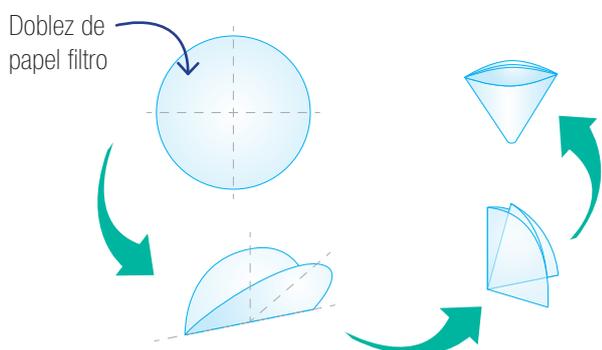
1. Verifica que el plato esté limpio y que la balanza se encuentre calibrada. Para ello, mueve los cursores gradualmente de mayor a menor hasta que la aguja marque el punto de nivelación (0).
2. Mide la masa de la sustancia en un vaso, sobre un papel o vidrio reloj de masa conocida, moviendo los cursores hasta alcanzar el punto de nivelación.
3. Anota el valor que indica la escala graduada, retira la sustancia del plato y nivela la balanza.

✓ Uso de la pipeta

1. Pon la pipeta en forma vertical dentro del líquido sin tocar el fondo del recipiente.
2. Una vez que el líquido ha sido succionado, tapa el extremo superior de la pipeta con el dedo índice.
3. Lee la medida de volumen en la escala graduada mirando la pipeta justo en la línea frente al menisco y fuera del recipiente.
4. Mantén el volumen del líquido medido tapando el extremo superior con el dedo índice y vierte el líquido donde desees retirando el dedo.

✓ Uso del embudo (filtración)

1. Acondiciona el papel filtro y colócalo en el embudo.
2. Pon el embudo en la argolla que está ajustada al soporte.
3. Coloca en contacto el vástago del embudo con el vaso colector.
4. Transfiere la mezcla por medio de una bagueta haciéndola pasar a través del filtro.



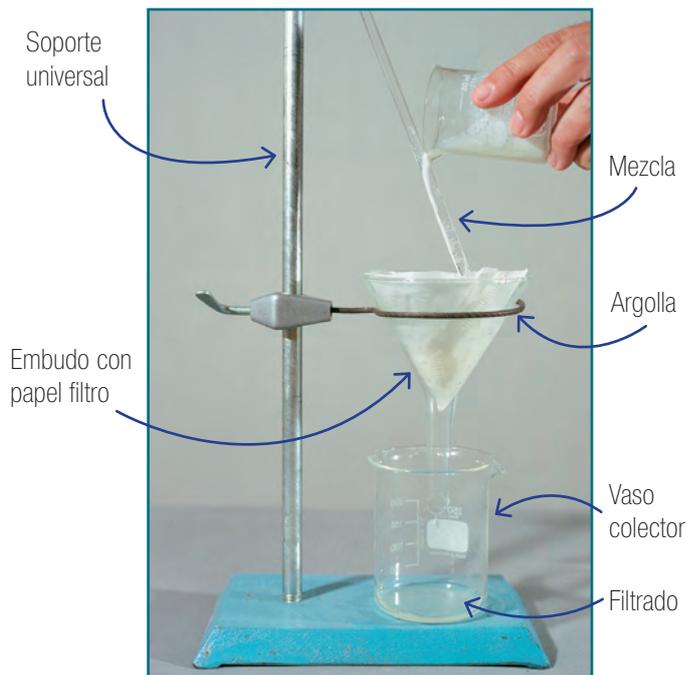
- ▲ Acondionamiento del papel filtro. Envuelve el papel filtro en forma de cono y colócalo en el embudo.

✓ Uso de la probeta

1. Echa el líquido en la probeta y ponla sobre el mesón.
2. Ubícate de tal forma que tu mirada quede justo al frente de la línea del menisco (parte inferior) que forma el líquido.
3. En la escala graduada, lee la medida de volumen.

✓ Uso del mechero Bunsen

1. Cierra la entrada de aire en la base del tubo metálico (moviendo la válvula con orificios).
2. Enciende un fósforo, ponlo al lado del extremo superior del tubo y luego abre la llave de paso del gas.
3. Abre gradualmente la entrada de aire hasta que la llama resulte azul; el punto de máxima temperatura está ubicado por encima del cono.



Medidas de seguridad en el laboratorio

Manipulación de sustancias químicas

El laboratorio puede llegar a ser un lugar peligroso si no se conocen las medidas básicas de seguridad. A continuación, te presentamos algunas normas que te permitirán desarrollar el trabajo experimental sin riesgo de accidentes.

El laboratorio

- Debe contar con buena ventilación para evitar la acumulación de gases tóxicos.
- Debe tener un botiquín con elementos básicos: vendas, cinta adhesiva, apósitos, desinfectantes y algodón.
- Debe contar con señaléticas que indiquen las vías de escape, la localización del extintor y de los reactivos potencialmente peligrosos.

Precauciones en tu quehacer

- Antes de comenzar el trabajo experimental, debes conocer los objetivos, los pasos que se van a seguir y los materiales que se utilizarán, es decir, debes leer atentamente la guía de laboratorio.
- Si tienes el pelo largo, debes llevarlo recogido y usar siempre delantal sobre tu ropa.
- Debes mantener limpio y ordenado el lugar de trabajo.
- Realiza solo las experiencias que se indican en la guía y no mezcles reactivos por tu propia iniciativa.
- Está estrictamente prohibido comer, beber y fumar en el laboratorio.
- Avisa a tu profesor cualquier situación irregular que observes.

Precauciones con los reactivos

- Deben guardarse en el lugar adecuado, con rótulos que señalen el grado de peligrosidad; por ejemplo, si es inflamable.
- Al destapar un reactivo, la boca del frasco tiene que apuntar hacia el lado contrario de tu cara. Nunca se debe oler ni probar un reactivo.
- Cuando se mezcla un ácido o una base con agua, siempre se debe verter el ácido o la base sobre el agua, nunca al revés, en pequeñas cantidades y enfriando la mezcla cada vez.
- En caso de quemaduras con ácidos concentrados fuertes, por ejemplo ácido sulfúrico (H_2SO_4), nunca hay que lavar la zona afectada con agua sin haber neutralizado antes. Para ello, puedes usar bicarbonato de sodio, NaHCO_3 .
- En caso de irritación de la piel por álcalis, por ejemplo hidróxido de sodio (NaOH), puedes neutralizar la zona afectada empleando una solución de ácido acético, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$, al 1 % p/v.
- Nunca se deben tomar las sustancias químicas con las manos; utiliza una espátula.
- Nunca se deben pipetear sustancias químicas con la boca; usa dispensadores o peritas de goma.

- Al finalizar la experiencia, los restos de reactivos se eliminan en el lavatorio manteniendo la llave abierta para que corra suficiente agua. Nunca vacíes al desagüe sustancias sólidas ni solventes orgánicos.
- Ante un derrame, sacar a las personas del lugar, sin precipitarse. Si el producto es inflamable, cortar de inmediato la llave de paso del gas y ventilar adecuadamente el laboratorio.

✓ Precauciones con el material de vidrio

- Antes de utilizarlo, comprueba que esté en perfecto estado y limpio.
- Manipula con cuidado el material cuando lo has calentado; el vidrio caliente no se percibe.
- Cada vez que uses más de un vaso, matraz o tubo de ensayo, recuerda rotularlo.

Ante cualquier duda, consulta con tu profesor.

Manipulación de sustancias químicas

La química es una ciencia experimental. Los estudiantes de química realizan parte de su estudio en los laboratorios, instalaciones en las que existe material frágil y preciso, y productos que pueden ser peligrosos.

Por todo ello, hay que reconocer algunas de las señales para la prevención de riesgos, tales como:



▲ Cancerígeno



▲ Corrosivo



▲ Explosivo



▲ Gas a presión



▲ Inflamable



▲ Tóxico



▲ Toxicidad aguda



▲ Peligroso para el medioambiente



▲ Gases comburentes

Tratamiento de residuos

Al finalizar el trabajo experimental, es necesario eliminar los residuos siguiendo ciertos tratamientos que aseguran el menor riesgo de contaminación ambiental.

Sustancias sólidas no tóxicas.	Agregar agua a cada tubo y dejar en reposo hasta la disolución. Luego, verter al desagüe.
Lámina de cobre oxidada.	Desechar directamente en la basura.
Sales inorgánicas.	Desechar directamente en la basura.
Metales.	Almacenar para un próximo trabajo con ellos.
Sustancias inorgánicas (cobre, azufre, cloruro de sodio y grafito).	Desechar directamente en la basura. El grafito puede reutilizarse.
Sustancias sólidas no tóxicas.	Añadir agua y dejar en reposo hasta la disolución. Luego, verter al desagüe.
Productos orgánicos no tóxicos.	Desechar directamente en la basura.
Sulfato de cobre.	Disolver en agua y agregar un exceso de carbonato de sodio, Na_2CO_3 . Dejar en reposo hasta el otro día y neutralizar con unas gotas de ácido clorhídrico, HCl , 6 mol L^{-1} . Después, verter al desagüe.
Disolución de bicarbonato de sodio.	Diluir y verter directamente al desagüe.
Solución neutra.	Verter directamente al desagüe.
Solución ácida o básica.	Diluir con agua a 1:5 y neutralizar hasta un pH entre 6 y 8, lentamente con hidróxido de sodio, NaOH , en solución o en lentejas (para el ácido) o con una solución diluida de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , (para la base); luego diluir a 1:10 y verter al desagüe dejando correr abundante agua.
No verter al desagüe productos que reaccionen con el agua (sodio, hidruros, halogenuros de ácido); inflamables (disolventes); que huelan mal (derivados del azufre); lacrimógenos (halogenuros de benzilo); sean difícilmente biodegradables (cloroformo); residuos sólidos que puedan atascarse en la cañería.	

Autoevaluación del trabajo experimental

Al finalizar todo trabajo experimental, es necesario que puedas darte cuenta de tu forma de trabajar en él. A continuación, te sugerimos un modo de realizar esta evaluación; recuerda que está destinada a mejorar y a adquirir buenos hábitos en el trabajo experimental.

Instrucciones

1. Lee atentamente los aspectos que debes evaluar antes de comenzar la actividad experimental.
2. Completa la encuesta después de cada actividad experimental y anota la fecha.
3. ¿Cuáles son los aspectos logrados y los más deficientes en tu propio trabajo experimental?
4. ¿Por qué es importante una autoevaluación de tus actitudes en el laboratorio?
5. A través de los resultados obtenidos en cada sesión experimental, haz un seguimiento de tus progresos.



Encuesta sobre el trabajo experimental

Nombre: _____

Fecha: _____

	Siempre	A veces	Nunca
1. Leo la guía antes de empezar.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
2. Conozco el procedimiento experimental.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
3. Conozco el nombre y el uso de los materiales que estoy empleando.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
4. Aplico correctamente las técnicas experimentales.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
5. Me mantengo en el lugar de trabajo.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
6. Tomo nota de lo observado.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
7. Respeto todas las instrucciones dadas.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
8. Dejo que mis compañeros de grupo participen activamente en los experimentos.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
9. No expongo a riesgos a mis compañeros o a mí.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
10. Respeto mi turno en la utilización de instrumentos y reactivos o al consultar dudas al profesor.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
11. Cuido los materiales entregados.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
12. Termino la actividad planificada para la sesión.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
13. Limpio y lavo los materiales una vez terminada la sesión.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
14. Guardo los materiales en el lugar correspondiente.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>
15. Me pongo de acuerdo con mis compañeros de grupo para la elaboración del informe.	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>	<input type="checkbox"/>

Informe de laboratorio

Para realizar un informe de laboratorio, debes incluir lo siguiente:

1 Portada

Corresponde a la primera página. Se presenta el título, los autores y la institución. El título indica de qué se trata la actividad experimental, los autores son quienes realizan el informe y la institución corresponde al lugar donde se efectúa el informe de laboratorio. Además, se deben incluir la fecha de entrega y el curso al cual pertenece.

2 Introducción

Es una presentación general del trabajo, en la que se fundamenta el problema y se redactan los antecedentes. Por otra parte, se deben indicar en forma clara el problema de investigación, la hipótesis y los objetivos de la experiencia o demostración de laboratorio.

3 Materiales y procedimiento

Se nombran todos los materiales y reactivos utilizados en la experiencia. En el procedimiento se da cuenta de los pasos llevados a cabo en el desarrollo del trabajo de laboratorio. También se pueden incluir esquemas o fotografías para ilustrar la actividad o los materiales empleados.

4 Resultados y análisis

Se deben describir los resultados obtenidos de la experiencia de laboratorio. Según estos resultados, se valida o no la hipótesis. También, si es que hay, se da respuesta a las preguntas planteadas en la actividad o las indicadas por el profesor, y se responden aquellas interrogantes que surjan durante el proceso.

5 Conclusión

Corresponde a la idea o las ideas más generales y centrales que se pueden formular a partir de los resultados, ideas que deben ser coherentes con el problema de investigación.

6 Bibliografía

Lista de textos, páginas de Internet, revistas, etc., que se utilizaron como referencias para elaborar el informe. Se deben escribir los apellidos de los autores en orden alfabético, seguidos por el título del texto, luego la ciudad en que se publicó, la editorial, edición y el año de publicación. En las páginas de Internet se coloca primero la institución de donde se extrae la página y luego la página web.



Características de átomos, elementos e iones

Tabla 1: Masa y carga de las partículas subatómicas

Partícula	Masa (g)	Carga	
		Coulomb	Unidad de carga
Electrón	$9,1095 \cdot 10^{-28}$	$-1,6022 \cdot 10^{-19}$	-1
Protón	$1,67252 \cdot 10^{-24}$	$+1,6022 \cdot 10^{-19}$	+1
Neutrón	$1,67495 \cdot 10^{-24}$	0	0

Tabla 2: Datos de elementos químicos

Elemento	Símbolo	Carácter	Valencia
Hidrógeno	H	No metal	-1, 1
Helio	He	Gas noble	-
Litio	Li	Metal	1
Berilio	Be	Metal	2
Boro	B	Metaloide	-3, 3
Carbono	C	No metal	-4, 2, 4
Nitrógeno	N	No metal	-3, 1, 2, 3, 4, 5
Oxígeno	O	No metal	-2, 2
Flúor	F	No metal	-1
Neón	Ne	Gas noble	-
Sodio	Na	Metal	1
Magnesio	Mg	Metal	2
Aluminio	Al	Metal	3
Silicio	Si	Metaloide	-4, 4
Fósforo	P	No metal	-3, 1, 3, 5

Elemento	Símbolo	Carácter	Valencia
Azufre	S	No metal	-2, 2, 4, 6
Cloro	Cl	No metal	-1, 1, 3, 5, 7
Argón	Ar	Gas noble	-
Potasio	K	Metal	1
Calcio	Ca	Metal	2
Escandio	Sc	Metal	3
Titanio	Ti	Metal	4
Vanadio	V	Metal	2, 3, 4, 5
Cromo	Cr	Metal	2, 3, 6
Manganeso	Mn	Metal	2, 3, 4, 6, 7
Hierro	Fe	Metal	2, 3
Cobalto	Co	Metal	2, 3
Níquel	Ni	Metal	2, 3
Cobre	Cu	Metal	1, 2, 3, 4
Cinc	Zn	Metal	2

Elemento	Símbolo	Carácter	Valencia
Galio	Ga	Metal	3
Germanio	Ge	Metaloide	2, 4
Arsénico	As	Metaloide	-3, 3, 5
Selenio	Se	No metal	-2, 2, 4, 6
Bromo	Br	No metal	-1, 1, 3, 5, 7
Kriptón	Kr	Gas noble	-
Rubidio	Rb	Metal	1
Estroncio	Sr	Metal	2
Ytrio	Y	Metal	3
Circonio	Zr	Metal	4
Niobio	Nb	Metal	2, 3, 4, 5
Molibdeno	Mo	Metal	2, 3, 4, 5, 6
Tecnecio	Tc	Metal	4, 7
Rutenio	Ru	Metal	2, 3, 4, 6
Rodio	Rh	Metal	3
Paladio	Pd	Metal	1, 2, 4, 6
Plata	Ag	Metal	1, 2, 3, 4
Cadmio	Cd	Metal	1, 2
Indio	In	Metal	3
Estaño	Sn	Metal	2, 4
Antimonio	Sb	Metaloide	-3, 3, 5
Telurio	Te	Metaloide	-2, 2, 4, 6
Yodo	I	No metal	-1, 1, 3, 5, 7
Xenón	Xe	Gas noble	-

Elemento	Símbolo	Carácter	Valencia
Cesio	Cs	Metal	1
Bario	Ba	Metal	2
Lantano	La	Metal	3
Cerio	Ce	Metal	3, 4
Praseodimio	Pr	Metal	3
Neodimio	Nd	Metal	3
Prometio	Pm	Metal	3
Samario	Sm	Metal	3
Europio	Eu	Metal	2, 3
Gadolinio	Gd	Metal	3
Terbio	Tb	Metal	3
Disprobio	Dy	Metal	3
Holmio	Ho	Metal	3
Erbio	Er	Metal	3
Tulio	Tm	Metal	3
Yterbio	Yb	Metal	3
Lutecio	Lu	Metal	3
Hafnio	Hf	Metal	2, 3, 4
Tántalo	Ta	Metal	5
Wolframio	W	Metal	4, 6
Renio	Re	Metal	4
Osmio	Os	Metal	4
Iridio	Ir	Metal	2, 4
Platino	Pt	Metal	2, 4

Elemento	Símbolo	Carácter	Valencia
Oro	Au	Metal	1, 3
Mercurio	Hg	Metal	1, 2
Talio	Tl	Metal	1, 3
Plomo	Pb	Metal	2, 4
Bismuto	Bi	Metal	-3, 3, 5
Polonio	Po	Metaloide	-2, 2, 4
Astato	At	Metaloide	-1, 1, 3, 5, 7
Radón	Rn	Gas noble	-
Francio	Fr	Metal	1
Radio	Ra	Metal	2
Protactinio	Pa	Metal	5
Uranio	U	Metal	6
Neptunio	Np	Metal	5
Plutonio	Pu	Metal	4
Americio	Am	Metal	3, 4, 5, 6
Curio	Cm	Metal	3
Berkelio	Bk	Metal	3
Californio	Cf	Metal	3
Einstenio	Es	Metal	3

Elemento	Símbolo	Carácter	Valencia
Fermio	Fm	Metal	3
Mendelevio	Md	Metal	3
Nobelio	No	Metal	2
Lawrencio	Lr	Metal	3
Rutherfordio	Rf	Metal	4
Dubnio	Db	Metal	5
Seaborgio	Sg	Metal	6
Bohrio	Bh	Metal	7
Hassio	Hs	Metal	8
Meitnerio	Mt	Metal	-
Darmstadtio	Ds	Metal	-
Roentgenio	Rg	Metal	-
Copernicio	Cn	Metal	-
Nihonio	Nh	Metal	-
Flerovio	Fl	Metal	-
Moscovio	Mc	Metal	-
Livermorio	Lv	Metal	-
Téneso	Ts	Metal	-
Oganesón	Og	Metal	-

Tabla 3: Iones monoatómicos y poliatómicos comunes

Iones positivos (cationes)**1+**

- Amonio (NH_4^+)
- Cesio (Cs^+)
- Cobre (I) o cuproso (Cu^+)
- Hidrógeno (H^+)
- Hidronio (H_3O^+)
- Litio (Li^+)
- Plata (Ag^+)
- Potasio (K^+)
- Rubidio (Rb^+)
- Sodio (Na^+)

2+

- Bario (Ba^{2+})
- Cadmio (Cd^{2+})
- Calcio (Ca^{2+})
- Cobalto (II) o cobaltoso (Co^{2+})
- Cobre (II) o cúprico (Cu^{2+})
- Cromo (II) o cromoso (Cr^{2+})
- Estaño (II) o estanoso (Sn^{2+})
- Estroncio (Sr^{2+})
- Hierro (II) o ferroso (Fe^{2+})
- Magnesio (Mg^{2+})
- Manganeso (II) o manganoso (Mn^{2+})
- Mercurio (I) o mercuroso (Hg_2^{2+})
- Mercurio (II) o mercuríco (Hg^{2+})
- Níquel (II) (Ni^{2+})
- Plomo (II) o plumboso (Pb^{2+})
- Cinc (Zn^{2+})

3+

- Aluminio (Al^{3+})
- Cromo (III) o crómico (Cr^{3+})
- Hierro (III) o férrico (Fe^{3+})

Iones negativos (aniones)**1-**

- Acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)
- Bromuro (Br^-)
- Cianuro (CN^-)
- Clorato (ClO_3^-)
- Cloruro (Cl^-)
- Dihidrógenofosfato (H_2PO_4^-)
- Fluoruro (F^-)
- Hidrógeno carbonato o bicarbonato (HCO_3^-)
- Hidrógeno sulfito o bisulfito (HSO_3^-)
- Hidróxido (OH^-)
- Hidruro (H^-)
- Nitrato (NO_3^-)
- Nitrito (NO_2^-)
- Perclorato (ClO_4^-)
- Permanganato (MnO_4^-)
- Tiocianato (SCN^-)
- Yoduro (I^-)

2-

- Carbonato (CO_3^{2-})
- Cromato (CrO_4^{2-})
- Dicromato ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$)
- Hidrógeno fosfato (HPO_4^{2-})
- Óxido (O^{2-})
- Peróxido (O_2^{2-})
- Sulfato (SO_4^{2-})
- Sulfito (SO_3^{2-})
- Sulfuro (S^{2-})

3-

- Arsenato (AsO_4^{3-})
- Fosfato (PO_4^{3-})

Configuración electrónica de los elementos

		Elemento	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	7p	
		Subniveles																					
Período 1	1	Hidrógeno	1																				
	2	Helio	2																				
Período 2	3	Litio	2	1																			
	4	Berilio	2	2																			
	5	Boro	2	2	1																		
	6	Carbono	2	2	2																		
	7	Nitrógeno	2	2	3																		
	8	Oxígeno	2	2	4																		
	9	Flúor	2	2	5																		
	10	Neón	2	2	6																		
Período 3	11	Sodio	2	2	6	1																	
	12	Magnesio	2	2	6	2																	
	13	Aluminio	2	2	6	2	1																
	14	Silicio	2	2	6	2	2																
	15	Fósforo	2	2	6	2	3																
	16	Azufre	2	2	6	2	4																
	17	Cloro	2	2	6	2	5																
	18	Argón	2	2	6	2	6																
Período 4	19	Potasio	2	2	6	2	6	-	1														
	20	Calcio	2	2	6	2	6	-	2														
	21	Escandio	2	2	6	2	6	1	2														
	22	Titanio	2	2	6	2	6	2	2														
	23	Vanadio	2	2	6	2	6	3	2														
	24	Cromo	2	2	6	2	6	5	1														
	25	Manganeso	2	2	6	2	6	5	2														

Anexo 8

		Elemento	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	7p	
		Subniveles																					
Período 4	26	Hierro	2	2	6	2	6	6	2														
	27	Cobalto	2	2	6	2	6	7	2														
	28	Níquel	2	2	6	2	6	8	2														
	29	Cobre	2	2	6	2	6	10	1														
	30	Cinc	2	2	6	2	6	10	2														
	31	Galio	2	2	6	2	6	10	2	1													
	32	Germanio	2	2	6	2	6	10	2	2													
	33	Arsénico	2	2	6	2	6	10	2	3													
	34	Selenio	2	2	6	2	6	10	2	4													
	35	Bromo	2	2	6	2	6	10	2	5													
36	Kriptón	2	2	6	2	6	10	2	6														
Período 5	37	Rubidio	2	2	6	2	6	10	2	6	-	-	1										
	38	Estroncio	2	2	6	2	6	10	2	6	-	-	2										
	39	Ytrio	2	2	6	2	6	10	2	6	1	-	2										
	40	Circonio	2	2	6	2	6	10	2	6	2	-	2										
	41	Niobio	2	2	6	2	6	10	2	6	4	-	1										
	42	Molibdeno	2	2	6	2	6	10	2	6	5	-	1										
	43	Tecnecio	2	2	6	2	6	10	2	6	6	-	1										
	44	Rutenio	2	2	6	2	6	10	2	6	7	-	1										
	45	Rodio	2	2	6	2	6	10	2	6	8	-	1										
	46	Paladio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	-										
	47	Plata	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	1										
	48	Cadmio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2										
	49	Indio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	1									
	50	Estaño	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	2									
	51	Antimonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	3									
	52	Teluro	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	4									
	53	Yodo	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	5									
	54	Xenón	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	6									

	Elemento	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	7p	
		Subniveles																				
Período 6	55 Cesio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	6	-	-	1						
	56 Bario	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	6	-	-	2						
	57 Lantano	2	2	6	2	6	10	2	6	10	-	2	6	1	-	2						
	58 Cerio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6	-	-	2						
	59 Praseodimio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6	-	-	2						
	60 Neodimio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6	-	-	2						
	61 Prometio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6	-	-	2						
	62 Samario	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6	-	-	2						
	63 Europio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	-	-	2						
	64 Gadolinio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1	-	2						
	65 Terbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6	-	-	2						
	66 Disprosio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6	-	-	2						
	67 Holmio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6	-	-	2						
	68 Erbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6	-	-	2						
	69 Tulio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6	-	-	2						
	70 Yterbio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	-	-	2						
	71 Lutecio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1	-	2						
	72 Hafnio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	-	2						
	73 Tántalo	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3	-	2						
	74 Wolframio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4	-	2						
	75 Renio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5	-	2						
	76 Osmio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6	-	2						
	77 Iridio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7	-	2						
	78 Platino	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9	-	1						
	79 Oro	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	1						
	80 Mercurio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2						
81 Talio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	1						
82 Plomo	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	2						
83 Bismuto	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	3						
84 Polonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	4						
85 Astató	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	5						
86 Radón	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	6						

Anexo 8

		Elemento	1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	7p	
		Subniveles																					
Período 7	87	Francio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	6	-	-	1		
	88	Radio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	6	-	-	2		
	89	Actinio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	6	1	-	2		
	90	Torio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	-	2	6	2	-	2		
	91	Protactinio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2	6	1	-	2		
	92	Uranio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	3	2	6	1	-	2		
	93	Neptunio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	4	2	6	1	-	2		
	94	Plutonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	6	2	6	-	-	2		
	95	Americio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	-	-	2		
	96	Curio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	7	2	6	1	-	2		
	97	Berkelio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	9	2	6	-	-	2		
	98	Californio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	10	2	6	-	-	2		
	99	Einsteinio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	11	2	6	-	-	2		
	100	Fermio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	12	2	6	-	-	2		
	101	Mendelevio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	13	2	6	-	-	2		
	102	Nobelio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	-	-	2		
	103	Lawrencio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	1	-	2		
	104	Rutherfordio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	2	-	2		
105	Dubnio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	3	-	2			
106	Seaborgio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	4	-	2			
107	Bohrio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	5	-	2			
108	Hassio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	6	-	2			
109	Meitnerio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	7	-	2			
110	Darmstadtio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	9	-	1			
111	Roentgenio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	1			
112	Copernicio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2			
113	Nihonio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2	1		
114	Flerovio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2	2		
115	Moscovio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2	3		
116	Livermorio	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2	4		
117	Téneso	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2	5		
118	Oganesón	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	2	6	10	-	2	6		

Sistema de colores para los elementos químicos

La asignación de colores CPK es una convención de colores para distinguir átomos de diferentes elementos químicos en modelos moleculares. El esquema recibe su nombre de los químicos Robert Corey, Linus Pauling y Walter Koltun, creadores del modelo de espacio lleno y su paleta de colores.

	Hidrógeno (H)	Blanco
	Carbono (C)	Negro
	Nitrógeno (N)	Azul oscuro
	Oxígeno (O)	Rojo
	Flúor (F), Cloro (Cl)	Verde
	Bromo (Br)	Rojo oscuro
	Yodo (I)	Violeta oscuro
	Gases nobles (He, Ne, Ar, Xe, Kr)	Turquesa
	Fósforo (P)	Anaranjado
	Azufre (S)	Amarillo
	Boro (B) y la mayoría de los metales de transición	Color durazno y salmón
	Metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs)	Violeta
	Metales alcalinotérreos (Be, Mg Ca, Sr, Ba, Ra)	Verde oscuro
	Titanio (Ti)	Gris
	Hierro (Fe)	Anaranjado
	Otros elementos	Rosado

A

Ácido: sustancia que libera iones hidrógeno (H^+) cuando se disuelve en agua.

Ácido desoxirribonucleico (ADN): un tipo de ácido nucleico.

Ácido fuerte: electrólito que se ioniza por completo en agua.

Ácido ribonucleico (ARN): un tipo de ácido nucleico.

Ácido débil: electrólito con una baja ionización en agua.

Ácidos nucleicos: sustancias de alta masa molar que tienen la función celular de la síntesis de proteínas.

Adhesión: atracción entre moléculas diferentes.

Afinidad electrónica: cambio de energía que se produce cuando un átomo en estado gaseoso acepta un electrón para formar un anión.

Agente oxidante: sustancia que puede aceptar electrones de otra sustancia o aumentar el número de oxidación de otra sustancia.

Agente reductor: sustancia que puede donar electrones a otra sustancia o disminuir los números de oxidación de la misma.

Aislante: sustancia incapaz de conducir la electricidad.

Aleación: disolución sólida compuesta por dos o más metales.

Alótropos: dos o más formas del mismo elemento que difieren sustancialmente en propiedades químicas y físicas.

Amalgama: aleación de mercurio con otro u otros metales.

Análisis cualitativo: determinación de los tipos de iones presentes en una disolución.

Análisis cuantitativo: determinación de las cantidades de sustancias presentes en una muestra.

Análisis gravimétrico: procedimiento experimental que implica la medición de masas.

Anhidra: término utilizado para designar una sustancia que no contiene agua; se obtiene por deshidratación (extracción del agua). Ejemplo, $CuSO_4 \cdot 5 H_2O + \text{energía térmica} \rightarrow CuSO_4 + 5 H_2O$.

Anhídrido: nombre tradicional de los óxidos no metálicos.

Anión: ion con carga neta negativa.

Ánodo: electrodo en el que se lleva a cabo la oxidación.

Apolar: molécula que no posee cargas.

Alquimia: período anterior a la química moderna en el que se creía que la materia podía transformarse hasta la perfección, y que por medio de la piedra filosofal se podía convertir cualquier metal en oro.

Átomo: unidad fundamental de un elemento que puede intervenir en una combinación química.

B

Base: sustancia que libera iones hidroxilo (OH^-) cuando se disuelve en agua.

Base débil: electrólito débil que se ioniza solo hasta cierto grado en agua.

Base fuerte: electrólito que se ioniza por completo en agua.

Batería: celda electroquímica o conjunto de celdas electroquímicas combinadas que se pueden utilizar como fuente de corriente eléctrica directa a voltaje constante.

Biodegradable: material que puede ser degradado por acción biológica.

Bioelementos: elementos químicos indispensables que forman parte de los seres vivos, como son: C, H, O, N, P, S, Ca, Mg, Na, Cl y K.

C

Cálculo estequiométrico: operatoria que permite establecer relaciones entre las cantidades de reactantes y productos en una reacción química.

Calor: transferencia de energía entre dos cuerpos que están a diferente temperatura.

Calor específico (s): cantidad de energía calorífica que se requiere para elevar un grado Celsius la temperatura de un gramo de una sustancia.

Calorimetría: medición de los cambios de calor.

Cambio físico: transformación en la que no varía la composición de la materia.

Cambio químico: transformación en la que se altera la composición de la materia y se forman nuevas sustancias.

Cantidad de materia: magnitud física fundamental del Sistema Internacional de medidas; su unidad de medida es el mol.

Cantidad estequiométrica: cantidad molar exacta de reactivos y productos representados en la ecuación química balanceada.

Capa de valencia: capa electrónica externa de un átomo que contiene los electrones que participan en el enlace.

Carga: propiedad eléctrica fundamental a la cual se le atribuyen las atracciones o repulsiones que se producen entre protones y electrones en el átomo.

Carga formal: diferencia entre los electrones de valencia de un átomo aislado y el número de electrones asignados al átomo en una estructura de Lewis.

Catalizador: sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química sin consumirse.

Catión: ion con una carga neta positiva.

Cátodo: electrodo en el que se lleva a cabo la reducción.

Choque efectivo: colisión entre los reactantes capaz de producir una reacción química con formación de productos.

Cifras significativas: número de dígitos significativos en una medida o cantidad calculada.

Cinética química: área de la química relacionada con la velocidad o la rapidez a la cual se llevan a cabo las reacciones.

Coefficiente estequiométrico: valor numérico, entero y sencillo, que representa la cantidad de átomos o moléculas que participan en una reacción química.

Cohesión: atracción intermolecular entre moléculas semejantes.

Colorante: compuesto orgánico que presenta un intenso color debido, por lo general, a enlaces dobles carbono carbono en su estructura molecular.

Combustión: proceso en el que sustancias combustibles reaccionan con oxígeno formando dióxido de carbono y agua, si es una combustión completa, o monóxido de carbono y agua, si es incompleta.

Complejo activado: especie formada temporalmente por moléculas del reactivo como resultado de los choques previos a la formación del producto.

Compuesto químico: sustancia pura formada por dos o más elementos, combinados según una composición definida y constante, con propiedades físicas y químicas características.

Compuesto binario: compuesto formado por dos elementos.

Compuesto ternario: compuesto formado por tres elementos.

Compuesto covalente: compuesto que solo contiene enlaces covalentes.

Compuesto inorgánico: compuesto diferente a los compuestos orgánicos.

Compuesto orgánico: compuesto que contiene carbono, por lo general, en combinación con elementos como el hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y azufre.

Concentración de una disolución: cantidad de soluto presente en una determinada cantidad de disolvente o de disolución. Dependiendo de la cantidad de soluto presente, una disolución puede ser concentrada o diluida.

Concentración molar: ver "molaridad".

Condensación: cambio físico en el que una sustancia pasa del estado gaseoso al líquido.

Condiciones estándar de temperatura y presión: corresponden a 25 °C y 1 atm.

Conductor: sustancia capaz de conducir la corriente eléctrica.

Configuración electrónica: distribución de los electrones en los diversos orbitales de un átomo o una molécula.

Corrosión: reacción química de los metales expuestos a la acción de agentes atmosféricos; es un proceso de óxido-reducción.

Corrosivo: sustancia que daña o destruye la superficie de otra con la que está en contacto.

Cristalización: proceso en el que un soluto disuelto se separa de la disolución y forma cristales.

Cualitativo: término utilizado para describir las propiedades generales de una sustancia.

Cuantitativo: término para describir las propiedades de una sustancia con valores numéricos que se obtienen de mediciones.

D



Densidad: masa de una sustancia contenida en una unidad de volumen; se expresa en g/cm³ según el SI.

Densidad electrónica: probabilidad de que un electrón se encuentre en una región particular de un orbital atómico.

Destilación fraccionada: procedimiento de separación de los componentes líquidos de una disolución que se basa en sus diferentes puntos de ebullición.

Dilución: procedimiento para preparar una disolución menos concentrada a partir de otra más concentrada.

Dipolo: molécula formada por dos cargas opuestas, en la que los electrones se desplazan hacia el polo negativo de la molécula, lo que genera un polo positivo y otro negativo.

Disolución: mezcla homogénea que puede encontrarse en estado líquido, sólido o gaseoso. Está formada por un disolvente y un soluto.

Disolución acuosa: disolución en la que el disolvente es agua.

Disolvente: sustancia presente en mayor cantidad en una disolución.

Dúctil: propiedad de los metales que les permiten formar alambres o hilos.

E



Ecuación química: representación gráfica que utiliza símbolos y fórmulas químicas para mostrar lo que ocurre durante una reacción química.

Efecto invernadero: influencia del dióxido de carbono y otros gases en la temperatura terrestre.

Electrización: generación o transmisión de cargas eléctricas a un cuerpo.

Electrólisis: reacción química que ocurre gracias al paso de una corriente eléctrica continua.

Electrolito: sustancia que al disolverse en agua, da origen a una disolución que puede conducir a la electricidad.

Electrón: partícula subatómica que tiene una masa muy pequeña y una carga eléctrica unitaria negativa.

Electronegatividad: capacidad de un átomo para atraer electrones hacia él en un enlace químico.

Electrones de valencia: electrones externos de un átomo que participan en los enlaces químicos.

Electroquímica: rama de la química que estudia la relación entre los procesos químicos y la electricidad.

Elemento químico: sustancia pura que no puede separarse en sustancias más sencillas por métodos físicos ni químicos. Todos sus átomos presentan el mismo número atómico.

Elemento metálico: sustancia que se caracteriza por su brillo, buena conductividad eléctrica y maleabilidad; los elementos metálicos se ubican en el sector izquierdo de la tabla periódica.

Elemento no metálico: sustancia que se distingue de un metal, generalmente, por su baja conductividad eléctrica; los elementos no metálicos se ubican en el sector derecho de la tabla periódica.

Energía: capacidad para realizar un trabajo o producir un cambio.

Energía cinética (EC): energía disponible como consecuencia del movimiento de un cuerpo.

Energía de activación (E_a): mínima cantidad de energía que se requiere para iniciar una reacción química.

Energía de ionización: energía mínima que se requiere para separar un electrón de un átomo aislado (o un ion) en su estado basal.

Energía potencial: energía disponible en virtud de la posición de un cuerpo.

Energía química: energía almacenada en los enlaces que mantienen unidos los átomos y las moléculas integrantes de las sustancias.

Energía radiante: energía que se transmite en forma de ondas.

Energía térmica: energía asociada con la aleatoriedad del movimiento de los átomos y moléculas.

Enlace covalente: unión en la que dos átomos comparten uno, dos o tres pares de electrones.

Enlace covalente coordinado: enlace en el que uno de los dos átomos enlazados proporciona el par de electrones; también se llama enlace dativo.

Enlace covalente polar: enlace en que los electrones están más tiempo cerca de uno de los átomos que del otro.

Enlace de hidrógeno: interacción dipolo-dipolo entre el átomo de hidrógeno unido a un átomo de un elemento muy electronegativo (F, N, O) y a otro átomo de uno de esos tres elementos electronegativos; también se llama puente de hidrógeno.

Enlace doble: unión covalente entre dos átomos mediante dos pares de electrones.

Enlace iónico: fuerza electrostática que mantiene unidos a los iones en un compuesto iónico.

Enlace químico: atracción que se produce entre átomos o iones para formar compuestos estables.

Enlace simple: unión covalente entre dos átomos mediante solo un par de electrones.

Enlace triple: unión covalente entre dos átomos mediante tres pares de electrones.

Enzima: catalizador que controla los procesos biológicos.

Esmog fotoquímico: formación de esmog a partir de las reacciones de las emisiones de los automóviles en presencia de la luz solar.

Estado de oxidación: ver número de oxidación.

Estado de un sistema: valores de todas las variables macroscópicas pertinentes de un sistema; por ejemplo, composición, volumen, presión y temperatura.

Estequiometría: estudio cuantitativo de los reactivos y productos en una reacción química.

Estratósfera: región de la atmósfera que se extiende a partir de la tropósfera, hasta aproximadamente 50 km de la superficie terrestre.

Estructura de Lewis: representación de los enlaces covalentes utilizando los símbolos de Lewis: líneas o pares de puntos entre dos átomos, que representan los pares electrónicos compartidos.

Evaporación: cambio físico en el que una sustancia pasa del estado líquido al gaseoso.

F

Fórmula empírica: expresión que muestra los elementos presentes y las relaciones más simples de las diferentes clases de átomos.

Fórmula estructural: expresión que muestra cómo están unidos los átomos entre sí en una molécula.

Fórmula molecular: expresión que muestra los números exactos de átomos de cada elemento en una molécula.

Fórmula química: expresión que muestra la composición química de un compuesto en términos de los símbolos de los elementos implicados.

Fotosíntesis: proceso por el que las plantas y microorganismos autótrofos, gracias a la luz solar, transforman el agua y el dióxido de carbono en glucosa (alimento).

Fuerzas dipolo-dipolo: fuerzas que actúan entre moléculas polares.

Fuerzas intermoleculares: fuerzas de atracción que existen entre las moléculas.

Fuerzas intramoleculares: fuerzas que mantienen juntos a los átomos en una molécula.

Fuerzas ion-dipolo: fuerzas que operan entre un ion y un dipolo.

Fusión: cambio físico en el que una sustancia pasa del estado sólido al líquido.

G

Gases nobles: elementos no metálicos del grupo 18 (He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn).

Grupo: conjunto de elementos dispuestos verticalmente en la tabla periódica.

Grupo funcional: átomo o grupo de átomos, distintos a C e H, que caracteriza a un determinado compuesto orgánico, y del que depende su comportamiento químico.

H

Halógenos: elementos no metálicos del grupo 17 (F, Cl, Br, I y At).

Hidrógeno: compuesto inorgánico hidrogenado cuya fórmula general es H_xE .

Hidratación: proceso en el que un ion o una molécula se rodea de moléculas de agua acomodadas en una forma específica.

Hidratos: compuestos que tienen un número específico de moléculas de agua unidas a ellos.

Hidrocarburo: compuesto orgánico formado solo por carbono e hidrógeno.

Hidrofílico: atraído por el agua.

Hidróxido: compuesto inorgánico ternario cuya fórmula general es $M(OH)_y$, en la que M corresponde al símbolo de un metal y a la valencia del metal, y OH, al grupo hidroxilo.

Hidruro: compuesto inorgánico hidrogenado que resulta de la combinación de un metal con el hidrógeno.

Hipótesis: explicación tentativa para un conjunto de observaciones.



Indicadores: sustancias que presentan colores distintivos muy diferentes en medios ácido y básico.

Inflamable: que se inflama o arde con facilidad.

Ion: átomo o grupo de átomos que tiene una carga neta positiva o negativa.

Ion monoatómico: ion que contiene solo un átomo.

Ion poliatómico: ion que contiene más de un átomo.

Ionización: separación o disociación de una sustancia en sus iones correspondientes.

Insoluble: sustancia que no puede disolverse ni diluirse.

Isótopos: átomos que tienen igual número atómico, pero diferente número másico.



Ley: enunciado conciso, verbal o matemático de una relación entre fenómenos que es siempre igual en las mismas condiciones. Es una hipótesis que se ha verificado experimentalmente.

Ley de Avogadro: a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

Ley de conservación de la energía: la cantidad total de energía en el universo es constante.

Ley de conservación de la masa: en una reacción química se cumple que la suma de las masas de los reactantes es igual a la suma de las masas de los productos; también se llama ley de Lavoisier.

Ley de las proporciones definidas: cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen en una relación de masas constante; también se llama ley de Proust.

Ley de las proporciones múltiples: si dos elementos se pueden combinar para formar más de un tipo de compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro elemento están en relaciones de números enteros y sencillos; también se llama ley de Dalton.

Ley de las proporciones recíprocas: las masas de dos elementos que se combinan con la masa de un tercero conservan la misma proporción que las masas de los dos cuando se combinan entre sí; también se llama ley de Richter.

Ley de los volúmenes de combinación: cuando reaccionan gases bajo condiciones de temperatura y presión equivalentes, lo hacen en relaciones de volúmenes de números enteros y sencillos; también se llama ley de Gay-Lussac.

Litro: unidad de volumen que se simboliza con la letra L.

Lluvia ácida: precipitación más ácida de lo normal; se debe principalmente a la presencia de los ácidos sulfúrico y nítrico, que se forman en el aire a partir de los gases procedentes del uso de combustibles fósiles y de vehículos motorizados.



Masa: medida de la cantidad de materia que contiene un objeto.

Masa atómica: masa de un átomo en unidades de masa atómica.

Masa molar (M): masa (generalmente expresada en gramos o kilogramos) de un mol de átomos, moléculas u otras partículas.

Materia: todo aquello que ocupa espacio y posee masa.

Mena: material de un depósito mineral de forma suficientemente concentrada para permitir la recuperación económica del metal deseado.

Metales: elementos que son buenos conductores del calor y electricidad y tienen tendencia a formar iones positivos en los compuestos iónicos.

Metaloide: elemento con propiedades intermedias entre las de los metales y los no metales.

Metalurgia: ciencia y tecnología de la separación de los metales a partir de sus menas y de las aleaciones que forman.

Método científico: enfoque sistemático de la investigación en ciencias.

Mezcla: reunión de dos o más sustancias que no se encuentran químicamente combinadas. Mililitro: unidad de volumen que se designa como mL; 1 litro equivale a 1 000 mL.

Mineral: sustancia de origen natural con una composición química promedio.

Miscible: propiedad que tiene un líquido de ser completamente soluble en otro líquido.

Mol: cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas) como átomos hay en exactamente 12 gramos (o 0,012 kilogramos) del isótopo carbono-12.

Molaridad (M): número de moles de soluto en un litro de disolución.

Molécula: grupo de dos o más átomos iguales o diferentes unidos por medio de enlaces químicos.

Molécula diatómica: molécula formada por dos átomos iguales.

Molécula no polar: molécula que no posee un momento dipolar.

Molécula polar: molécula que posee un momento dipolar.

Momento dipolar: sistema de dos cargas de signo opuesto e igual magnitud, cercanas entre sí.

Monoatómico: que consta de un solo átomo.

N

Neutralización: reacción química entre un ácido y una base, cuyos productos son una sal y agua.

Neutrón: partícula subatómica que no tiene carga eléctrica neta. Su masa es ligeramente mayor que la de un protón.

Newton (N): unidad de fuerza en el SI.

No electrólito: sustancia que cuando se disuelve en agua, produce una disolución que no conduce la electricidad.

Nomenclatura química: sistema de normas que unifican la denominación de las sustancias químicas.

No metales: elementos que, por lo general, son malos conductores del calor y la electricidad.

Núcleo atómico: zona central del átomo.

Número atómico (Z): número de protones en el núcleo de un átomo.

Número de Avogadro (NA): $6,022 \times 10^{23}$; número de partículas en un mol.

Número másico (A): número total de neutrones y protones presentes en el núcleo de un átomo.

Número de oxidación: número de cargas que tendría un átomo en una molécula si los electrones fueran transferidos completamente en la dirección indicada por la diferencia de electronegatividades.

O

Oxiácido: compuesto inorgánico ternario cuya fórmula general es $H_yE_xO_z$, en la que E es el símbolo de un no metal.

Oxidación: proceso por el que un átomo de una especie química aumenta su número de oxidación.

Óxido: compuesto inorgánico binario que resulta de la combinación de un metal (óxido básico) o un no metal (óxido ácido) con el oxígeno.

P



Partículas subatómicas: partículas constituyentes del átomo, como electrones, protones y neutrones.

Periodicidad: características de los elementos químicos por repetirse con frecuencia en la tabla periódica según propiedades químicas similares.

Período: línea horizontal o fila en la tabla periódica.

pH: medida de la concentración de iones hidrógeno (H^+) en una disolución.

Polar: molécula en que uno de los extremos está cargado positivamente y el otro, negativamente.

Poliatómico: especie que posee dos o más átomos.

Polímero: compuesto que se distingue por su alta masa molar, que puede llegar a miles o millones de gramos y está formado por muchas unidades que se repiten.

Porcentaje de composición en masa: porcentaje en masa de cada elemento que forma un compuesto.

Precipitado: sólido insoluble que se separa de la disolución como resultado de una reacción química.

Presión: fuerza aplicada por unidad de área.

Presión atmosférica: presión ejercida por la atmósfera terrestre.

Proceso exotérmico: proceso que libera energía térmica hacia los alrededores.

Proceso endotérmico: proceso que absorbe energía térmica de los alrededores.

Productos: sustancias formadas como resultado de una reacción química.

Propiedad física: cualquier propiedad de una sustancia que se puede observar sin transformarla en otra sustancia.

Propiedad química: cualquier propiedad de una sustancia que no puede estudiarse sin la conversión de dicha sustancia en otra.

Propiedades macroscópicas: propiedades que se pueden medir directamente.

Proteína: polímeros formados de aminoácidos.

Protón: partícula subatómica que tiene una carga eléctrica positiva unitaria. La masa de un protón es aproximadamente 1 840 veces la de un electrón.

Punto de congelación: temperatura en la cual coexisten en equilibrio las fases sólida y líquida de una sustancia.

Punto de ebullición: temperatura en la cual la presión de vapor de un líquido iguala a la presión atmosférica externa.

Punto de fusión: temperatura en la que coexisten en equilibrio las fases sólida y líquida.

R



Radiación: emisión y transmisión de energía a través del espacio en forma de partículas u ondas.

Radical: cualquier fragmento neutro de una molécula que contenga un electrón desapareado; se produce por ruptura homolítica de un enlace covalente. Esto es la ruptura en dos átomos en que cada uno queda con el electrón que había aportado para formar el enlace.

Razón: relación matemática entre dos magnitudes; se expresa como "a es a b" o a:b.

Reacción de combustión: reacción en la cual una sustancia reacciona con el oxígeno, con la liberación de energía en forma de calor y luz.

Reacción de descomposición: separación de un compuesto en sus elementos químicos constituyentes.

Reacción de neutralización: reacción entre un ácido y una base.

Reacción de oxidación: semirreacción que implica pérdida de electrones.

Reacción de oxidación-reducción: reacción que implica la transferencia de electrones o el cambio en el estado de oxidación de los reactantes.

Reacción de precipitación: reacción que tiene como resultado la formación de un precipitado.

Reacción de reducción: semirreacción que implica ganancia de electrones.

Reacción de síntesis: formación de un compuesto a partir de dos o más elementos constitutivos.

Reacción de sustitución: reacción en la que un átomo o grupo de átomos reemplaza a un átomo o grupo de átomos de otra molécula.

Reacción química: proceso durante el cual una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas.

Reacción redox: reacción en la que hay transferencia de electrones o cambio en los números de oxidación de las sustancias que toman parte en ella.

Reacción reversible: reacción que puede ocurrir en ambas direcciones.

Reactivo limitante: reactante que se consume primero en una reacción.

Reactivos: sustancias de las que se parte en una reacción química.

Reactivo en exceso: reactante presente en cantidades superiores a la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante.

Red cristalina: agregado de átomos que se disponen de forma ordenada de acuerdo a un patrón geométrico que se repite numerosas veces.

Reducción: proceso por el que un átomo de una especie química disminuye su número de oxidación.

Regla del octeto: norma que generalmente cumplen los átomos cuando forman enlaces. Los átomos al unirse tienden a adquirir la configuración del gas noble más cercano, con ocho electrones de valencia.

Relave: desecho tóxico que se produce en los procesos productivos de la minería.

Rendimiento de la reacción: porcentaje de producto obtenido en una reacción química.

Rendimiento real: cantidad de producto que se obtiene realmente en una reacción.

Rendimiento teórico: cantidad de producto que se predice por medio de la ecuación balanceada cuando ha reaccionado todo el reactivo limitante.

Respiración celular: proceso por el cual los organismos vivos obtienen energía a partir del oxígeno y la glucosa.

S

Sal: compuesto formado por un metal y un no metal; es iónico: el catión es diferente a H^+ y el anión, distinto a OH^- u O^{2-} .

Sales neutras de oxiácido: compuestos inorgánicos ternarios que resultan de la combinación de un oxiácido con un hidróxido; se producen al sustituir los átomos de hidrógeno de un oxiácido por un elemento metálico; también se llaman oxisales.

Saponificación: proceso químico en la fabricación de jabón.

Símbolo de Lewis: representación de los electrones de valencia de un elemento.

Sistema: parte específica del universo bajo estudio.

Sistema Internacional de Unidades (SI): conjunto de unidades basado en las unidades métricas.

Sólido amorfo: sólido que carece de organización tridimensional regular de sus átomos o moléculas.

Sólido cristalino: sólido que posee un alto grado de orden; sus átomos, moléculas o iones ocupan posiciones específicas.

Soluble: capacidad que tiene una sustancia de disolverse en otra.

Solubilidad: máxima cantidad de soluto que se puede disolver en determinada cantidad de disolvente a una temperatura específica.

Soluto: sustancia presente en menor cantidad en una disolución.

Solvatación: proceso en el cual un ion o una molécula es rodeado por moléculas del disolvente distribuidas de manera específica.

Sublimación: cambio físico en el que una sustancia pasa del estado sólido al gaseoso.

Sustancia: forma de materia que tiene una composición definida o constante (número y clase de unidades básicas presentes) y propiedades que la distinguen.

T

Tabla periódica: distribución tabular de los elementos.

Temperatura y presión estándar (TPE): corresponde a 0 °C y 1 atm.

Teoría: principio unificador que explica un conjunto de hechos y las leyes en que se basan.

Tropósfera: capa de la atmósfera más próxima a la superficie terrestre; contiene aproximadamente el 80 % de la masa total del aire y prácticamente todo el vapor de agua de la atmósfera.

Tóxico: sustancia dañina para la salud y el medioambiente.

U

Unidad de masa atómica (uma): masa exactamente igual a 1/12 partes de la masa de un átomo de carbono-12; es la unidad de medida que se utiliza para expresar las masas atómicas promedio.

V

Valencia: capacidad de combinación de un elemento.

Vaporización: escape de moléculas desde la superficie de un líquido; también llamada evaporación.

Velocidad de reacción: cambio en las concentraciones de reactivos o productos respecto del tiempo.

Vidrio: material ópticamente transparente, que se obtiene de la fusión de materiales inorgánicos, enfriado sin cristalizar.

Volátil: propiedad que tienen algunos compuestos de evaporarse a temperatura ambiente.

Volumen molar: volumen ocupado por un mol de átomos o moléculas en estado gaseoso, medido en las mismas condiciones de temperatura y presión.

- American Chemical Society. (2005). *Química*. Un proyecto de la ACS. Barcelona: Ed. Reverté.
- Atkins, J. y Jones, L. (2012). *Principios de Química*. Los caminos del descubrimiento (5ª ed.). Madrid: Editorial Médica Panamericana.
- Brown, T., LeMay, E., Bursten, B. & Murphy, C. (2008). *Chemistry: the central science* (11ª ed.). EE. UU.: Prentice Hall.
- Chang, R. (2010). *Química*. 10ª edición. México: McGraw-Hill.
- Daub, W. & Seese, W. (2005). *Química* (8ª ed.). México: Pearson Educación.
- Gómez, M., Matesanz, A.I., Sánchez, A. y Souza, P. (2005). *Laboratorio de Química* (2ª Ed.). México: Ed. UAM.
- Petrucci, R.H., Hawood, W.S. (2003). *Química general* (8ª ed.). EE. UU.: Prentice Hall.
- Quiñoá, E., Riguera, R. y Vila, J. (2006). *Nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos*. México: McGraw Hill.
- Reboiras, M.D. (2007). *Química. La ciencia básica*. Problemas resueltos. Madrid: Thomson Eds.
- Sherman, A., Sherman, S. J., y Russikoff, L. (2006). *Conceptos básicos de Química* (7ª ed.). México: CECSA.
- Timberlake, K.C. (2011). *Química. Una introducción a la Química General, Orgánica y Biológica*. Madrid: Pearson Educación S.A.

Páginas webs

- Comisión Nacional de Energía:
www.cne.cl
- Ministerio del Medio Ambiente:
<http://portal.mma.gob.cl/>
- Fundación Terram:
http://www.terram.cl/?option=com_content&task=view&id=2494&Itemid=75
- Servicio Nacional del Consumidor:
www.sernac.cl/consejos/detalle.php?id=1179
- Solociencia:
www.solociencia.com

Texto del estudiante

CIENCIAS NATURALES

Química 1^o

Medio



Edición especial para el
Ministerio de Educación
Prohibida su comercialización