

AAU

AMERICAN ANDRAGOGY
UNIVERSITY

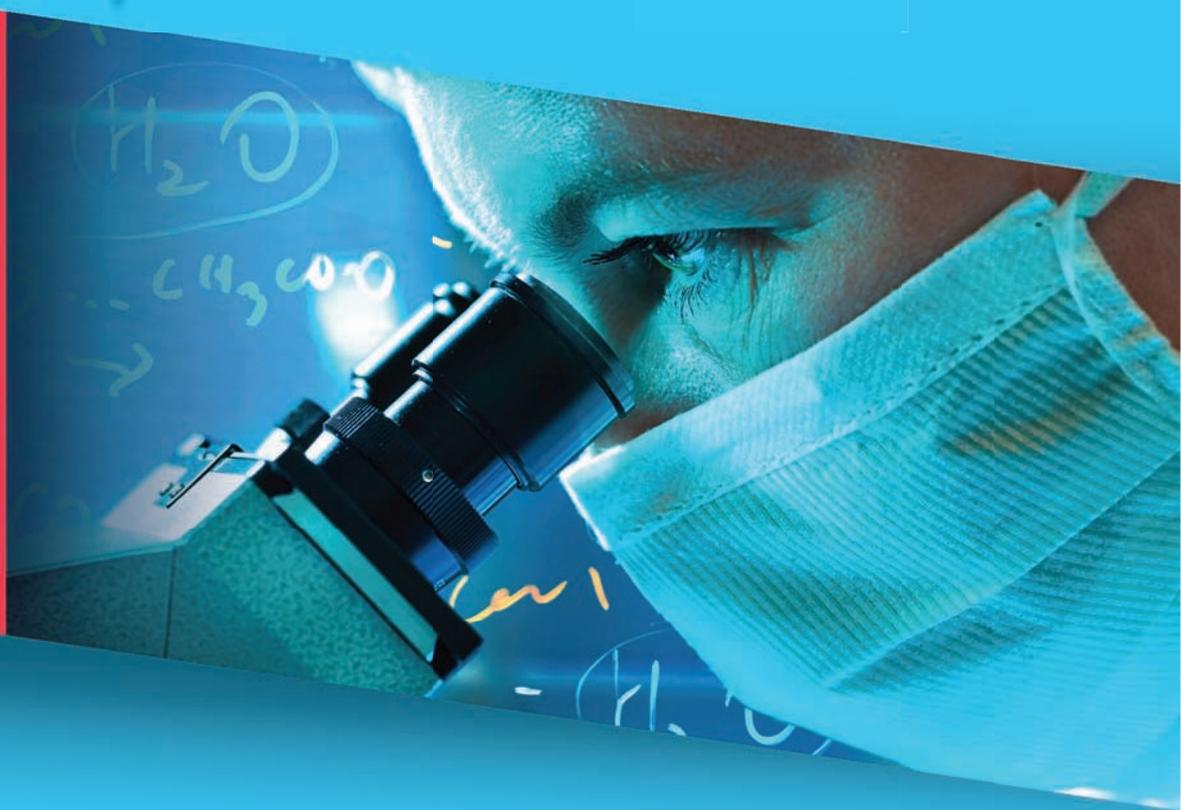


Víctor Manuel Ramírez Regalado

1

Temas selectos de química

DCB Serie integral
por competencias



TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA 1

Serie integral por competencias

Víctor Manuel Ramírez Regalado

primera edición 2016



Contenido

Introducción a la asignatura y a tu libro	VII
Competencias genéricas del Bachillerato General	VIII
Competencias disciplinares extendidas del campo de las ciencias experimentales	IX
Las secciones de la serie	X

1 BLOQUE

Aplicas las leyes de los gases

1.1 Características de los gases y las leyes que los rigen ...	8
Expansibilidad.....	10
Compresibilidad	11
Efusión y difusión	11
Densidad	12
Leyes de los gases ideales.....	12
Ley de Boyle-Mariotte	17
Ley de Charles.....	19
Ley de Gay-Lussac.....	20
Ley combinada de los gases.....	21
Ley de Dalton de las presiones parciales.....	21
Ley de Avogadro.....	23
Ecuación del gas ideal	24

2 BLOQUE

Explicas el estado líquido y sólido de la materia

2.1 Características del estado líquido de la materia.....	40
Propiedades del agua.....	40
Presión de vapor.....	40
Punto de ebullición.....	41
Punto de congelación	41
Tensión superficial	42
Densidad	44
2.2 Características del estado sólido de la materia.....	47
Sustancias amorfas	47
Sustancias cristalinas	48

3 BLOQUE

Explicas la velocidad de reacción y el equilibrio químico

3.1 Velocidad de reacción.....	62
Factores que modifican la velocidad de una reacción...	64
Influencia de la concentración	65
Velocidad y temperatura	67
Catalisis.....	67

3
BLOQUE

Explicas la velocidad de reacción
y el equilibrio químico

3.2	Equilibrio químico	71
	Reversibilidad de las reacciones químicas	71
	Ley de acción de masas y constante de equilibrio.....	72
3.3	Principio de Le Châtelier.....	73
	Factores que modifican el equilibrio químico	73
	Efecto de la concentración	73
	Efecto de la temperatura	73
	Efecto de la presión.....	73

4
BLOQUE

Cuantificas
los cambios energéticos
del entorno

4.1	Características de los sistemas termodinámicos.....	88
	Calor y temperatura	88
	Calor de combustión.....	88
	Sistemas abierto y cerrado	89
	Estados del sistema	90
4.2	Primera y segunda ley de la termodinámica	90
	Primera ley de la termodinámica.....	90
	Entalpía.....	91
	Segunda ley de la termodinámica.....	91
	Tercera ley de la termodinámica	93
	Energía libre de Gibbs.....	93
4.3	Ley de Hess.....	95
	Ecuaciones termodinámicas	97
	Cálculos termodinámicos.....	97

	Glosario	106
	Bibliografía.....	109
	Direcciones electrónicas.....	110

Introducción

a la asignatura y a tu libro

TEMAS SELECTOS DE QUÍMICA 1

Víctor Manuel Ramírez Regalado

Temas selectos de química 1, primera edición, pertenece a la Serie Integral por competencias del Grupo Editorial Patria y está completamente apegado a los contenidos correspondientes. Perteneció al campo disciplinar de las Ciencias Experimentales, el cual está orientado a que los alumnos conozcan y apliquen métodos y procedimientos para la resolución de problemas. En este libro se encuentran las competencias genéricas y disciplinares básicas relativas a esta asignatura, integradas en bloques para el logro del aprendizaje. Algunas de estas competencias disciplinares son: Valora de forma crítica y responsable de los beneficios y riesgos que trae consigo el desarrollo de la ciencia y la aplicación de la tecnología en un contexto histórico-social, para dar solución a problemas, Diseña prototipos o modelos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos, hechos o fenómenos relacionados con las ciencias experimentales. También Resuelve problemas establecidos, simulados o reales de su entorno, utilizando esta ciencia experimental para la comprensión y mejora del mismo. Curricularmente esta obra permite el trabajo interdisciplinario con Química 1 y 2, Matemáticas 1, Ética y Valores, Informática 1, Física 1 y 2, Biología 1 y 2, Temas Selectos de Física 1 y 2, así como Ecología y Medio Ambiente. La distribución de los bloques es la siguiente:

En el bloque 1 *Aplicas las leyes de los gases*, se estudian las propiedades y características que poseen los gases partiendo de la Teoría Cinética Molecular, relacionándolas con su vida cotidiana y aplica las leyes que rigen a los gases al conocer el comportamiento de sus variables en situaciones reales o hipotéticas.

En el bloque 2 *Explicas el estado líquido y sólido de la materia*, se analizan las propiedades y características de los líquidos en fenómenos de su entorno y se comparan los distintos cuerpos o sustancias amorfas y cristalinas en función de sus características, partiendo de las propiedades físicas que presentan.

En el bloque 3 *Explicas la velocidad de reacción y el equilibrio químico*, se estudia la velocidad de una reacción, considerando la teoría de las colisiones junto con sus diversos factores que la modifican y se explica el equilibrio químico al conocer la reversibilidad de las reacciones, así como la ley de acción de masas y el principio de Le Châtelier aplicado a ejemplos cotidianos.

En el bloque 4 *Cuantificas los cambios energéticos del entorno*, se estudian las características de los sistemas termodinámicos en función de su estado y proceso, se explica la primera ley de la termodinámica tomando en cuenta la energía interna, la entalpía de reacción y los tipos de reacciones químicas, para finalmente resolver problemas relacionados con esta ley aplicando la Ley de Hess, la entropía y la energía libre de Gibbs en procesos industriales, biológicos y ambientales.

La presentación de esta obra continúa con la misma estructura de los libros de Química 1 y Química 2 de la Dirección General del Bachillerato, es decir, presenta las siguientes secciones: Al inicio de cada bloque aparecen: Objetos de aprendizaje, las competencias a desarrollar, los desempeños por alcanzar y la evaluación diagnóstica ¿Qué sabes hacer ahora?

Enseguida viene una situación didáctica, que plantea un problema, resolver un problema, realizar un experimento, un proyecto, una investigación, etc., que permita que adquieras un conocimiento y competencias personales o grupales, a través de un reto, con sus correspondientes componentes: Secuencia didáctica y Rúbrica.

El libro contiene una amplia variedad de ejercicios para consolidar los conocimientos adquiridos en situaciones reales o hipotéticas. Asimismo, incluye actividades experimentales suficientes para que logres los aprendizajes, mediante experimentos en laboratorios o talleres.

Tu libro cuenta también con glosario, bibliografía, direcciones electrónicas, líneas de tiempo, diagramas, mapas conceptuales, además de atractivas imágenes y otras muchas secciones y herramientas que te resultarán muy útiles que completarán tu aprendizaje: Aplica lo que sabes, Actividad de aprendizaje, Para tu reflexión.

También consta de instrumentos de evaluación: Lista de cotejo, Portafolio de evidencias, Rúbrica, Guía de observación, Autoevaluación, etcétera.

Además, al haber elegido este libro tienes acceso a nuestro sitio web, donde encontrarás material extra como videos, animaciones, audios y documentos que ampliarán tu conocimiento.

Este libro te acompañará a lo largo del semestre en los diversos temas que aborda el fascinante estudio del mundo de la Química. Deseo que logres obtener el mayor beneficio y éxito académico.

Víctor Manuel Ramírez Regalado

Competencias genéricas del Bachillerato General

Las competencias genéricas son aquellas que todos los bachilleres deben estar en capacidad de desempeñar, y les permitirán a los estudiantes comprender su entorno (local, regional, nacional o internacional) e influir en él, contar con herramientas básicas para

continuar aprendiendo a lo largo de la vida, y practicar una convivencia adecuada en sus ámbitos social, profesional, familiar, etc., Estas competencias junto con las disciplinares básicas constituyen el Perfil del Egresado del Sistema Nacional de Bachillerato.

A continuación se enlistan las competencias genéricas:

1. Se conoce y valora a sí mismo y aborda problemas y retos teniendo en cuenta los objetivos que persigue.
2. Es sensible al arte y participa en la apreciación e interpretación de sus expresiones en distintos géneros.
3. Elige y practica estilos de vida saludables.
4. Escucha, interpreta y emite mensajes pertinentes en distintos contextos mediante la utilización de medios, códigos y herramientas apropiados.
5. Desarrolla innovaciones y propone soluciones a problemas a partir de métodos establecidos.
6. Sustenta una postura personal sobre temas de interés y relevancia general, considerando otros puntos de vista de manera crítica y reflexiva.
7. Aprende por iniciativa e interés propio a lo largo de la vida.
8. Participa y colabora de manera efectiva en equipos diversos.
9. Participa con una conciencia cívica y ética en la vida de su comunidad, región, México y el mundo.
10. Mantiene una actitud respetuosa hacia la interculturalidad y la diversidad de creencias, valores, ideas y prácticas sociales.
11. Contribuye al desarrollo sustentable de manera crítica, con acciones responsables.

Competencias disciplinares extendidas del campo de las ciencias experimentales

Competencias disciplinares extendidas	Bloques de aprendizaje			
	1	2	3	4
1. Valora de forma crítica y responsable los beneficios y riesgos que trae consigo el desarrollo de la ciencia y la aplicación de la tecnología en un contexto histórico-social, para dar solución a problemas.	X			X
2. Evalúa las implicaciones del uso de la ciencia y la tecnología, así como los fenómenos relacionados con el origen, continuidad y transformación de la naturaleza para establecer acciones a fin de preservarla en todas sus manifestaciones.			X	
3. Aplica los avances científicos y tecnológicos en el mejoramiento de las condiciones de su entorno social.				
4. Evalúa los factores y elementos de riesgo físico, químico y biológico presentes en la naturaleza que alteran la calidad de vida de una población para proponer medidas preventivas.			X	
5. Aplica la metodología apropiada en la realización de proyectos interdisciplinarios atendiendo problemas relacionados con las ciencias experimentales.				
6. Utiliza herramientas y equipos especializados en la búsqueda, selección, análisis y síntesis para la divulgación de la información científica que contribuya a su formación académica.	X	X	X	X
7. Diseña prototipos o modelos para resolver problemas, satisfacer necesidades o demostrar principios científicos, hechos o fenómenos relacionados con las ciencias experimentales.				
8. Confronta las ideas preconcebidas acerca de los fenómenos naturales con el conocimiento científico para explicar y adquirir nuevos conocimientos.	X	X	X	X
9. Valora el papel fundamental del ser humano como agente modificador de su medio natural proponiendo alternativas que respondan a las necesidades del hombre y la sociedad, cuidando el entorno.				
10. Resuelve problemas establecidos o reales de su entorno, utilizando las ciencias experimentales para la comprensión y mejora del mismo.	X		X	X
11. Propone y ejecuta acciones comunitarias hacia la protección del medio y la biodiversidad para la preservación del equilibrio ecológico.				
12. Propone estrategias de solución, preventivas y correctivas, a problemas relacionados con la salud, a nivel personal y social, para favorecer el desarrollo de su comunidad.				
13. Valora las implicaciones en su proyecto de vida al asumir de manera asertiva el ejercicio de su sexualidad, promoviendo la equidad de género y el respeto a la diversidad.				
14. Analiza y aplica el conocimiento sobre la función de los nutrientes en los procesos metabólicos que se realizan en los seres vivos para mejorar su calidad de vida.				X
15. Analiza la composición, cambios e interdependencia entre la materia y la energía en los fenómenos naturales, para el uso racional de los recursos de su entorno.		X		X
16. Aplica medidas de seguridad para prevenir accidentes en su entorno y/o para enfrentar desastres naturales que afecten su vida cotidiana.				
17. Aplica normas de seguridad para disminuir riesgos y daños a sí mismo y a la naturaleza, en el uso y manejo de sustancias, instrumentos y equipos en cualquier contexto.	X	X	X	X

Las secciones de la serie

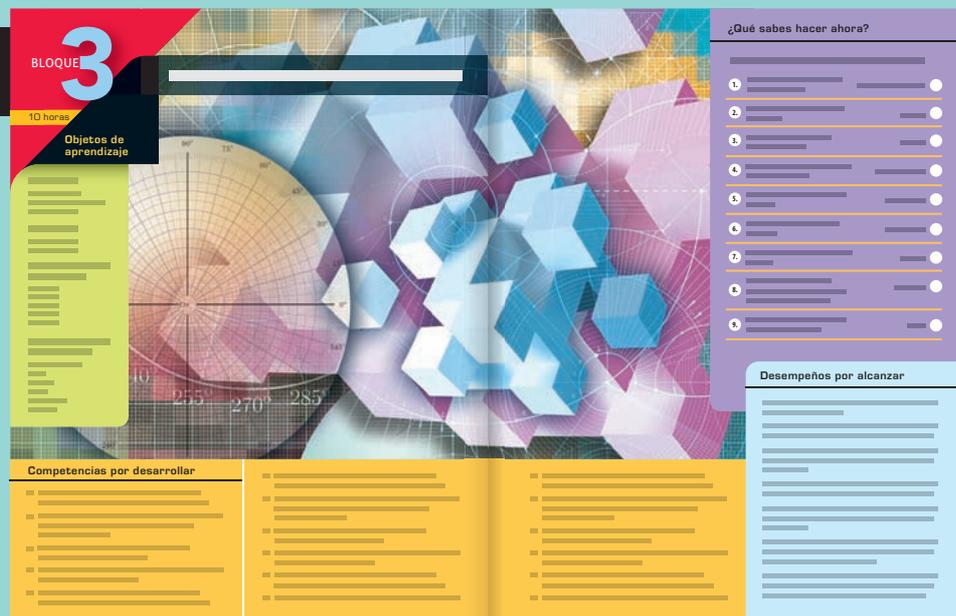
Al inicio del bloque

Objetos de aprendizaje

En los objetos de aprendizaje encontrarás los contenidos estructurados, integrados y contextualizados con una secuencia lógica y disciplinar.

Competencias por desarrollar

Se trata de un conjunto de competencias disciplinares por lograr en cada bloque, mismas que te permiten demostrar la capacidad que tienes para aplicar tus conocimientos en situaciones de la vida personal o social.



Desempeños por alcanzar

Éstos son los que se espera que logres al finalizar cada bloque.

¿Qué sabes hacer ahora?

Esta sección es una propuesta de evaluación diagnóstica.



Situación didáctica ¿Cómo lo resolverías?

Al inicio de cada bloque encontrarás una situación por resolver que posibilitará que adquieras un conocimiento y desarrolles tus competencias a través de un reto.

Secuencia didáctica ¿Qué tienes que hacer?

Es una guía útil que plantea una serie de pasos para que organices las actividades que vayas a realizar de manera individual o en equipo. Esta metodología describe los procesos y etapas para obtener éxitos o resultados al resolver un problema, realizar un experimento, un proyecto, etcétera.

Rúbrica ¿Cómo sabes que lo hiciste bien?

Te posibilita valorar de manera práctica y concreta los desempeños, actitudes, procedimientos y conocimientos adquiridos y los que necesitas reforzar.

Características constantes a lo largo de los bloques de la serie

Notarás que en algunos temas importantes aparecen una serie de iconos acompañando a los títulos; éstos te indican la existencia de materiales auxiliares para tu aprendizaje, los cuales puedes consultar o descargar de SALI, el sitio que Editorial Patria ha desarrollado para ti.



Portafolio de evidencias

A lo largo del texto encontrarás diferentes sugerencias y actividades que, una vez realizadas, te permitirán construir un gran número de evidencias, algunas escritas, otras a través de la exposición de temas o presentación de productos.

Recursos en línea



Videos para reforzar temas difíciles



Documentos adicionales para impresión



Audios para reforzar temas y pronunciación

Recursos docentes



Guías para el docente



Estrategias docentes

Actividad de aprendizaje

A lo largo del libro encontrarás diferentes actividades de aprendizaje, que buscan reforzar los conocimientos y competencias adquiridas.

Uso de TIC

Constituyen un incentivo para utilizar los recursos tecnológicos, con la finalidad de construir aprendizaje significativo.



Aplica lo que sabes

Actividades para que apliques tus conocimientos en situaciones de la vida diaria y analices problemáticas de tu comunidad y el mundo en general, y a la vez reflexiones sobre propuestas así como mejoras.

Para tu reflexión

Interesantes lecturas adicionales, útiles notas informativas y datos importantes que te permiten reflexionar y visualizar diferentes perspectivas de una misma situación, así como contextualizar fenómenos y hechos.

Talleres y actividades experimentales

Brindan experiencias de aprendizaje, además de estimular y fomentar el aprendizaje cooperativo durante el trabajo en equipo.

Ejercicios

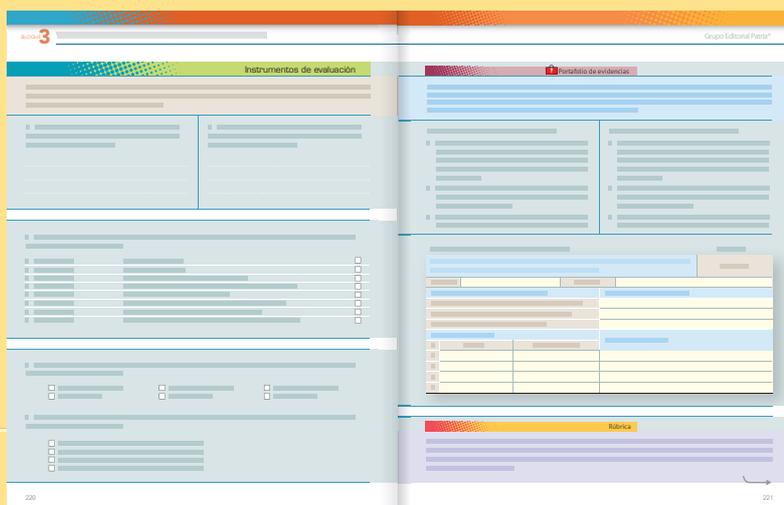
Consolidan los conocimientos y propician seguridad y destreza durante el aprendizaje.

Ejemplos

Los ejemplos tienen la finalidad de propiciar y facilitar tu aprendizaje.

- Líneas de tiempo
- Esquemas
- Mapas conceptuales
- Organizadores gráficos
- Tablas

Al final del bloque



Instrumentos de evaluación

Son un conjunto de acciones y propuestas que te permitirán hacer una recolección, sistematización y análisis de los desempeños y logros obtenidos a través del trabajo que realices durante cada bloque. Éstos, junto con el portafolio de evidencias, te ayudarán a obtener mejores resultados en las prácticas de evaluación que realice tu profesor.

Portafolio de evidencias

Encontrarás un modelo para que integres un portafolio de evidencias que te posibilite reunir los productos que indique tu profesor.

- Cuestionarios
- Rúbricas
- Listas de cotejo
- Guías de observación

En las páginas finales del libro

Para los estudiantes que desean saber más se agrega una breve **bibliografía** y **direcciones electrónicas** recomendadas, que tienen como finalidad fortalecer el autoaprendizaje. También se incluye un **glosario** de términos básicos, para utilizar de manera apropiada los conceptos propios de cada materia.

BLOQUE

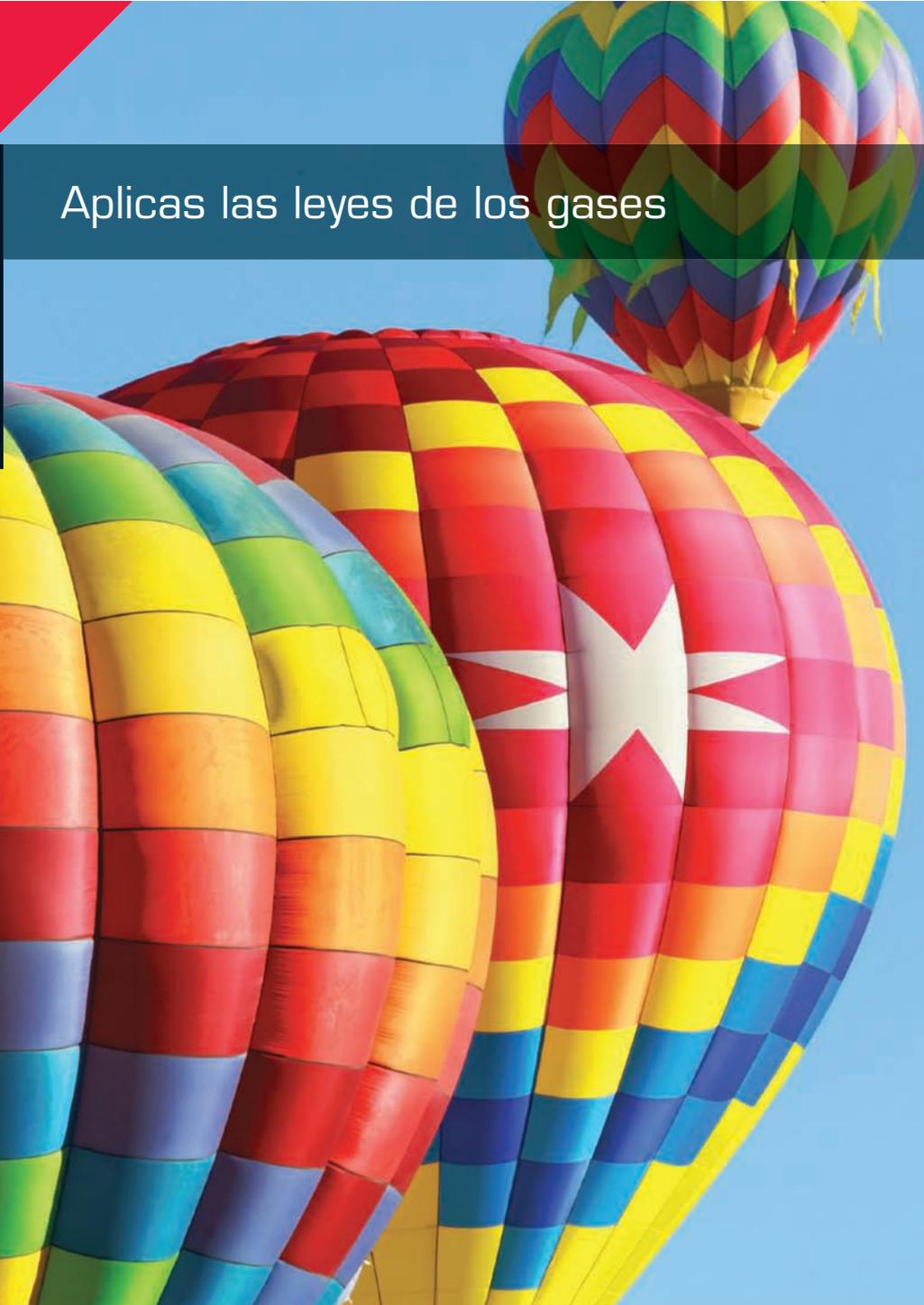


Aplicas las leyes de los gases

12 horas

Objetos de aprendizaje

1.1 Características de los gases y las leyes que los rigen



Competencias a desarrollar

- Reconoce la utilidad de los modelos para demostrar las leyes de los gases.
- Comprende las características y propiedades de los gases en fenómenos que participan en la naturaleza.
- Resuelve problemas establecidos o reales de su entorno en relación a los conocimientos obtenidos de los gases.

- Utiliza herramientas y equipo especializado en la búsqueda, selección, análisis y síntesis para la divulgación de la información científica que contribuye a su formación académica.
- Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias e instrumentos de laboratorio para evitar daños y disminuir riesgos en las actividades experimentales.



Desempeños por alcanzar

- Identifica las características de los gases y las relaciona con situaciones de su vida cotidiana.
- Aplica las leyes generales de los gases al conocer el comportamiento de las variables que los rigen y las relaciona con situaciones hipotéticas o reales en su vida cotidiana.

¿Qué sabes hacer ahora?

Contesta brevemente cada una de las siguientes cuestiones:

1. Escribe tres propiedades físicas del aire:

2. Escribe tres propiedades químicas del aire:

3. ¿Qué es un gas ideal?

4. ¿Qué es un gas real?

5. ¿Cuál es la diferencia entre masa y peso de una sustancia?

6. ¿Cómo se define la compresibilidad de un gas?

7. ¿Cuál es la diferencia entre difusión y efusión de un gas?

8. Define la ley de Boyle-Mariotte y escribe la ecuación matemática que la representa.

9. Define la ley de Charles y escribe la ecuación matemática que la representa.

10. Define la ley de Gay-Lussac y escribe la ecuación matemática que la representa.

11. Define la ley de los gases ideales y escribe la ecuación matemática que la representa.

12. Define la ley de Dalton de las presiones parciales y escribe la ecuación matemática que la representa.

Resuelve los siguientes problemas de gases:

1. Un volumen de 50 L de oxígeno gas, se calienta desde 23 °C a hasta 25 °C, manteniendo la presión constante. ¿Cuál es el volumen final de este gas al aumentar la temperatura?
2. ¿Cuál es el volumen de 30.8 g de $\text{CO}_{2(g)}$ a condiciones estándar de temperatura y presión? La masa molar del CO_2 es de 44.01 g.
3. El gas de hidrógeno, $\text{H}_{2(g)}$, tiene un volumen de 455 L a 20 °C (293 K) y 755 mmHg. ¿Cuál será su volumen a 100 °C (373 K) y 565 mmHg?
4. ¿Cuál es el volumen de 110 g de $\text{CO}_{2(g)}$ a condiciones normales de temperatura y presión (273 K y 1 atm). La masa molar del CO_2 , es de 44.01 g.



Situación didáctica

¿Cómo lo resolverías?

¿Cómo tener un mantenimiento adecuado de las llantas de un automóvil?

Para contestar esta pregunta, es necesario realizar el siguiente procedimiento:

Formen un equipo de cuatro o cinco personas y entrevisten a unas 10 personas escogidas al azar sobre el tema del inflado adecuado de las llantas. Anota las respuestas que te proporcionen. Puedes utilizar las siguientes preguntas para la entrevista:

1. ¿Cómo determina a cuántas libras de presión deben ser infladas las llantas de su auto?
2. ¿Es mejor inflarlas con gas nitrógeno que con aire? ¿Por qué?
3. ¿Qué sucede cuando maneja su auto con las llantas bajas?
4. ¿Qué sucede cuando maneja su auto cuando las llantas están sobrepasadas de gas?
5. ¿El clima de la región donde vive influye en el desgaste de sus llantas?

6. ¿Cuándo se desgasta una llanta prefiere comprar una nueva o una usada? ¿Por qué?
7. ¿Las llanta actuales tienen la misma durabilidad que las de hace cinco años?
8. ¿Sabe leer las especificaciones que vienen marcadas en la llanta?
9. ¿Se puede determinar a simple vista si a una llanta le falta aire?
10. ¿Tienen la misma durabilidad las llantas radiales que las estándar?
11. ¿Se puede utilizar otro gas diferente del aire, o del nitrógeno?

Antes de realizar la entrevista, cada equipo deberá practicarla con uno de sus miembros. Esto proporcionará información actual que podrá compararse y te ayudará a mejorar tus habilidades como entrevistador.



Secuencia didáctica

¿Qué tienes que hacer?

Trabajo individual

- Haz una investigación, utilizando las respuestas de las preguntas anteriores.

Trabajo por equipos

- Cada miembro del equipo presenta los resultados de su investigación de manera que todos definan un concepto propio sobre el mantenimiento adecuado de las llantas. Guarda tu investigación en el portafolio de evidencias.

- El equipo hará una presentación de los resultados de esta investigación.

Evidencias a recopilar

- Cómo se toma la lectura correcta de las características de una llanta.
- Cómo se logra el mantenimiento adecuado de una llanta.
- Dibuja una llanta con su tarjeta de información para su adecuado mantenimiento y guárdala en tu portafolio de evidencias.



Rúbrica

¿Cómo sabes que lo hiciste bien?

Con el propósito de revisar si adquiriste los conocimientos del bloque, pregúntate lo siguiente:

- Con la dirección del profesor organicen un debate sobre las ventajas modernas en tecnología respecto a la fabricación y mantenimiento de las llantas actuales.

- Utilizando las tecnologías de la información y la comunicación, contesta las preguntas siguientes:

1. ¿En qué unidades de presión se mide el inflado de las llantas?
2. ¿Cómo se logra el rendimiento óptimo de las llantas?

3. ¿Las llantas traseras soportan mayor peso que las delanteras?
4. ¿La marca comercial influye en la calidad de las llantas?
5. ¿Es peligroso manejar con llantas sin la presión adecuada de inflado?
6. Cuando están infladas de más, ¿las llantas son más propensas a cortarse, pincharse o dañarse con un impacto repentino?
7. Cuando las llantas tienen poco aire, ¿se acumula demasiado calor y se producen daños estructurales internos?
8. ¿Qué características químicas tiene el gas de nitrógeno?
9. ¿Las llantas soportan el peso del auto?
10. ¿Qué beneficios se tiene al llenar con nitrógeno las llantas?

Autoevaluación

Con el propósito de revisar si adquiriste los conocimientos del bloque, pregúntate lo siguiente:

- ¿Leí todo el contenido del bloque?
- ¿Cuándo lo hice comprendí todas las palabras? Si no lo hice, ¿busqué el significado de las palabras que no entendí? ¿Volví a releer el texto hasta que lo entendí?
- ¿Puedo distinguir entre la diferencia de llenar las llantas con aire, que con nitrógeno?
- ¿Puedo ayudar a tener un mantenimiento adecuado de las llantas del automóvil de la familia?



Portafolio de evidencias

Pasos para hacer el portafolio de evidencias

1. En una computadora crea una carpeta con el nombre **Temas selectos de química 1**.
2. Crea un archivo en un procesador de textos con **tu nombre _Aplicas las leyes de los gases**.
3. Crea dentro de la carpeta **Aplicas las leyes de los gases** otra carpeta con **tu nombre _Bloque 1**.
4. Dentro de la carpeta **Bloque 1** guarda las evidencias que indique tu profesor.
5. Envía los archivos por correo electrónico a tu profesor.

Introducción

Los griegos no aceptaban la noción de vacío y por tanto no creían que el espacio que hay entre la Tierra y el cielo estuviera libre de sustancias. Ya que en las diferentes altitudes habitadas por el hombre había aire, parecía razonable suponer que también hubiese oxígeno más arriba. Quizá este razonamiento llevó a Anaxímenes de Mileto a la conclusión, hacia el año 570 a.C., de que el **aire** era el elemento constituyente del universo, y quizá por eso pensó que éste se comprimía al acercarse al centro del planeta, formando así sustancias más densas, como el agua y la tierra.

Mezcla homogénea indispensable para la vida

Ahora sabemos que una mezcla de varios elementos y compuestos conforman la atmósfera, esa capa de aire que rodea a la Tierra. La palabra atmósfera proviene del griego *atmos*, aire, y *sphaira*, esfera. Para que tengas una idea de qué tan importante es la atmósfera terrestre para el hombre, piensa que la Luna, aunque incomparablemente bella, carece de aire; Mercurio es desolador desde los primeros kilómetros de altura; Venus tiene una atmósfera abrasadora e inhóspita, y los científicos ya nos han proporcionado un acercamiento fotográfico del sofocante Júpiter.

Hoy el hombre sigue buscando un lugar en el espacio que pueda servirle como hogar en caso de un drástico aumento de la pobla-



Figura 1.1

Los planetas se transformaron hace unos 4 500 millones de años. Son astros que giran alrededor del Sol. No tienen luz propia, sino que reflejan la luz solar y cada planeta tiene su propia atmósfera.

ción mundial. Debido a que no sabemos cuál será el resultado de esa búsqueda, tenemos que darnos cuenta de que la Tierra es una pequeña isla verde y azul suspendida en la inmensidad del espacio. Es nuestra isla y, por ello, debemos prodigarle los cuidados necesarios para mantenerla habitable, pues es el único sitio que tenemos para vivir.

Ahora bien, como el aire para nosotros es tan familiar y desconocido al mismo tiempo, es difícil considerarlo como materia; pero lo es. Todos los gases, incluido el aire, tienen masa y ocupan espacio; además, como otras formas de materia, se rigen por ciertas leyes físicas.

El aire tiene las siguientes propiedades físicas y químicas:

Propiedades físicas del aire

- Su densidad es menor que la del agua.
- Tiene volumen definido (debido a que forma parte de la troposfera, región que comprende aproximadamente 12 km de altura).
- No se presenta en el vacío.
- Es incoloro, inodoro e insípido.



Figura 1.2

La Tierra está protegida por la atmósfera, una capa gaseosa muy importante para los seres que habitamos en este hermoso planeta.

Propiedades químicas del aire

- Está compuesto por varias sustancias: nitrógeno (78% en volumen), oxígeno (21% en volumen) y el restante 1% está formado por muchos gases de vital importancia para nosotros, entre ellos el dióxido de carbono (CO_2) y el vapor de agua.
- A bajas temperaturas, el aire se cristaliza o se puede congelar.

Composición del aire (en porcentaje de N_2 , O_2 , CO_2 , Ar y H_2O)

El aire limpio y puro forma una capa de aproximadamente 5 000 billones de toneladas que rodea a la Tierra. Su composición es la siguiente:

Cuadro 1.1 Concentración de diversos componentes de la atmósfera		
Componente	Símbolo	Concentración aproximada en % en volumen
Nitrógeno	N ₂	78.03
Oxígeno	O ₂	20.99
Dióxido de carbono	CO ₂	0.03
Argón	Ar	0.94
Neón	Ne	0.00123
Helio	He	0.0004
Criptón	Kr	0.00005
Xenón	Xe	0.000006
Hidrógeno	H ₂	0.01
Metano	CH ₄	0.0002
Óxido nitroso	N ₂ O	0.00005
Vapor de agua	H ₂ O	variable
Ozono	O ₃	variable
Partículas		variable

1.1 Características de los gases y las leyes que los rigen

Peso

El aire pesa porque tiene masa. Cualquier cantidad de algo tiene masa, y la masa es atraída por la Tierra, de acuerdo con la ley de la gravitación de Newton. Esa fuerza de atracción es lo que llamamos **peso**. Nuestras básculas de baño miden el peso con un pequeño muelle calibrado que se contrae de manera proporcional a esa fuerza.

En situaciones normales, en reposo, el peso es:

$$\text{peso} = \text{masa} \times \text{gravedad}$$

La gravedad en la superficie del planeta Tierra es de 9.8 m/s² y este número es siempre el mismo y depende de la masa de nuestro planeta. Así, nuestro peso en la báscula es el resultado de:

$$\text{peso} = \text{masa} \times 9.8 \text{ m/s}^2$$

Masa

Ya sabemos que si algo se puede pesar es porque tiene masa; dicho de otra forma, la masa es cualquier cantidad de algo que es posible



Figura 1.3

Peso, ¿por qué no hablamos de peso en lugar de masa? Al pesarnos, la balanza mide nuestro peso; es decir, indica los kilogramos de masa que tenemos y así saber si estamos en nuestro peso ideal.

pesar: 1 kg de naranjas, un globo lleno de aire, un armario, etcétera. En realidad, *la masa es la medida de la inercia de un cuerpo*. Es la resistencia a iniciar movimientos o detenerlos.

En el desarrollo histórico de la química, los gases han tenido gran importancia y han proporcionado una clave tanto para los proble-

Para tu reflexión

¿Por qué los aviones vuelan?

Los aviones vuelan porque sus alas generan una fuerza que contrarresta la gravedad. Esa fuerza se llama sustentación y para un avión en concreto depende de la densidad del aire y de la velocidad de la nave. Cuanto más denso sea el aire, menos velocidad necesita el avión para compensar su peso.



mas químicos como para los físicos. En efecto, las investigaciones de los gases fueron un aspecto fundamental para el desarrollo de la teoría atómica. Los gases se desplazan con facilidad, a este movimiento se deben algunas propiedades interesantes como las siguientes.

Propiedades físicas

- Se expanden de manera uniforme. Ocupan el volumen total del recipiente que los contiene.



Figura 1.4
Al inflar el balón con aire, botará adecuadamente.

Uso de TIC

Consulta la página: www.Ehomeespanol.com

Tema: Aplicaciones de las leyes de los gases. ¿Cómo funciona un globo aerostático? ¿Cómo se origina una explosión? Elabora un reporte de tus respuestas y envíalo a tu profesor.

TIC: Elabora un mapa conceptual sobre el tema de gases.

Contesta las siguientes preguntas sobre la contaminación ambiental en nuestro país y principalmente en las ciudades siguientes: Ciudad de México, Monterrey, Guadalajara, Nezahualcóyotl y Ecatepec. ¿Cuáles contaminantes del medio ambiente producen efectos negativos en la salud de los habitantes de dichas ciudades? ¿Cuáles son sus principales fuentes de contaminación? Menciona cinco estrategias que puedan poner en práctica en la familia, escuela y comunidad para evitar el consumismo y preservar el medio ambiente.

Reporta tu trabajo vía correo electrónico a tu profesor.

- Se difunden con facilidad.
- Se desplazan hacia puntos o lugares de presión menor.
- Ejercen una presión sobre las paredes del recipiente que los contiene.
- La presión aumenta con la temperatura si el gas está contenido en un recipiente cerrado.
- La densidad de los gases es menor comparada con la de los sólidos y los líquidos.

Muchos de nosotros conocemos diversos gases, sus características y propiedades. Por ejemplo, si dejamos un balón de basquetbol en el patio de la casa a la intemperie, éste botará bien cuando hay sol y en la noche se contraerá, debido a que el aire contenido en el balón se calienta o enfría, lo cual provoca que las moléculas se expandan o se contraigan. Para lograr que un globo aerostático se eleve se necesita calentar el aire, además de controlar la temperatura y la densidad del gas dentro del globo. Una vez en el aire, deben considerarse los cambios de la presión atmosférica para evitar que el globo estalle. ¿Qué factores afectan la presión de un gas? ¿Cómo afecta el cambio de temperatura el volumen del gas?

Gas ideal

El tamaño de una molécula gaseosa es insignificante cuando se compara con la distancia entre las moléculas. Por tanto, suponemos que las partículas de un gas no se atraen entre sí. Se llaman **puntos con masa**, ya que se considera que no tienen volumen ni diámetro.



Figura 1.5
Al calentar el aire dentro del globo, éste pesará menos que el aire exterior y, por tanto, recibirá una fuerza de empuje hacia arriba que hará ascender el globo aerostático.

Un gas compuesto de puntos con masa no existe realmente. Este gas imaginario, compuesto de moléculas con masa, pero sin volumen y sin atracción recíproca se llama un **gas ideal**.

También se conocen como *gases ideales aquellos que trabajan a presiones cercanas a la atmosférica*. La cantidad de partículas gaseosas en un volumen de gas depende de la presión y de la temperatura del gas. Por tanto, cuando hablamos de cantidades de gas, es necesario especificar, no solamente el volumen, sino también la presión y la temperatura. Los científicos han acordado establecer 0 °C y 1 atmósfera como las condiciones estándar o normales de temperatura y presión (TPN), para poder comparar volúmenes de gases.

Gas real

De acuerdo con la teoría cinético-molecular, las moléculas gaseosas no tienen volumen y no se atraen entre sí. Estas suposiciones son ciertas sólo para los gases ideales. Sin embargo, no todos los gases se comportan idealmente, éstos se llaman gases reales y a presiones bajas las moléculas se comportan en una forma parecida a la de las moléculas de los gases ideales.

A presiones bajas, las moléculas de los gases ideales y de los gases reales están muy separadas. El volumen ocupado por las moléculas es pequeño, si se compara con el volumen total del gas. La mayor parte del volumen total es espacio vacío. Al aumentar la presión, se obliga a las moléculas gaseosas a estar más cerca unas de otras. Las moléculas del gas ideal aún se mantienen relativamente separadas, pero las del gas real empiezan a ocupar una porción significativa del volumen total. Un aumento aún mayor en la presión no siempre causa la disminución esperada en el volumen. Si se logra que las moléculas vayan más despacio, se sentirá el efecto de las fuerzas de Van der Waals (es decir, las fuerzas atractivas o repulsivas entre moléculas).

Para la mayor parte de los gases comunes, las leyes de los gases ideales tienen una precisión de 1% a temperaturas y presiones normales del laboratorio. Por conveniencia, suponemos que estos gases tienen propiedades de gases ideales. En general, mientras más

baja la temperatura crítica de un gas, mejor obedece éste las leyes de los gases ideales. De acuerdo con el cuadro 1.2 el gas helio (He) es el que más se acerca a este comportamiento.

Los gases reales tienen una propiedad que depende de las fuerzas de atracción que existen entre las moléculas. Si un gas altamente comprimido escapa a través de una pequeña abertura, disminuye su temperatura. Este fenómeno se conoce como el *Efecto de Joule-Thomson*, en reconocimiento a los dos científicos que hicieron las primeras investigaciones acerca de este tema. Para poder expandirse, las moléculas de un gas deben hacer algún trabajo para sobreponer las fuerzas de atracción que existen entre ellas. La energía utilizada para hacer este trabajo proviene de su energía cinética. A medida que su energía cinética disminuye, la temperatura baja.

Como se ha mencionado en este tema, a presiones relativamente bajas y temperaturas altas el comportamiento PVT (presión, volumen y temperatura) de la mayoría de los gases puede representarse con precisión, mediante la ecuación de los gases ideales. Esta ecuación se justifica, en muchas aplicaciones, porque la divergencia respecto del comportamiento ideal no es muy grande. Cuando se necesitan cálculos más precisos deben evitarse tales discrepancias.

Expansibilidad

Es aquella propiedad que tienen los gases de aumentar su volumen, lo cual ocurre cuando se calientan, debido a que la velocidad promedio de sus partículas es mayor y los choques intermoleculares aumentan, dando por resultado que todo él aumente su volumen. Por ejemplo, en los motores de los vehículos ocurre miles de veces la expansión, cuando al entrar el combustible (gasolina o diésel, por lo general) en los cilindros o pistones se produce un desplazamiento continuo por la acción de la chispa sobre el combustible gasificado, provocando el desplazamiento o expansión del émbolo muchas veces, lo cual transforma la liberación de calor en movimiento mecánico, y gracias a este movimiento y otras uniones automotrices como el cigüeñal, la transmisión, la dirección, la suspensión, etc., nos transportamos.

Cuadro 1.2 Temperaturas críticas*

Gas	TC (K)	Gas	TC (K)
He	5.19	CO ₂	304.4
H ₂	33.2	SO ₂	430.6
N ₂	126.0	Vapor de H ₂ O	647.3
O ₂	154.2		

* La temperatura crítica es la temperatura sobre la cual, sin importar la presión aplicada, un gas no se licua.

Este trabajo permite el intercambio de energía cuando el sistema realiza un cambio de volumen, lo cual ocurre más fácilmente en sistemas gaseosos. En nuestro entorno cotidiano, los vientos, huracanes, tornados, etc., se presentan de una manera que los vemos como destructores de la naturaleza, y hay pocas investigaciones para utilizar la energía que posee en beneficio para el hombre.

Compresibilidad

Es aquella propiedad que tienen los gases de disminuir su volumen, a diferencia de los sólidos que no se pueden comprimir y los líquidos que lo hacen pero en una pequeña proporción, casi imperceptible. Las moléculas de los gases, al ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene, se encuentran muy separadas unas de otras, poseen poca fuerza de cohesión, por lo que al aumentar la presión sobre el sistema gaseoso, el volumen de este sistema disminuye hasta el grado de poder cambiar al estado líquido.

Debe quedar bien establecido que un gas tiende a ocupar un volumen máximo. De esta manera debemos suponer que a medida que disminuye el volumen de un gas se incrementa la velocidad con que las partículas chocan.

Por el contrario, si el espacio tiende a ser mayor, los choques de las moléculas son pequeños. Para comprender este hecho realizamos el siguiente proceso: tomamos la mitad del gas y obstruimos la salida del gas por el pivote de la jeringa o con un tapón de hule. Enseguida hacemos presión sobre el émbolo y observemos cuánto ha disminuido el volumen del gas contenido en la jeringa.

A este fenómeno se llama compresión, es decir que al ejercer mayor presión sobre las moléculas del gas se reduce el espacio entre ellas, y por tanto, disminuye su volumen. De este fenómeno podemos concluir que el volumen varía en forma inversa a la presión que se aplica. Si ahora se deja de aplicar presión sobre el émbolo



Figura 1.6
Jeringa común en donde se explica el fenómeno de la compresión.

de la jeringa se verá que aquél regresa a su posición inicial. Este hecho se explica debido a que en general, como ya mencionamos, los gases tienden a ocupar el mayor volumen, así que en este caso, al disminuir la presión sobre nuestro gas, éste se expande hasta ocupar su volumen inicial.

Efusión y difusión

Cuando pinchamos un globo, el gas de su interior escapa o efunde del globo. La efusión es un proceso mediante el cual las moléculas de gas pasan a través de un orificio (o abertura) muy pequeño desde un recipiente a una presión mayor a un recipiente a una presión menor que la anterior. El químico escocés Thomas Graham (1805-1869) observó que la intensidad de la efusión depende de la densidad del gas. Esta observación condujo a la ley de efusión de Graham: “las intensidades de efusión de dos gases a la misma temperatura y presión son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus densidades o de sus masas moleculares”.

$$\frac{\text{Intensidad de efusión del gas A}}{\text{Intensidad de efusión del gas B}} = \sqrt{\frac{dB}{dA}} = \sqrt{\frac{\text{masa molar de B}}{\text{masa molar de A}}}$$

Uno de los conceptos básicos en la **teoría cinética** es que las moléculas gaseosas viajan en líneas rectas. Sin embargo, una molécula siempre está chocando con otras moléculas; por tanto, la trayectoria real es una serie de trayectorias rectilíneas conectadas unas con otras, sin ningún patrón en particular. Si en un extremo de un salón se abre una botella de una sustancia con un olor fuerte, ese olor se puede detectar más tarde en el otro extremo del salón. Las moléculas de las sustancias han viajado a través del salón, en líneas rectas entre colisiones sucesivas. Sin embargo, no necesariamente viajaron en una línea recta a través del salón. Les tomó algún tiempo en llegar al otro extremo porque estaban chocando con las moléculas del aire. Esta dispersión al azar de las moléculas gaseosas se llama **difusión**. A medida que las moléculas gaseosas se difunden, se distribuyen de manera cada vez más uniforme por todo el salón.

No todos los gases se difunden a la misma rapidez. Se supone que la rapidez de difusión varía directamente con la velocidad de las moléculas. Esta suposición está apoyada por la evidencia recogida en los experimentos. A una misma temperatura, las moléculas de menor masa se difunden más rápido que las moléculas de mayor masa, porque viajan más rápido. También pasan a través de una abertura pequeña (efusión) más rápido que las moléculas que tienen una masa mayor.

Se ha observado que cuando dos sustancias están a la misma temperatura sus energías cinéticas deben ser las mismas. Por tanto,

$$EC_1 = EC_2$$

$$EC = \frac{1}{2}mv^2$$

Por tanto:
$$\frac{1}{2}m_1v_1^2 = \frac{1}{2}m_2v_2^2$$

Simplificando:
$$m_1v_1^2 = m_2v_2^2 \quad \text{o} \quad \frac{v_1^2}{v_2^2} = \frac{m_2}{m_1}$$

Lo que es equivalente a

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{m_2}{m_1}}$$

De esta ecuación podemos llegar a la conclusión de que la rapidez de difusión relativa de dos gases varía inversamente con la raíz cuadrada de sus masas moleculares. Esta relación es cierta, sólo cuando la temperatura es igual para cada gas. El químico escocés Thomas Graham, formuló por primera vez este principio que se conoce como la **Ley de Graham**, la cual se enuncia así: La rapidez relativa a la cual dos gases bajo condiciones idénticas de temperatura y de presión pasan a través de una abertura pequeña, varía inversamente con la raíz cuadrada de las masas moleculares de los gases.

Densidad

La densidad de los gases y de los vapores se expresa, comúnmente, en gramos por decímetro cúbico (g/dm^3). Se expresan en estas unidades porque las unidades de densidades comunes, resultarían números muy pequeños para los gases. Es posible calcular la densidad de un gas a cualquier temperatura y presión de los datos obtenidos a cualquier otra temperatura y presión. Suponiendo que el número de partículas se mantiene constante, una reducción en la temperatura disminuye el volumen y aumenta la densidad. Un aumento en la presión disminuye el volumen y aumenta la densidad. El siguiente problema nos ilustra este cálculo.

Ejemplo: Si 981 cm^3 de un gas recolectado a 48°C y 98.1 kPa (kilopascuales), tiene una masa de 3.40 g , ¿cuál es su densidad a TPE (temperatura y presión estándar)?

Datos: $t = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ (estándar)

$$p = 1 \text{ atm} = 101.3 \text{ kPa} \text{ (estándar)}$$

$$v = 981 \text{ cm}^3 = 0.981 \text{ dm}^3 \text{ (} 1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ dm}^3 \text{)}$$

Solución:

- a) La temperatura se disminuye de 48°C (321 K) a 0°C (273 K). Este cambio disminuye el volumen y aumenta la densidad. Podemos usar:

$$\frac{321 \text{ K}}{273 \text{ K}}$$

Kilopascal: Unidad de presión que equivale a un mil pascuales.

- b) La presión se aumenta de 98.1 a 101.3 kPa . Este cambio disminuye el volumen y aumenta la densidad. Por tanto, usamos

$$\frac{101.3 \text{ kPa}}{98.1 \text{ kPa}}$$

La solución al problema es

$$\frac{3.40 \text{ g}}{981 \text{ cm}^3} \times \frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ dm}^3} \times \frac{321 \text{ K}}{273 \text{ K}} \times \frac{101.3 \text{ kPa}}{98.1 \text{ kPa}} = 4.208 \text{ g}/\text{dm}^3$$

Leyes de los gases ideales

Las propiedades de los gases que hasta ahora se han mencionado, se encuentran interrelacionadas. Para entender dicha relación es fundamental establecer y conocer las leyes de los gases que dan



Figura 1.7

Difusión de los gases. Cuando se abre la válvula entre los dos matraces, se puede ver que el bromo de color pardo rojizo, se difunde en el matraz que contiene el aire.

origen a una serie de comportamientos interesantes y, sobre todo, de aplicación industrial y utilidad en nuestra vida diaria.

Temperatura

Se define a la temperatura como la medición de la energía en los cuerpos, puesto que éstos se encuentran en movimiento constante en mayor o menor grado; dicho movimiento está en relación directa con las propiedades térmicas del cuerpo y su relación con el medio.

Adquirimos la noción de frío o caliente, por medio de nuestros sentidos. Si tomamos un objeto con la mano, podemos decir si está frío o caliente. Nuestros sentidos nos permiten distinguir lo frío de lo caliente, asimismo podemos decir cuándo un sistema se encuentra más caliente que otro y en principio establecer una graduación en cuanto a la cantidad de calentamiento de varias sustancias.

El procedimiento que acabamos de enunciar es, sin embargo, demasiado rudimentario, ya que depende en forma exclusiva de nuestros sentidos y puede generar situaciones confusas. Para demostrar la imperfección y limitaciones de nuestros sentidos en la medición de este proceso, realizaremos un sencillo experimento: tomemos tres recipientes y llenemos el primero con agua fría, el segundo con agua tibia y el tercero con agua caliente. Introduzcamos ahora la mano izquierda en el agua fría y la derecha en el agua caliente. Mantengamos por tres minutos nuestras manos dentro de los recipientes.

Ahora al mismo tiempo sacamos las manos y las introducimos en el recipiente de agua tibia. La sensación que percibimos nos hace dudar acerca de la temperatura del agua.

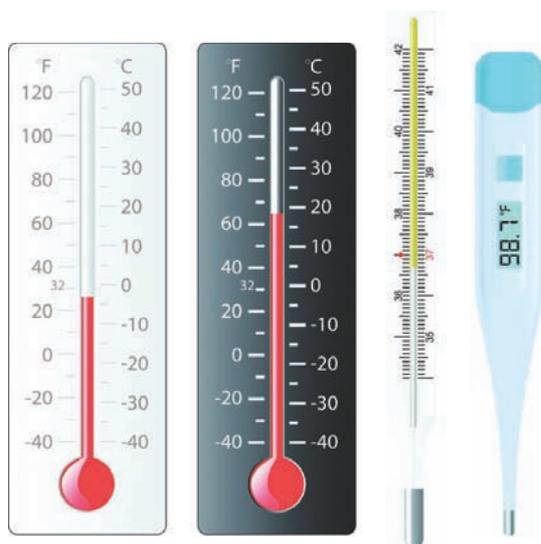


Figura 1.8
Hoy en día se siguen utilizando los termómetros de mercurio y los digitales para medir la temperatura de un cuerpo y la temperatura ambiental.

Esto hace ver que no podemos depender exclusivamente de nuestros sentidos para cuantificar lo frío o caliente. Para ello es necesario definir el concepto de temperatura y posteriormente, mencionar los instrumentos y escalas de medición de temperatura.

La temperatura de un cuerpo nos indica el grado de energía de sus moléculas en movimiento, de tal modo que para las moléculas de un cuerpo, el aumento de su velocidad se traduce en una elevación de temperatura. La medición de la temperatura se realiza por medio de un instrumento conocido como **termómetro**. Un termómetro común es un dispositivo con líquido dentro de un pequeño bulbo de cristal que comunica con un capilar, por donde puede subir o bajar el líquido según los cambios de temperatura.

Ésta es una propiedad de los cuerpos que se dilatan cuando la temperatura aumenta. Los primeros fabricantes de termómetros se enfrentaron a dos problemas principalmente: la elección del líquido cuya dilatación se iba a medir al variar la temperatura y el establecimiento de la escala de temperaturas.

El primer problema se solucionó al elegir el mercurio como líquido termométrico, el segundo resultó algo más complicado, exigía establecer como puntos de referencia una temperatura fría y otra caliente. Estos puntos fijos de un termómetro a una atmósfera de presión son: punto bajo (temperatura de fusión del hielo), y punto alto (temperatura de ebullición del agua).

El valor numérico de estos puntos difiere según la escala de que se trate, las cuatro escalas principales llevan el nombre de sus autores: Celsius, Kelvin, Fahrenheit y Rankine.

En 1714, Fahrenheit inventó el termómetro de vidrio que contenía mercurio y tomó como referencia la temperatura más baja que se obtiene con una mezcla de sal de mesa y agua.

El punto de referencia más alto lo escogió tomando como base la temperatura del cuerpo de un hombre sano. El intervalo entre estos dos puntos se dividió en 100 partes, las escalas de temperatura se muestran en la página siguiente.

La diferencia entre este tipo de escalas es que, tanto la escala Celsius, como la Fahrenheit, se basan en los puntos alto y bajo que ya se han descrito. En la escala Celsius se divide en 100 partes que son cero (punto de fusión del hielo) y 100 (punto de ebullición del agua); se puede continuar la escala por debajo y encima de ambas temperaturas; la escala Fahrenheit utilizada principalmente en Estados Unidos, contiene 180 partes entre los mismos límites correspondiendo el grado 32 al 0 °C y el 212 con el 100 °C.

$$\frac{180}{100} = 1.8 \quad \text{o} \quad \frac{9}{5} \text{ } ^\circ\text{C}$$

De lo que obtenemos las siguientes fórmulas:

$$^\circ\text{F} = 1.8 \text{ } ^\circ\text{C} + 32 \quad \quad \quad ^\circ\text{R} = ^\circ\text{F} + 460$$

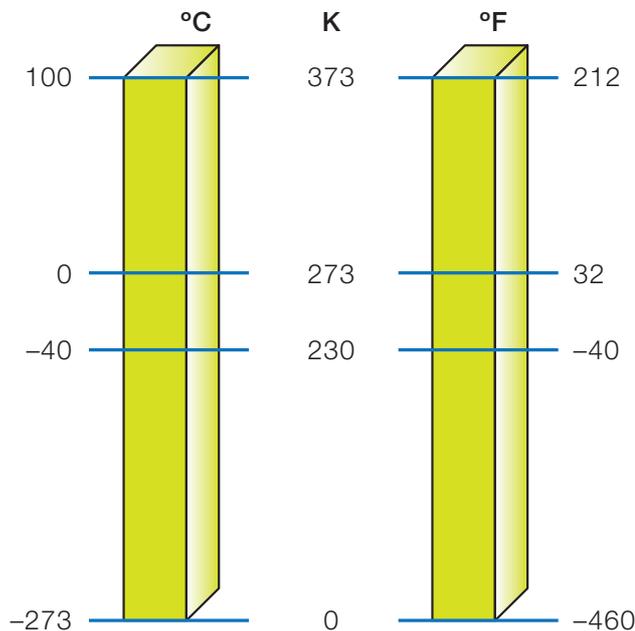


Figura 1.9
Escala de temperatura.

En cambio las escalas Kelvin y Rankine están basadas en las propiedades de los gases. Todos los gases mantenidos a volumen constante muestran un incremento uniforme de presión al aumentar la temperatura. Se encuentra que la presión de un gas aumenta en $\frac{1}{273}$ de su presión a 0°C por cada grado que suba la temperatura. De igual forma, la presión disminuye en $\frac{1}{273}$ de la que tenía a 0° por cada grado de descenso de temperatura. De acuerdo con dicho comportamiento se deduce que un gas no ejercerá ninguna presión cuando alcance la temperatura de 273 por debajo de 0°C . Esta temperatura de -273°C , a la cual las moléculas del gas dejarían de moverse de acuerdo con la teoría del movimiento de las moléculas (recuerde que la temperatura está en función del movimiento de las partículas), se denomina **cero absoluto** de temperatura.

El cero absoluto de temperatura, -273.15°C , se toma como punto cero de la escala absoluta de Kelvin, por lo cual las escalas difieren únicamente en la elección del punto cero.

Al relacionar cada uno de los puntos de las escalas de temperaturas, así como las divisiones (100 en Celsius y 180 en Fahrenheit) de ellas, se puede obtener una forma general de la ecuación de transformación de temperaturas.

Las ecuaciones utilizadas para transformar las temperaturas de una escala a otra, son las siguientes:

$$\begin{aligned} K &= ^\circ\text{C} + 273 & ^\circ\text{R} &= ^\circ\text{F} + 460 \\ ^\circ\text{F} &= 1.8^\circ\text{C} + 32 & ^\circ\text{C} &= K - 273 \end{aligned}$$

Presión

La transmisión de una presión ejercida contra un gas se realiza con igual intensidad en todas direcciones; la presión de un gas se define como *la fuerza por unidad de área que ejerce el recipiente*. Considerando lo que se ha comentado la presión está relacionada directamente con la velocidad con que se efectúan las colisiones sobre la unidad de área de la superficie del recipiente que lo contiene.

$$P = \frac{F}{A}$$

La presión de un gas se relaciona con la presión del aire (atmósfera). Las moléculas y los átomos que están presentes en la atmósfera ejercen presión en todos los objetos expuestos a ella. Esta presión se denomina **presión del aire y atmosférica**.

Existen varios aparatos mecánicos que se utilizan para medir la presión, el más común de estos equipos es el **manómetro**, que es un tubo en forma de U parcialmente lleno con un líquido de densidad conocida (fluido manométrico).

Cuando los extremos del tubo están expuestos a diferentes presiones, el nivel del fluido disminuye en el brazo de alta presión y aumenta en el de baja presión. La diferencia entre las presiones puede calcularse a partir de la diferencia medida entre los niveles del líquido en cada brazo.

La medición de la presión de un gas se basa precisamente en el número de choques que se efectúan con la unidad de superficie del fluido manométrico (usualmente mercurio) contenido en el tubo en forma de U. Las unidades más usuales para medir la presión son las siguientes:



Figura 1.10
Torricelli comprobó que el mercurio llega hasta una altura de 76 cm (760 mmHg), que se conoce como presión atmosférica.

$$1 \frac{\text{kgf}}{\text{cm}^2} = 98.066 \frac{\text{kN}}{\text{m}^2} = 98.066 \text{ kPa}$$

$$1 \text{ b (bar)} = 105 \text{ Pa} = 100 \text{ kPa} = 1.02 \text{ kgf/cm}^2$$

$$1 \text{ torr (mmHg)} = 133 \text{ Pa} = 1.33 \times 10^{-3} \text{ b} = 1.33 \text{ mb}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 14.7 \text{ lb/pulg}^2 = 1033 \text{ g/cm}^2$$

kgf = Kilogramo fuerza

mmHg = Milímetros de mercurio

Volumen

Se denomina como *la cantidad de espacio que ocupa un objeto*. Se requiere indicar las dimensiones de este último. Por ejemplo, para calcular el volumen de un sólido rectangular se multiplica la longitud por la altura y por la anchura.

Como unidades de medición para el volumen se utilizan: cm^3 , m^3 , pie^3 , L, mL, pulg^3 , galón. En seguida se presentan las equivalencias entre las unidades de medición:

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$L = 1000 \text{ mL}$$

$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$$

$$1 \text{ pie}^3 = 0.0283 \text{ m}^3 = 28.32 \text{ L}$$

$$1 \text{ pulg}^3 = 1.6387 \times 10^{-5} \text{ m}^3 = 16.387 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ galón (gal)} = 3.7854 \times 10^{-3} \text{ m}^3 = 3.785 \text{ L}$$

Cantidad de sustancia

Mol

En el laboratorio no es posible trabajar con partículas químicas individuales, por lo que es necesario establecer una unidad que nos permita relacionar la masa de cualquier sustancia con su número real de partículas. Así, para establecer esa relación se emplea el **mol**, que es una unidad básica del Sistema Internacional (SI), y se define como *la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 12 g de carbono 12*. Así, al usar el mol se deben especificar las entidades elementales, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de esas partículas.

El término mol proviene del latín y significa *pila o montón*, por lo que, en términos comunes, se puede decir que un mol es un montón de partículas o unidades correspondientes. Numéricamente, un mol se determina así:

$$1 \text{ mol} = 6.023 \times 10^{23} \text{ u}$$

Por razones históricas, este factor de conversión entre unidades recibe el nombre de número de Avogadro y se representa por:

$$N_A = 6.023 \times 10^{23} \text{ partículas}$$

$$1 \text{ mol de átomos} = 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de moléculas} = 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$1 \text{ mol de electrones} = 6.023 \times 10^{23} \text{ electrones}$$

Es decir, *un mol de cualquier sustancia equivale a su masa molecular expresada en gramos. Equivale a 6.023×10^{23} moléculas*. Es más común utilizar el concepto mol en lugar de peso molecular, gramo.

Masa

Como sabemos, la masa es la cantidad de partículas que contiene un cuerpo. La unidad de medición de la masa en el Sistema Internacional (SI) es el kilogramo (kg), sin embargo, el kilogramo es una unidad muy grande para usarla en el laboratorio, por lo que se usa el gramo (g), que equivale a una milésima de un kilogramo. Como principales unidades de conversión de masa, tenemos:

$$1 \text{ ton} = 1000 \text{ kg}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$$

$$1 \text{ lb} = 0.4536 \text{ kg} = 453.6 \text{ g}$$

$$1 \text{ kg} = 2.205 \text{ lb}$$

$$1 \text{ slug} = 14.594 \text{ kg}$$

$$1 \text{ onza (oz)} = 28.35 \text{ g}$$



Figura 1.11

El término *mol* viene del latín que significa pila o montón, por lo que aquí podemos ver un mol o un montón de lápices. El número de Avogadro es sumamente grande ($N_A = 6.02 \times 10^{23}$ partículas).

Ejemplos

Conversión de unidades

Convierte los siguientes valores a la unidad correspondiente que se pide:

a) 30 °C a K

$$K = °C + 273$$

$$K = (30) + 273$$

$$K = 303$$

b) -40 °C a K

$$K = °C + 273$$

$$K = (-40 °C) + 273$$

$$K = 233$$

c) -40 °F a °C

$$°C = \frac{°F - 32}{1.8} \quad °C = \frac{-72}{1.8}$$

$$°C = \frac{-40 - 32}{1.8} \quad 40 °C = -40 °F$$

d) 3.55 cm³ a dm³

$$3.55 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ dm}^3}{1000 \text{ cm}^3} = 0.00355 \text{ dm}^3$$

e) 65 centigramos a miligramos

$$65 \text{ cg} \times \frac{10 \text{ mg}}{1 \text{ cg}} = 650 \text{ mg}$$

Aplica lo que sabes

Efectos de la lluvia ácida

Con la guía de tu profesor, intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Después elaboren un informe y envíenlo a sus compañeros de grupo vía correo electrónico.

Materiales: 3 frascos limpios de vidrio, 50 mL de ácido muriático (HCl), un trozo de yeso, un trozo de mármol y una hoja de planta.

Procedimiento: Viertan en cada frasco 15 mL de la disolución ácida y coloquen en el primer frasco un trozo de yeso; en el segundo un trozo de mármol y en el tercero una hoja de planta.

Anoten sus observaciones de cada frasco y fotografíen los frascos después de los experimentos.

Frasco con yeso y ácido muriático:

Frasco con mármol y ácido muriático:

Frasco con la hoja de una planta:

Elaboren un reporte y envíenlo por correo electrónico a su profesor. Posteriormente evalúa tu actividad con la siguiente rúbrica.

Rúbrica de Autoevaluación

Nombre del estudiante:

Actividad: Efectos de la lluvia ácida

Propósito: Reconocer la importancia y el impacto que tienen las reacciones químicas en el medio ambiente.

Criterio	Logrado Sí	Logrado No	¿Por qué?
1. Realicé todos los pasos para hacer la actividad tal y como se indica.			
2. Tomé en cuenta las indicaciones que se establecieron.			
3. Utilicé correctamente los materiales que se indican.			
4. Realicé el procedimiento con el ácido muriático, trozos de yeso, mármol y una hoja de planta.			
5. Pude observar con qué sustancia tiene más efecto el HCl.			
6. Argumenté mis respuestas con los elementos teóricos previamente analizados en clase.			

7. Me basé en los conocimientos previos para mencionar la importancia que tienen las reacciones químicas en el entorno.			
8. La actividad me ayudó a comprender que las reacciones químicas son muy importantes en mi vida cotidiana.			
9. Mis aportaciones son claras y congruentes, de tal forma que ayudan a resolver las dudas que tienen mis compañeras/os.			
10. Hice preguntas sobre dudas y diferencias que tuve durante la actividad.			
11. Elaboré conclusiones y las compartí con el resto del equipo.			
12. Me gustó toda la actividad.			
13. Asumí con respeto la diversidad de opiniones que se generaron durante la dinámica.			
14. En general tuve un aprendizaje significativo y relevante sobre el impacto que tiene un proceso químico en el medio ambiente.			

Cómo me sentí durante la actividad:

¿Cuáles son mis fortalezas?

¿Qué debo mejorar?:

Firma del estudiante:

Firma del profesor:

Ley de Boyle-Mariotte

La Ley de Boyle-Mariotte o Ley de Boyle, fue formulada independientemente en 1662 por el inglés Robert Boyle y en 1676 por el francés Edme Mariotte, es una de las leyes de los gases que relaciona el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas a temperatura constante. Robert Boyle colocó mercurio en un tubo de vidrio en forma de U, cerrado en un extremo, con el propósito de atrapar la cantidad de aire que existía entre el mercurio y las paredes del tubo.

Boyle encontró que el volumen del aire varía de manera lineal, pero inversamente proporcional a la longitud de la columna de mercurio. Esta ley se enuncia de la siguiente manera:

“El volumen de una masa dada de gas, a temperatura constante, varía en forma inversamente proporcional con la presión.” En otras palabras, a mayor presión, menor volumen y viceversa.



Figura 1.12
Robert Boyle.

Matemáticamente se expresa así:

$$V \propto \frac{1}{P} \quad V = \frac{k}{P}$$

El producto de la presión y el volumen de una masa dada de gas es constante a una temperatura fija:

$$PV = k$$

Para una condición inicial y otra final, se deduce que:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

Para explicar este enunciado, tomemos como ejemplo la relación **presión-volumen (PV)** para un gas, a varias presiones diferentes. La presión de un gas disminuirá a la mitad si se duplica su volumen y aplicando más presión observaremos que la variación de nuestro volumen irá disminuyendo a medida que aumenta la presión. Al realizar un experimento donde variamos la presión, obtenemos los datos siguientes:

Presión ejercida (atmósferas)	Volumen del gas (litros)	Producto PV
0.60	20.5	12.3
0.80	15.3	12.2
1.00	12.3	12.3
1.20	10.09	12.1
1.40	8.75	12.2

Aquí observamos que el producto de la presión por el volumen permanece constante. Se supone que los demás factores, como la masa del gas (m) y su temperatura, permanecen constantes. Esta relación la enunciamos como sigue:

$$PV = k \quad \text{donde } k \text{ es una constante.}$$

Una forma más general de esta ecuación es:

$$P_1V_1 = P_2V_2 = k \dots P_nV_n$$

Donde los subíndices indican las condiciones del experimento:

- 1 = Condición inicial.
- 2 = Condición final.
- n = Cualquier otra condición.

La ley de Boyle-Mariotte expresa el comportamiento de un gas ideal y la mayoría de los gases no se ajustan perfectamente a ella, por lo que es preferible considerarla sólo como una aproximación. El comportamiento gráfico de esta ley en un diagrama P vs V , denota una curva denominada isoterma, como la mostrada en la gráfica siguiente:

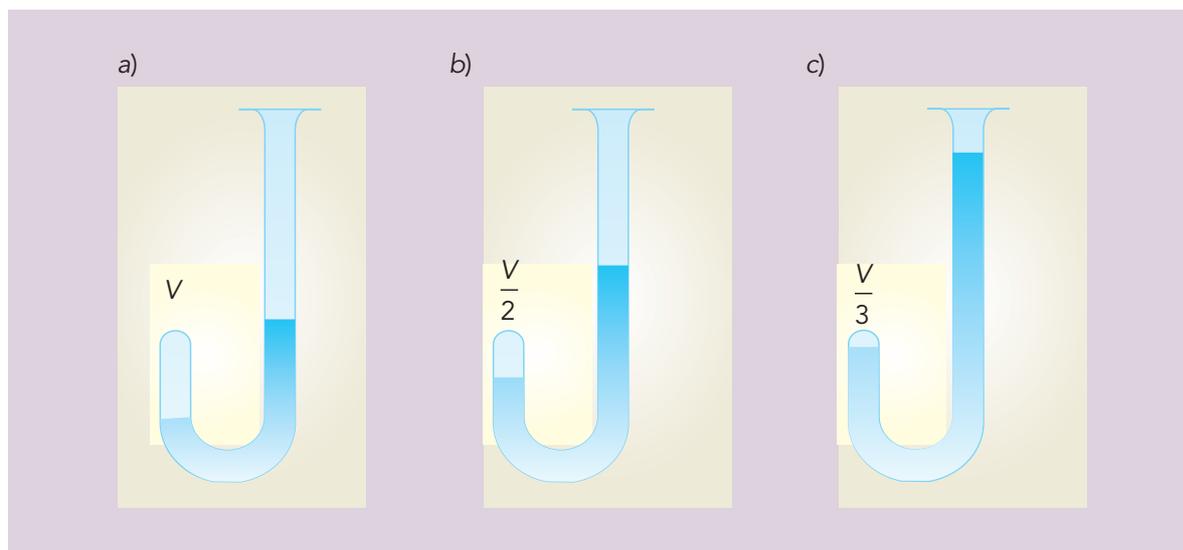
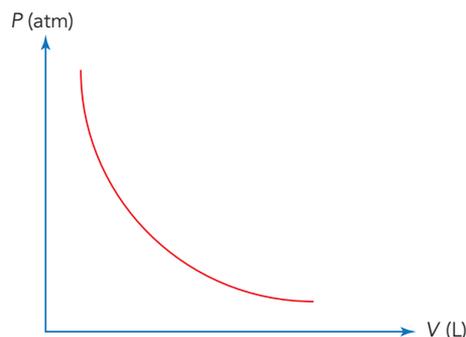


Figura 1.13

a) Volumen V_1 a una presión P_1 . b) El volumen de V_2 es igual a $\frac{1}{2}$ de V_1 , cuando P_2 es el doble de la presión P_1 . c) El volumen V_3 es la tercera parte de V_1 , cuando P_3 se aumenta al triple de P_1 .

Esta ley puede usarse para calcular el cambio de volumen de un gas cuando cambia la presión, pero no hay que olvidar que el volumen obtenido es únicamente aproximado. En general, cuanto menor sea la presión empleada, tanto más exacta es la ley.

Ejemplos

1. Un gas que tiene una masa de 5 g, ocupa un volumen de 4 litros y se encuentra sometido a una presión de 0.76 atmósferas. ¿Cuál será el volumen que ocupa, en litros, si lo sometemos al doble de la presión mencionada, si se mantiene la temperatura constante?

Datos	Solución
$m = 5 \text{ g}$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$
$P_1 = 0.76 \text{ atm}$	$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$
$P_2 = 2P_1 = 2 \times 0.76 \text{ atm}$ $= 1.52 \text{ atm}$	$V_2 = \frac{(0.76) \text{ atm}(4) \text{ L}}{(1.52) \text{ atm}}$
$V_1 = 4 \text{ L}$	$\rightarrow V_2 = 2 \text{ L}$
$V_2 = ? \text{ (L)}$	

2. Una muestra de gas fue recogida en un recipiente de 200 mL, a una presión de 730 mmHg. ¿Qué volumen en mL ocupará la muestra de gas a 760 mmHg?

Datos	Solución
$P_1 = 730 \text{ mmHg}$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$
$V_1 = 200 \text{ mL}$	$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{(730) \text{ mmHg}(200) \text{ mL}}{(760) \text{ mmHg}}$
$P_2 = 760 \text{ mmHg}$	$\rightarrow V_2 = 192.1 \text{ mL}$

3. Cierta cantidad de gas ocupa 908 mL a una presión de 760 torr. ¿Cuál será el volumen a la presión de 1.5 atm?

Datos	Solución
$V_1 = 908 \text{ mL} = 0.908 \text{ L}$	$P_1 V_1 = P_2 V_2$
$P_1 = 760 \text{ torr} = 1 \text{ atm}$	$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$
$V_2 = ?$	$V_2 = \frac{(1) \text{ atm}(0.908) \text{ L}}{(1.5) \text{ atm}}$
$P_2 = 1.5 \text{ atm}$	$\rightarrow V_2 = 0.605 \text{ L}$

Ley de Charles

En 1787, Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante; observó que cuando aumentaba la temperatura de esa muestra de gas su volumen se incrementaba, y cuando la temperatura disminuía, el volumen se reducía, por tanto, el enunciado de esta ley dice:

“El volumen de una muestra de gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura.”

El modelo matemático de esta ley es:

$$\frac{V}{T} = k$$

Como en el caso de la Ley de Boyle-Mariotte se puede mostrar que:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} = k$$

Esta ley tiene una implicación muy particular ya que si se redujese la temperatura de un gas a 273 °C bajo cero y el gas se comportara de acuerdo con la ley de Charles, el volumen final sería cero, con lo cual la materia sería destruida. Ello en apariencia contradice la ley de la conservación de la materia, que nos dice que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma. En realidad, antes de llegar a una temperatura tan baja, el gas se transformaría en líquido y aún en sólido y entonces dejaría de estar sujeto a las leyes de los gases, por tanto, no hay posibilidad de destruir la materia disminuyendo su temperatura.

Sin embargo, al disminuir la temperatura se reduce el movimiento molecular. A -273 °C cesaría por completo dicho movimiento y el material no tendría calor, estaría absolutamente frío. Por esto,

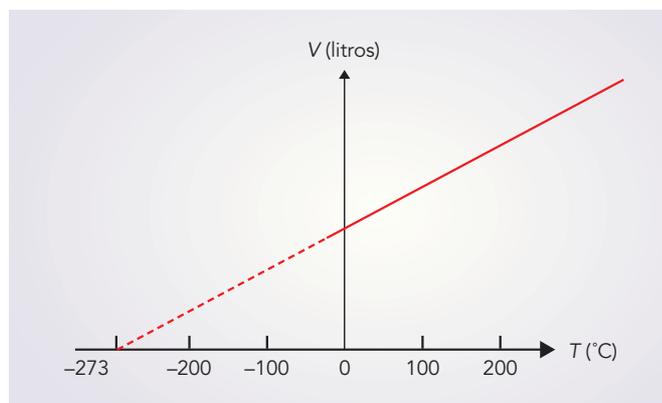


Figura 1.14 Gráfica del volumen de una muestra de un gas ideal en función de la temperatura. Obsérvese que el punto en el que el volumen del gas sería cero es la temperatura del cero absoluto.

−273 °C (exactamente −273.15 °C), se considera como punto cero en la escala absoluta de temperatura.

Esta ley también puede representarse gráficamente en unas coordenadas de volumen contra temperatura, lo cual nos da una recta y, como se refiere a presión constante, se denomina isobaras. Hay que observar que entre V y T hay una relación de proporcionalidad.

Ejemplos

- Se tiene un gas que ocupa un volumen de 0.3 litros a una temperatura de 25 °C. Si la presión se mantiene constante, ¿qué volumen ocupará a −10 °C?

Datos	Solución
$V_1 = 0.3 \text{ L}$ $T_1 = 25 \text{ °C} = 298 \text{ K}$ $V_2 = ?$ $T_2 = -10 \text{ °C} = 263 \text{ K}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
	$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1}$
	$V_2 = \frac{(0.3) \text{ L} (263) \text{ K}}{(298) \text{ K}}$
	→ $V_2 = 0.264 \text{ L}$

- Si tenemos 16 litros de un gas a 15 °C, ¿cuál sería el nuevo volumen en litros, cuando aumentamos su temperatura hasta 27 °C?, manteniendo constante la presión?

Datos	Solución
$V_1 = 16 \text{ L}$ $T_1 = 15 \text{ °C} + 273 = 288 \text{ K}$ $V_2 = ?$ $T_2 = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$ $P = \text{constante}$	$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
	$V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$
	$V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} = \frac{(16) \text{ L} (300) \text{ K}}{(288) \text{ K}}$
	→ $V_2 = 16.6 \text{ L}$

Ley de Gay-Lussac

Otra relación importante de los gases es la que existe entre la presión y la temperatura de una muestra de gas a volumen constante. En este caso se observa que si la temperatura de dicho gas aumenta, la presión también lo hace, y si la temperatura disminuye, se reduce la presión.

Se ha mencionado que los gases tienen la propiedad de ejercer presión sobre las paredes del recipiente que los contiene, ello se debe a que las moléculas del gas tienen libertad de movimiento y por ello chocan de manera frecuente con las paredes del mismo. Esto significa que mientras mayor cantidad haya en un recipiente, mayor número de colisiones tendrán sobre las paredes de éste.

Además, si el volumen del gas permanece constante y se aumenta su temperatura, se tendrá mayor movilidad de las moléculas, que a su vez ejercerán mayor presión sobre las paredes del recipiente. Esto nos lleva a enunciar la Ley de Gay-Lussac de la siguiente manera:

Al permanecer constante el volumen de un gas, la presión ejercida por las moléculas, varía en forma directa a la temperatura.

El modelo matemático de esta ley es el siguiente:

$$\frac{P}{T} = k$$

Cuando se tienen condiciones iniciales y finales en un sistema gaseoso:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_n}{T_n} = k$$

Ejemplos

- Una masa constante de gas se encuentra sometida a una presión de 2 atmósferas y una temperatura de 105 °C. ¿Cuál será su presión cuando aumenta la temperatura hasta 150 °C?

Datos	Solución
$P_1 = 2 \text{ atm}$ $T_1 = 105 \text{ °C} = 378 \text{ K}$ $P_2 = ?$ $T_2 = 150 \text{ °C} = 423 \text{ K}$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
	$P_2 = \frac{P_1 T_2}{T_1}$
	$P_2 = \frac{(2) \text{ atm} (423) \text{ K}}{(378) \text{ K}}$
	→ $P_2 = 2.238 \text{ atm}$

- Una llanta de automóvil se encuentra inflada a 28 lb/pulg² y tiene una temperatura de 15 °C. Si después de recorrer una distancia de 500 km, el medidor de presión marca 32 lb/pulg², ¿a qué temperatura en °C se encontrará?

Datos	Solución
$P_1 = 28 \text{ lb/pulg}^2$	$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$
$T_1 = 15 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 288 \text{ K}$	$T_2 = \frac{P_2 T_1}{P_1}$
$P_2 = 32 \text{ lb/pulg}^2$	$T_2 = \frac{(32) \text{ lb/pulg}^2 (288) \text{ K}}{(28) \text{ lb/pulg}^2} = 329.14 \text{ K}$
$T_2 = ? \text{ }^\circ\text{C}$	$T_2 = 329.14 \text{ K} - 273 = 56.14 \text{ }^\circ\text{C}$
	$\rightarrow T_2 = 56.14 \text{ }^\circ\text{C}$

Ley combinada de los gases

Hasta ahora se ha estudiado la influencia que la presión, la temperatura y el volumen tienen entre sí, con lo que es posible concluir que en efecto uno es función de los otros dos, por tanto.

a) Cuando el volumen permanece constante:

“Al aumentar la temperatura, aumentará directamente la presión.”

b) Cuando la presión permanece constante:

“Al aumentar la temperatura, aumentará directamente el volumen.”

Matemáticamente:

Si $V = \text{constante} \rightarrow P \propto T$

Si $P = \text{constante} \rightarrow V \propto T$

o sea: $PV \propto T$

Al quitar el signo de proporcionalidad (\propto) y despejar la nueva constante, obtenemos la siguiente expresión:

$$kT = PV$$

$$\rightarrow k = \frac{PV}{T}$$

Si se lleva una misma masa gaseosa a diferentes condiciones, por ejemplo, inicial y final, la ecuación toma la forma:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

que representa la **ley combinada de los gases** y en ella quedan contemplados los tres parámetros que determinan el comportamiento de los gases.

Ejemplos

1. ¿Qué volumen ocupará una muestra de gas a $40 \text{ }^\circ\text{C}$ y 720 mmHg de presión, si su volumen a $20 \text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mmHg es de 250 mL ?

Datos	Solución
$V_2 = ?$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$T_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$	$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{P_2 T_1}$
$P_2 = 720 \text{ mmHg} = 0.947 \text{ atm}$	$V_2 = \frac{(0.9868) \text{ atm} (250) (313) \text{ K}}{(0.947) \text{ atm} (293) \text{ K}}$
$V_1 = 250 \text{ mL}$	$= 278.29 \text{ mL}$
$T_1 = 20 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 293 \text{ K}$	$\rightarrow V_2 = 278.29 \text{ mL}$
$P_1 = 750 \text{ mmHg} = 0.9868 \text{ atm}$	

2. En las condiciones del laboratorio ($10 \text{ }^\circ\text{C}$ y 585 mmHg), se quieren cambiar 10 L de un gas a un recipiente de 12 L . Si el gas debe estar a una temperatura máxima de $40 \text{ }^\circ\text{C}$, ¿a qué presión se someterá el recipiente?

Datos	Solución
$V_1 = 10 \text{ L}$	$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$
$T_1 = 10 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 283 \text{ K}$	$P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 V_2}$
$P_1 = 585 \text{ mmHg}$	$P_2 = \frac{(585) \text{ mmHg} (10) \text{ L} (313) \text{ K}}{(283) \text{ K} (12) \text{ L}}$
$V_2 = 12 \text{ L}$	$= 539.17 \text{ mmHg}$
$T_2 = 40 \text{ }^\circ\text{C} + 273 = 313 \text{ K}$	$\rightarrow P_2 = 539.17 \text{ mmHg}$

Ley de Dalton de las presiones parciales

“En un sistema gaseoso que contiene una mezcla de varios gases, la presión total es igual a la suma de la presión parcial de cada uno de los gases.”

$$P_T = p_1 + p_2 + \dots + p_n$$

John Dalton fue el primero en formular una hipótesis acerca de las presiones parciales. Después de experimentar con gases, llegó a la conclusión de que la presión total en un envase es la suma de las

presiones parciales de los gases del envase, a la misma temperatura y el mismo volumen. Por tanto, la diferencia en sus presiones parciales se debe, solamente, a la diferencia en el número de moléculas presentes.

Ejemplos

En un envase de 353 cm³ se recoge una cantidad de gas sobre agua a 8 °C. El manómetro indica una presión de 84.5 kPa (kilopascales). ¿Qué volumen ocupará el gas seco a presión estándar y a 8 °C?

- a) Se determina que parte de la presión total se debe al vapor de agua. Se consulta el cuadro de temperatura y presión que mide la presión de vapor de agua a diferentes temperaturas: para 8 °C, el agua tiene una presión de vapor de 1.1 kPa. Para buscar la presión del gas recolectado: $P_{\text{gas}} = P_{\text{total}} - P_{\text{agua}}$

$$P_{\text{gas}} = 84.5 - 1.1 = 83.4 \text{ kPa}$$

- b) Como la presión es menor que la estándar, hay que comprimir el gas para cambiarla a la estándar. La razón de presiones por la cual el volumen se debe multiplicar debe ser menor que 1. El volumen correcto es:

$$V_1 = 353 \text{ cm}^3$$

$$V_2 = ?$$

$$P_1 = 83.4 \text{ kPa}$$

$$P_2 = 101.3 \text{ kPa}$$

353 cm ³	83.4 kPa
V = ?	101.3 kPa

$$V_2 = \frac{V_1 P_1}{P_2} \quad V_2 = \frac{353 \text{ cm}^3 \times 83.4 \text{ kPa}}{101.3 \text{ kPa}} = 290.62 \text{ cm}^3$$

Cuadro 1.3 Presión de vapor de agua en función de la temperatura

Temperatura °C	101.3 Presión (kPa)
0	0.6
5	0.9
8	1.1
10	1.2
12	1.4
14	1.6
16	1.8
18	2.1
20	2.3

Temperatura °C	101.3 Presión (kPa)
21	2.5
22	2.6
23	2.8
24	3.0
25	3.2
26	3.4
27	3.6
28	3.8
29	4.0
30	4.2
35	5.6
40	7.4
50	12.3
60	19.9
70	31.2
80	47.3
90	70.1
100	101.3

Volumen molecular, gramo

Se define como el volumen que ocupa un mol de cualquier gas a 0 °C y 1 atm o en otras palabras, un volumen que es igual a 22.4 L.

Ejemplos

1 mol de la molécula de H₂ = 2 gramos de hidrógeno (H) = 6.023 × 10²³ moléculas = 22.4 L

2 mol de la molécula de H₂ = 4 gramos de hidrógeno (H) = 12.046 × 10²³ moléculas = 44.8 L

1 mol de la molécula de O₂ = 32 gramos de hidrógeno (H) = 6.023 × 10²³ moléculas = 22.4 L

1 mol de la molécula de CO₂ = 44 gramos de hidrógeno (H) = 6.023 × 10²³ moléculas = 22.4 L

1 mol de la molécula de CH₄ = 16 gramos de hidrógeno (H) = 6.023 × 10²³ moléculas = 22.4 L

1 mol de la molécula de Ar = 40 gramos de hidrógeno (H) = 6.023 × 10²³ moléculas = 22.4 L

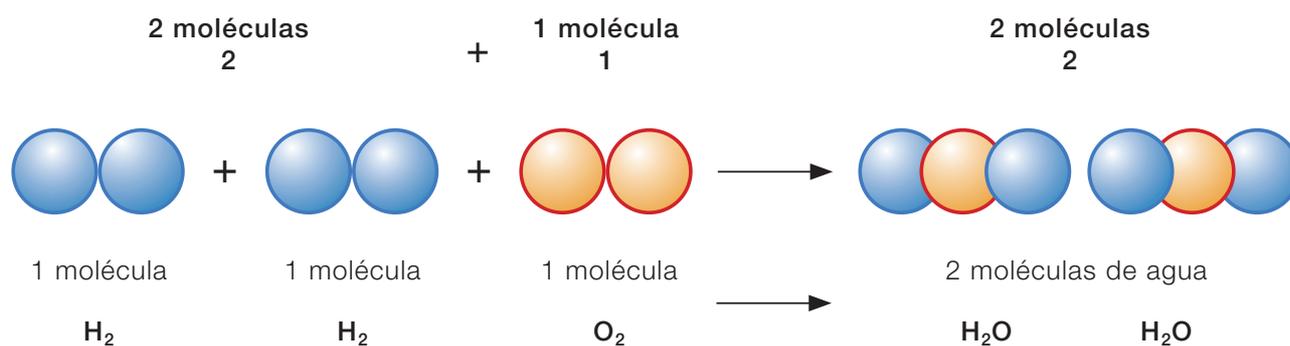
Ley de Avogadro

A determinada presión y temperatura, un recipiente de un volumen dado contiene un cierto número de moléculas de un gas, sin importar el tipo de gas de que se trate. Esta relación fue formulada por Amadeo Avogadro en 1811 y es conocida como **ley de Avogadro**, la cual sustenta que:

Si la presión y la temperatura permanecen constantes, volúmenes iguales de distintos gases contienen el mismo número de moléculas.



Figura 1.15
Amadeo Avogadro.



Con la ley de Avogadro esta contradicción se resolvió, ya que se pudo confirmar que los gases se combinan en relaciones de números enteros. Además, Avogadro especificó que las moléculas de los elementos gaseosos, debían ser diatómicas (H_2 , O_2 , Cl_2 , etc.). Aunque como se ha visto, esta idea entraba en conflicto con las ideas de Dalton.

Como se ve, el oxígeno, como molécula diatómica, se puede dividir en dos átomos, lo cual permite obtener dos moléculas de agua.

Esto significa que el átomo de oxígeno tiene que partirse, lo cual no es posible, pues el mismo Dalton determinó que el átomo permanece indivisible en las reacciones químicas.

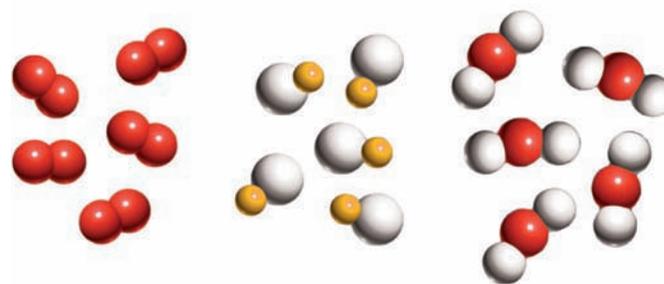
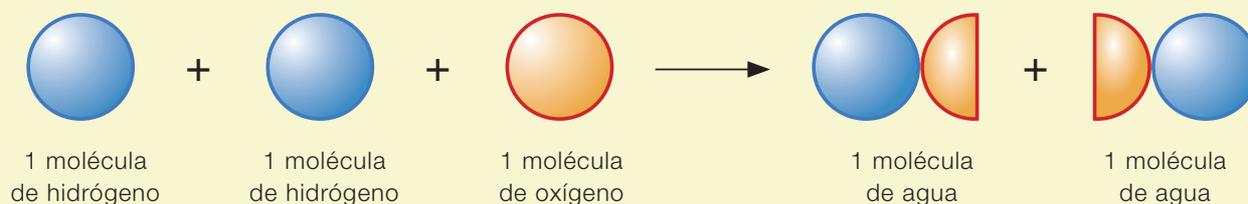


Figura 1.16
Se observan tres gases diferentes que tienen el mismo número de moléculas.

Ejemplo

Si tenemos por separado 3 litros de oxígeno y 3 litros de hidrógeno, y los ponemos en las mismas condiciones de temperatura y presión, el número de moléculas de cada muestra de gas debe ser igual.

De acuerdo con Dalton, la combinación de hidrógeno y oxígeno se representa gráficamente de la siguiente manera:



Condiciones normales de un gas

En las leyes de los gases estudiadas se ha trabajado con datos de presión, temperatura y volumen, con una masa constante o fija. Por tanto, se puede deducir que para conocer la cantidad de gas con la que se está trabajando sin que se tenga el dato de la masa, es indispensable conocer presión, temperatura y volumen. De aquí que para que un experimento sea reproducible en cualquier parte del mundo, es necesario establecer ciertas condiciones específicas para los gases en cuanto a P , T y V .

A dichas condiciones se les llama **normales de un gas**; estos valores son:

$$\text{Temperatura} = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$$

$$\text{Presión} = 760\text{ mmHg} = 1\text{ atmósfera}$$

$$\text{Volumen} = 22.4\text{ L}$$

En la literatura científica es posible encontrar las siguientes siglas que corresponden a dichas condiciones normales:

CN: Condiciones normales

TPN: Temperatura y presión normales

STP: Standard Temperature and Pressure

TPS: Temperatura y presión estándares

Ecuación del gas ideal

Como ya se ha visto, existen cuatro variables que describen completamente cualquier cantidad de un gas: m , V , T y P . La cantidad de gas se puede expresar en términos del número de moles, n , en vez de usar la masa, m . Estas variables no son independientes unas de otras.

El volumen (V) de un gas es directamente proporcional al número de moles presentes, n , y a la temperatura absoluta, T y es inversamente proporcional a la presión, P . La combinación de las leyes anteriores nos permite obtener la siguiente expresión:

$$V \propto \frac{nT}{P} \quad \text{o} \quad V = nRT \frac{1}{P}$$

Conocida como la ley general de los gases ideales, la cual se conoce mejor de la siguiente manera.

$$PV = nRT$$

La constante de los gases ideales, R , se puede calcular tomando las condiciones normales de temperatura y presión:

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{(1\text{ atm})(22.4\text{ L})}{(1\text{ mol})(273\text{ K})} = 0.08205 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$$

Por tanto la ley general de los gases ideales se puede escribir:

$$PV = 0.08205 nT \quad (\text{en L atm/K mol})$$

La constante R puede tener otros valores, dependiendo de las unidades de P , V y T :

$$R = 8.31434 \frac{\text{joules}}{\text{K mol}}$$

$$R = 1.9872 \frac{\text{cal}}{\text{K mol}}$$

$$R = 82.054 \frac{\text{cm}^3 \text{ atm}}{\text{K mol}}$$

$$R = 6.236 \times 10^4 \frac{\text{cm}^3 \text{ atm}}{\text{K mol}}$$

Con esta ley se pueden obtener otras fórmulas derivadas, las cuales permiten calcular la densidad o el peso molecular.

$$\text{si } n = \frac{m}{M}$$

Al sustituir en la ley general: $PV = \frac{m}{M}RT$

Al despejar el peso molecular: $M = \frac{mRT}{PV}$

Y como la densidad: $d = \frac{m}{V} \quad M = \frac{dRT}{P}$

Cuando se usa la ecuación de la ley de los gases ideales, se debe tener cuidado de expresar todos los datos en las mismas unidades de la constante R de los gases.

Ejemplos

1. Calcula el peso molecular de un gas que ocupa un volumen de 1.4 L a una temperatura de 27 °C, una presión de 890 mmHg, y tiene una masa de 2.273 g.

Datos	Solución
$M = ?$	$PV = nRT$
$V = 1.4\text{ L}$	Como $n = \frac{m}{M}$
$T = 27^\circ\text{C} = 300\text{ K}$	$PV = \frac{m}{M}RT$
$P = 890\text{ mmHg}$ $= 1.17\text{ atm}$	$M = \frac{mRT}{PV}$
$m = 2.273\text{ g}$	$(2.273\text{ g})(0.082) \frac{\cancel{\text{L atm}}}{\cancel{\text{K mol}}}(300)\text{K}$
$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$	$\frac{\quad}{(1.17)\text{ atm}(1.4)\text{K}}$
	$M = \frac{(55.91)\text{g/mol}}{(1.17)(1.4)}$
	$\rightarrow M = 34.13 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

2. Un tanque de 30 m³ de CCl₂F₂, que es un gas refrigerante, está a una presión de 0.54 atm y una temperatura de 11 °C. ¿Qué masa tiene el gas?

Datos	Solución
$V = 30 \text{ m}^3$ $= 30\,000 \text{ L}$	$MPV = mRT$
$P = 0.54 \text{ atm}$	$m = \frac{MPV}{RT}$
$T = 11 \text{ }^\circ\text{C} + 273$ $= 284 \text{ K}$	$m = \frac{(121 \text{ g/mol})(0.54 \text{ atm})(30\,000 \cancel{\text{L}})}{(0.082 \cancel{\text{L atm/K mol}})(284 \text{ K})}$
$m = ?$	
$M_{\text{CCl}_2\text{F}_2} = 121 \text{ g/mol}$	$\rightarrow m = 84\,172.1 \text{ g}$

3. Calcula la densidad, en gramos por litro del dióxido de nitrógeno (NO₂) a TPN y a 100 °C y cinco veces la presión normal.

Datos	Solución
$d = ? (\text{NO}_2)$	1 mol a TPN de NO ₂ = 22.4 L
$T = 100 \text{ }^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$	$M_{\text{NO}_2} = 46 \text{ g/mol}$
$P = 5 \text{ atm}$	$d_{\text{NO}_2} = \frac{46 \text{ g/mol}}{22.4 \text{ L/mol}}$ $= 2.05 \text{ g/L (a } 0 \text{ }^\circ\text{C y } 1 \text{ atm)}$
	$PM = dRT$
	$d = \frac{PM}{RT}$
	$d = \frac{(5 \text{ atm})(46 \text{ g/mol})}{(0.082 \text{ L atm/K mol})(373 \text{ K})}$ $= 7.51 \text{ g/L (a } 100 \text{ }^\circ\text{C y } 5 \text{ atm)}$
	$\rightarrow d = 7.51 \text{ g/L}$

4. Calcula el número de moles de nitrógeno (N₂) que están contenidos en un volumen de 20 L, a la temperatura de -10 °C y a la presión de 6 atmósferas.

Datos	Solución
$n = ? (\text{N}_2)$	$PV = nRT$
$V = 20 \text{ L}$	$n = \frac{PV}{RT}$
$T = -10 \text{ }^\circ\text{C} = 263 \text{ K}$	
$P = 6 \text{ atm}$	$n = \frac{(6 \text{ atm})(20 \cancel{\text{L}})}{(0.082 \cancel{\text{L atm/K mol}})(263 \text{ K})}$
$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$	
	$\rightarrow n = 5.56 \text{ mol de N}_2$

5. ¿Cuál es el volumen de 110 g de dióxido de carbono (CO₂) a condiciones normales de temperatura y presión?

Datos	Solución
$V = ?$	$n = \frac{m}{M}$
$m = 110 \text{ g CO}_2$	$n = \frac{110 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 2.5 \text{ moles CO}_2$
$T = 0 \text{ }^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$	
$P = 1 \text{ atm}$	$PV = nRT$
$M_{\text{CO}_2} = 44 \text{ g/mol}$	
$R = 0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}$	$V = \frac{nRT}{P}$
	$V = \frac{(2.5 \text{ mol})(0.082 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}})(273 \text{ K})}{1 \text{ atm}}$
	$\rightarrow v = 56 \text{ L}$

Heteroevaluación

I. Contesta brevemente las siguientes preguntas:

1. Cita las principales propiedades de los gases ideales:

2. ¿Cuál es el modelo de un gas ideal?

3. Enuncia los postulados de la teoría cinético-molecular:

4. De acuerdo con la fórmula de la energía cinética: $E_c = \frac{1}{2}mv^2$, si dos gases tienen la misma energía cinética, pero uno tiene mayor masa que el otro, ¿cómo será su velocidad?

5. Los siguientes gases H_2 , NH_3 , O_2 , CO_2 , se encuentran a la misma temperatura. Arréglalos en orden creciente de su velocidad.

6. La teoría cinética postula que a mayor temperatura, mayor velocidad de las moléculas. ¿Qué le sucede a la energía cinética, al aumentar la temperatura?

7. Dos muestras de hidrógeno se encuentran a diferente temperatura: una a $20^\circ C$ y la otra a $50^\circ C$. ¿Cuál tiene mayor energía cinética?

8. ¿Cuáles son las escalas de temperatura más comunes?

9. ¿Qué es el cero absoluto de temperatura?

10. ¿A cuántos kelvins o grados absolutos equivalen $20^\circ C$, $-15^\circ C$, $37^\circ C$ y $-40^\circ C$?

11. ¿A cuántas atmósferas equivalen 760 mmHg, 1 520 mmHg, 585 mmHg y 38 cmHg?

12. ¿Cómo varía el volumen de una masa gaseosa si, a temperatura constante, la presión se duplica, se triplica, se reduce a la mitad y a la cuarta parte?

Presión	Volumen
Se duplica	
Se triplica	
Se reduce a la mitad	
Se reduce a la cuarta parte	

II. Resuelve los siguientes problemas:

1. El volumen de una masa gaseosa es de 5 L y su presión es de 1 atm, con la temperatura constante, ¿cuál será su presión, cuando el volumen final sea de 10 L, 20 L, 1 L y 2.5 L?

2. El volumen de una masa gaseosa es de 20 litros a 300 K, manteniendo la presión constante. ¿Cuál será el volumen final si la temperatura varía a 600 K, 200 K, 450 K y 150 K?

3. La presión de una masa gaseosa es de 600 mmHg a 27 °C, con un volumen constante. ¿Cuál será la presión final, si la temperatura varía a 22 °C, 327 °C y -33 °C?

4. El volumen de una masa gaseosa es de 3 litros a 2 atmósferas y 27 °C. ¿Cuál será su volumen final en condiciones normales de temperatura y presión?

5. El volumen de una masa gaseosa es de 10 litros a 1 140 mmHg y 127 °C. ¿Cuál será su volumen final en TPN?

6. Se tienen 20 L de un gas en TPN. ¿Cuál será su volumen en la Ciudad de México (temperatura media de 20 °C y presión atmosférica media de 585 mmHg)?

7. Cinco litros de una masa gaseosa se encuentra a TPN. ¿Cuál será su presión, cuando el volumen sea de 10 L y la temperatura de 546 K?

8. El volumen de un gas es de 150 mL, cuando la presión es de 1 atm y la temperatura de 20 °C. A una presión de 1 000 mmHg, ocupa un volumen de 200 mL. Determina la temperatura final.

9. Se tienen 100 mL de un gas a TPN. ¿Cuál será la temperatura de dicho gas, si se comprime a 50 mL y 2 atm?

10. ¿Cuál es la masa de un mol de moléculas?

11. ¿Cuántas moléculas hay en un mol?

12. ¿Qué es el volumen molecular gramo?

III. Completa los siguientes cuadros a partir de los datos indicados en la primera columna que se refiere a la sustancia:

Cuadro 1.4 Cálculo de la masa, volumen y número de moléculas para diversas sustancias

1 mol de	Masa en g	Litros a TPN	Número de moléculas
$H_{2(g)}$			
$O_{2(g)}$			
$CO_{2(g)}$			
$NH_{3(g)}$			
$NaCl_{(s)}$			

Cuadro 1.5 Cálculo de la masa, volumen y número de moléculas para diversas sustancias

Sustancia	Masa en g	Volumen a TPN	Número de moléculas
3 moles de H_2			
10 moles de He			
0.5 moles de O_2			
0.2 moles de NH_3			
4 moles de $H_2O_{(g)}$			

IV. Completa el siguiente cuadro a partir de los datos indicados en diversas columnas:

Cuadro 1.6 Cálculo de masa, número de moles, y volumen número de moléculas

Sustancia	Masa en g	Número de moles	Volumen en litros TPN	Número de moléculas
$H_{2(g)}$	4			
$N_{2(g)}$		0.5		
$NH_{3(g)}$			5.6	
$K_{(s)}$				12.046×10^{23}
$H_2O_{2(g)}$	270			
$Ne_{(g)}$			69.2	
$H_2O_{(g)}$		15		
$CO_{2(g)}$				3.011×10^{23}
$H_2SO_{4(g)}$	300	5		
$C_2H_{2(g)}$		10		
$HCl_{(g)}$	100			
$C_3OH_{8(g)}$			5	

Rúbrica de coevaluación

Para evaluar las actividades de aprendizaje

Para la coevaluación se intercambiará este formato con otra compañera o compañero con la finalidad de que emita de manera responsable una valoración de los aspectos allí referidos, reservándose sus obsevaciones para discutir las al final de la clase.

Niveles	Excelente	Bueno	Satisfactorio	Deficiente
Comprensión del tema	Demostró comprensión del tema.	Demostro buen entendimiento.	Muestra parcialmente comprensión del tema.	No comprende los aspectos centrales del tema.
Relevancia en su participación	Sus aportaciones enriquecen las ideas de sus compañeras/os.	Aporta ideas que aclaran algunas dudas de sus compañeras/os.	Sus intervenciones no son claras, ni ayudan a esclarecer el tema.	No participa durante la actividad.
Actitud en su participación	Su participación siempre fue con una actitud propositiva y entusiasta.	casi siempre colaboró con la actividad.	Ocasionalmente ayuda, muestra poco interés.	Se comporta indiferente a la actividad desarrollada.
Conducta	Siempre se mostró tolerante ante la crítica de los demás y respetó, opiniones de sus compañeros.	Casi siempre toleró críticas y trató de respetar la diversidad de opinión a los demás.	Casi no acepta las críticas, no respeta del todo las ideas de los demás.	Es intransigente ante las críticas y comentarios.
Conclusiones	Son claras y congruentes a la actividad.	Se entienden fácilmente, en su mayoría son relacionados con el tema.	Son poco claras, no están relacionadas con el tema.	No son claras ni acorde a lo planteado.

Nombre del alumno(a) a evaluar:

Nombre del alumno(a) que evalúa:

Menciona en qué hay que mejorar:

Realiza sugerencias:

Revisado por la o el profesor(a):

Fecha:

 **Portafolio de evidencias**

El portafolio de evidencias es un método de evaluación que consiste en:

- Recopilar los diversos productos que realizaste durante cada bloque (investigaciones, resúmenes, ensayos, síntesis, cuadros comparativos, cuadros sinópticos, el reporte de prácticas de laboratorio, talleres, líneas de tiempo, entre otros), que fueron resultado de tu proceso de aprendizaje en este curso.
- No vas a integrar todos los instrumentos o trabajos que realizaste; más bien, se van a integrar aquellos que tu profesor considere son los más significativos en el proceso de aprendizaje.
- Te permiten reflexionar y darte cuenta de cómo fue tu desempeño durante las actividades de aprendizaje realizadas.

Fases para operar el portafolio de evidencias

1. Comenta con tu profesor el propósito de tu portafolio y su relación con los objetos de aprendizaje, competencias a desarrollar, desempeños esperados, entre otros elementos; acuerden el periodo de compilación de los productos (por bloque, bimestre, semestre).
2. Haz un registro de los criterios que debes considerar al seleccionar tus evidencias de aprendizaje.
3. Comenta con tu profesor todas las dudas que tengas.

Instrucciones de selección de evidencias

1. Realiza todas las evidencias y así podrás incluir las que elaboraste de manera escrita, audiovisual, artística, entre otras.
2. Selecciona aquellas que den evidencia de tu aprendizaje, competencias y desempeños desarrollados, y que te posibiliten reflexionar sobre ello.
3. Todas las evidencias seleccionadas deben cumplir con el propósito del portafolio en cantidad, calidad y orden de presentación.

Propósito del portafolio de evidencias

Semestre

Observa los resultados del proceso de formación a lo largo del semestre, así como el cambio de los procesos de pensamiento sobre ti mismo y lo que te rodea, a partir del conocimiento de los distintos temas de estudio, en un ambiente que te permita el uso óptimo de la información recopilada.

Número de bloques del libro

Asignatura		Nombre del estudiante:	
Criterios de reflexión sobre las evidencias			Comentarios del estudiante
¿Cuáles fueron los motivos para seleccionar las evidencias presentadas?			
¿Qué desempeños demuestran las evidencias integradas en este portafolio?			
¿Qué competencias se desarrollan con las evidencias seleccionadas?			
¿Las evidencias seleccionadas cumplieron las metas establecidas en el curso?			
¿Qué mejoras existen entre las primeras evidencias y las últimas?			
Monitoreo de evidencias			Comentarios del profesor
Núm.	Título	Fecha de elaboración	
1			
2			
3			
4			
5			

Lista de cotejo

Con base en el documento *Lineamientos de evaluación del aprendizaje (DGB, 2011)*, el objetivo de las listas de cotejo es determinar la presencia de un desempeño, por tanto, es necesario identificar las categorías a evaluar y los desempeños que conforman cada una de ellas.

Instrucciones: Marcar con una ✓, en cada espacio donde se presente el atributo.

Estructura	Desempeño
1. Cuenta con una carátula con datos generales del estudiante.	
2. Cuenta con un apartado de introducción.	
3. Cuenta con una sección de conclusión.	
4. Cuenta con un apartado que señala las fuentes de referencia utilizadas.	
Estructura interna	Desempeño
5. Parte de un ejemplo concreto y lo desarrolla hasta generalizarlo.	
6. Parte de una situación general y la desarrolla hasta concretizarla en una situación específica.	
7. Los argumentos a lo largo del documento se presentan de manera lógica y son coherentes.	
Contenido	Desempeño
8. La información presentada se desarrolla alrededor de la temática, sin incluir información irrelevante.	
9. La información se fundamenta con varias fuentes de consulta citadas en el documento.	
10. Las fuentes de consulta se contrastan para apoyar los argumentos expresados en el documento.	
11. Jerarquiza la información obtenida, destaca aquella que considera más importante.	
12. Hace uso de imágenes o gráficos de apoyo, sin abusar del tamaño de los mismos.	
Aportaciones propias	Desempeño
13. Cuenta con una carátula con datos generales del estudiante.	
14. Cuenta con una sección de conclusión.	
15. Cuenta con un apartado que señala las fuentes de referencia utilizadas.	
Interculturalidad	Desempeño
16. Las opiniones emitidas en el documento promueven el respeto a la diversidad.	
	Total

Escala de clasificación

La escala de clasificación sirve para identificar la presencia de determinado atributo y la frecuencia que presenta. (Lineamientos de Evaluación del Aprendizaje. DGB, 2011.)

Este instrumento puede evaluar actividades de aprendizaje, ejercicios, talleres, prácticas de laboratorio, cualquier tipo de exposición podrá ser adaptado a las necesidades específicas de cada tema.

Instrucciones: Indica con qué frecuencia se presentan los siguientes atributos durante la dinámica a realizar. Encierra en un círculo el número que corresponda si: **0 no se presenta el atributo; 1 se presenta poco el atributo; 2 generalmente se presenta el atributo; 3 siempre se presenta el atributo.**

Contenido	Frecuencia			
	0	1	2	3
1. Desarrolla los puntos más importantes del tema.				
2. Utiliza los conceptos y argumentos más importantes con precisión.				
3. La información es concisa.				
Coherencia y organización	Frecuencia			
	0	1	2	3
4. Relaciona los conceptos o argumentos.				
5. Presenta transiciones claras entre ideas.				
6. Presenta una introducción y conclusión.				
Aportaciones propias	Frecuencia			
	0	1	2	3
7. Utiliza ejemplos que enriquecen y clarifican el tema.				
8. Incluye material de elaboración propia (cuadros, gráficas, ejemplos) y se apoya en ellos.				
Material didáctico	Frecuencia			
	0	1	2	3
9. El material didáctico incluye apoyos para presentar la información más importante del tema.				
10. La información la presenta sin saturación, con fondo y tamaño de letra idóneos para ser consultada por la audiencia.				
11. Se apoya en diversos materiales.				
Habilidades expositivas	Frecuencia			
	0	1	2	3
12. Articulación clara y el volumen de voz permite ser escuchado por todo el grupo.				
13. Muestra constante contacto visual.				
14. Respeta el tiempo asignado con un margen de variación de más o menos dos minutos.				
Total				
Puntaje Total				

2

Explicas el estado líquido y sólido de la materia

12 horas

Objetos de aprendizaje

- 2.1 Características del estado líquido de la materia
- 2.2 Características del estado sólido de la materia



Competencias a desarrollar

- Relaciona las características del estado líquido y sólido para comprender los fenómenos de su entorno.
- Emplea la metodología apropiada de las ciencias experimentales para explicar fenómenos relacionados con los sólidos y líquidos.

- Reconoce fenómenos relacionados con los sólidos y líquidos presentes en la naturaleza.
- Utiliza herramientas y equipo especializado en la búsqueda, selección, análisis y síntesis para divulgación de la información científica que contribuye a su formación académica.
- Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias e instrumentos de laboratorio para evitar daños y disminuir riesgos en las actividades experimentales



Desempeños por alcanzar

- Analiza las propiedades y características de los líquidos y las relaciona con los fenómenos que se encuentran en su entorno.
- Compara los distintos cuerpos o sustancias amorfas y cristalinas y explica sus características a partir de las propiedades físicas que presentan.



¿Qué sabes hacer ahora?

Contesta brevemente cada una de las siguientes cuestiones:

1. La presión de vapor se define como:

2. ¿Cuál es la diferencia entre punto de ebullición y punto de congelación?

3. ¿Para qué sirve la tensión superficial de un líquido?

4. ¿Cómo se define la densidad de un líquido?

5. ¿Cuál es la diferencia entre masa y peso de una sustancia?

6. ¿Cuál es la diferencia entre un sólido amorfo y uno cristalino?

7. ¿Por qué el hielo flota en el agua?

8. Escribe el nombre de los siete sistemas cristalinos conocidos.

9. Escribe el nombre de los catorce tipos de redes cristalinas conocidas:

10. Relaciona las siguientes columnas anotando en el paréntesis la letra que corresponda a la pregunta.

Sistema cristalino

() triclinico

() cúbico

() ortorrómbico

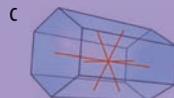
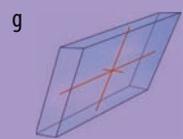
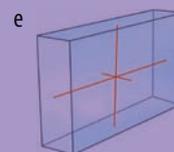
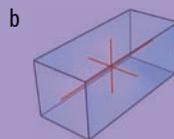
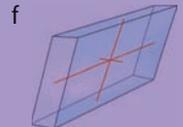
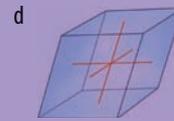
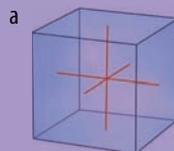
() hexagonal

() tetragonal

() monoclinico

() romboédrico

Figuras





Situación didáctica

¿Cómo lo resolverías?

Un laboratorio en casa

Ferran y Oriol vacían a cucharadas una sustancia verde dentro de un recipiente de plástico en el que se agita un líquido claro. Como si fuera magia, la mezcla comienza a solidificarse. Oriol toma diminutas porciones de la gelatina y las enjuaga en una solución de cloruro de calcio para obtener pequeñas esferas verdes. Contrario a lo que parece, ni Ferran ni Oriol son químicos y el experimento no se efectúa en un laboratorio, ambos preparan un platillo llamado Perlas de Crema de Chícharo en la cocina de uno de los mejores restaurantes del mundo, “El Bulli”, a las afueras de la ciudad de Barcelona en España.

Ferran Adriá es considerado el mejor chef del mundo gracias a su nueva forma de cocinar que ahora se le llama cocina molecular. En la cocina molecular, la cocina y la ciencia se unen para crear nuevas texturas y sabores a partir de un estudio profundo de las reacciones químicas que suceden al momento de combinar y cocinar los alimentos. Para algunos críticos, Adriá ha dejado el terreno del arte culinario, deshumanizando la cocina para transformarla en un laboratorio químico. Sin embargo, estas críticas son un tanto exageradas pues desde la prehistoria la química ha sido una parte fundamental en la preparación de los alimentos ... sólo que nosotros no lo sabíamos.

En la cocina encontramos utensilios como ollas, morteros, horno. Tal vez pienses que los únicos productos químicos que hay en la cocina son los limpiadores que se guardan bajo el fregadero, pero cada uno de los ingredientes de cualquier platillo es de hecho un compuesto químico, tales como vinagre, sal, leche, azúcar, harina son todos productos químicos y su transformación en un succulento platillo, implica una amplia variedad de procesos y reacciones químicas.

Al abrir la alacena se nos revela una deliciosa “tabla periódica” de productos químicos esenciales para una buena comida. De todos, con los que estamos más familiarizados son las sales, la más común es el cloruro de sodio (NaCl). Es un componente vital de nuestra dieta, tanto por sus beneficios para la salud como por su papel como saborizante. En cantidades adecuadas es necesaria para la transmisión de los impulsos nerviosos y para la contracción de los músculos, pero si se consume en exceso puede provocar enfermedades del corazón, presión alta y ataques al corazón.

Otra sal que guardamos en la alacena es el bicarbonato de sodio (NaHCO_3). A quienes les guste el pan deben darle gracias a esta sal, pues el bicarbonato de sodio se usa principalmente en la repostería, donde al reaccionar con otros componentes ácidos produce CO_2 , que ayuda a la masa a elevarse, dándole sabor y volumen.





Una sal particularmente interesante es el ajinomoto o glutamato monosódico ($C_5H_8NO_4Na$). La encontramos de forma natural en numerosos alimentos como los tomates, hongos, verduras e incluso la leche materna. Está en la alacena porque es un potenciador de sabores que se emplea en muchos alimentos para crear un sabor suave, rico y con cuerpo, principalmente en carnes, pescado, verduras o legumbres. Esta sustancia también está asociada con el llamado quinto sabor, el *umami* (sabroso en japonés), debido a que éste es justamente el sabor que despierta en la boca el glutamato monosódico. El sabor umami fue descubierto en Japón a principios del siglo XX como un sabor común a los espárragos, el tomate, el queso y la carne, pero que no era dulce, ni ácido, ni amargo, ni salado.

Las reacciones en la cocina

Al abrir la perilla de la estufa, el gas sale por el quemador, se mezcla con el oxígeno de la atmósfera, gracias a la llama del piloto o una chispa, se agrega energía a la mezcla en forma de calor, los ingredientes reaccionan entre sí y tenemos fuego. Las altas temperaturas matan a los parásitos y microorganismos que producen enfermedades y por último, los alimentos cocinados saben mucho mejor.

Un ejemplo de esto es el huevo. Tratar de comerlo crudo parece hasta castigo, pero, ¿qué tal un huevo frito con salsa y frijoles? La razón de este delicioso cambio es la desnaturalización de las proteínas. La reacción se llama así porque altera la forma natural de la molécula. Las proteínas, principal componente de los alimentos de origen animal son largas cadenas de aminoácidos que se enrollan como una bola de estambre. Cuando son sometidas al calor o al combinarse con algún ácido, los enlaces químicos que sujetan estas bolas se rompen y los ovillos se deshacen en largos hilos y luego estas fibras se agrupan desordenadamente formando un gel en un proceso llamado coagulación. Nuestro delicioso desayuno es, en términos científicos, un gel de proteínas desnaturalizadas... para chuparse los dedos.

Un desayuno no está completo sin un fresco y dorado jugo de naranja. Para tener un abundante jugo por la mañana lo mejor es dejar las naranjas toda la noche sumergidas en agua, el secreto que se esconde tras este truco, es el de la ósmosis, proceso a través del cual dos soluciones divididas por una membrana tratan de igualar su concentración. Por presión osmótica el agua ingresa a las células de las naranjas en remojo.



Secuencia didáctica

¿Qué tienes que hacer?

A continuación se lista una serie de preguntas y acciones que debes seguir para contestar la problemática de la pregunta central. Es importante que reflexiones, seas claro y objetivo para que esta experiencia sea útil al reconocer tus debilidades para superarlas y tus fortalezas para beneficiarte de ellas.

1. ¿De qué te sirve conocer la química de las reacciones en la cocina?
2. ¿Cuántos elementos o compuestos puedes identificar en la cocina de tu propia casa?
3. ¿Te beneficia económicamente conocer la química de las reacciones entre los diferentes tipos de alimentos?
4. ¿Cómo puedes mejorar tu alimentación?
5. ¿Qué nos indican los colores de los diferentes alimentos vegetales o frutas?
6. ¿Cuándo cocinan alimentos cómo sabes el momento en que ya están cocidos?

Anota cinco características que presentan los alimentos cuando ya están cocinados y preparados para consumirse:

- a)
-
- b)
-
- c)
-
- d)
-
- e)
-

7. Establece las conclusiones correspondientes.
8. Elabora un reporte donde expreses de manera objetiva tus reflexiones sobre esta actividad.

Rúbrica

¿Cómo sabes que lo hiciste bien?

Con el propósito de revisar si adquiriste los conocimientos de este bloque realiza lo siguiente:

- Con la dirección del maestro organicen un debate sobre la importancia de conocer la composición de los alimentos y sus reacciones.

- ¿En tu opinión es importante meterse en la cocina y aprender a cocinar? ¿Por qué?
- ¿Qué tipo de alimentos disfrutan con mayor frecuencia las personas, cuando hay una reunión familiar?



Intégrate a un equipo de compañeros para que presenten sus respuestas en plenaria y analicen la problemática central de esta situación didáctica. Contesta las siguientes preguntas.

- ¿Cuáles tipos de alimentos son los más consumidos?
- Enlista unos 10 platillos que más te gusta comer.
- ¿Dónde prefieres comer: en casa o en un restaurante? ¿Por qué?

- Léí todo el contenido del bloque.
- ¿Puedo predecir un mayor futuro acerca de adquirir mayor conocimiento sobre la preparación y cocción de los alimentos? ¿Cómo puedo hacerlo? Anótalo.
- Establezcan las conclusiones correspondientes y elaboren un reporte donde expresen de manera clara y objetiva sus reflexiones sobre esta actividad.



Portafolio de evidencias

Pasos para hacer el portafolio de evidencias

1. En una computadora crea una carpeta con el nombre **Temas selectos de química 1**.
2. Crea un archivo en un procesador de textos con tu nombre **_Explicas el estado líquido y sólido de la materia**.
3. Crea dentro de la carpeta **Explicas el estado líquido y sólido de la materia** otra carpeta **con tu nombre_Bloque 2**.
4. Dentro de la carpeta **Bloque 2** guarda las evidencias que indique tu profesor.
5. Envía los archivos por correo electrónico a tu profesor.

2.1 Características del estado líquido de la materia

Un líquido tiene un volumen definido, pero carece de forma determinada y sus partículas se adhieren entre sí firmemente pero no rígidamente. Aunque las partículas se mantienen unidas por sus fuerzas de atracción intensas, y están en contacto estrecho entre sí, pueden moverse libremente. Esta movilidad de las partículas confiere fluidez al líquido, y lo hace tomar la forma del recipiente en el que se aloja.

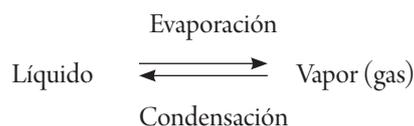
De acuerdo con el modelo cinético molecular, las moléculas están en continuo movimiento y entre ellas existen fuerzas atractivas, llamadas fuerzas de cohesión. En el caso del estado líquido, dichas fuerzas son menos intensas que en el sólido e impiden que las moléculas puedan independizarse.

Si sube la temperatura de un sistema sólido, sus moléculas se moverán más rápido y aumentará la distancia media entre ellas, con lo que disminuirá la fuerza de cohesión hasta que el sólido se convierte en líquido.

Cuando se estudiaron los gases se hizo posible explicar muchas de sus propiedades, con la suposición de que las partículas de gas tienen movimiento y no ejercen atracción entre ellas. Las partículas que constituyen los líquidos también se encuentran en movimiento y se pueden deslizar una sobre otra. Por ello decimos que los líquidos y los gases son fluidos. Sin embargo, las partículas de líquidos, a diferencia de las de los gases, se mantienen juntas por efecto de débiles fuerzas de atracción intermoleculares (conocidas como fuerzas de Van der Waals).

Las velocidades y las energías cinéticas de las moléculas tienen un intervalo de energía cinética baja a alta; su distribución es similar a la de los gases. Algunas moléculas tienen suficiente energía cinética para liberarse de las fuerzas de atracción intermoleculares y pasan entonces a la fase gaseosa como vapor. La capacidad de una molécula para liberarse del líquido depende tanto de la fuerza inter-

molecular como de su energía cinética, y esta última depende de la temperatura. El punto de ebullición y el calor de vaporización son una medida indirecta de las fuerzas intermoleculares. Un líquido que se deja en un recipiente abierto finalmente se evaporará, ya que sus moléculas escapan del líquido y se difunden a través de la atmósfera. Si el recipiente se encuentra cerrado, las moléculas que escapan no pueden difundirse hacia la atmósfera y al final chocan con la superficie del líquido (como las paredes), ejerciendo una presión parcial (el aire ejerce la otra parte de la presión) y vuelven a entrar y a formar parte de la fase líquida.



Después de cierto tiempo, la velocidad a la que las moléculas salen del líquido igualará a la velocidad con que las moléculas vuelven a entrar al líquido.

La velocidad de evaporación = La velocidad de condensación

Cuando se alcanza este punto, la concentración de las moléculas en la fase de vapor será constante y se dice que el sistema se encuentra en equilibrio dinámico.

Propiedades del agua

El agua es la única sustancia que se presenta en la naturaleza en tres estados físicos. Como líquido se encuentra en mares, ríos, océanos, lagunas y en la lluvia; en forma sólida, en el hielo, el granizo y la nieve, y como gas, en el vapor de agua. Por tanto, el agua se evapora, se condensa, se solidifica y se funde.

Presión de vapor

Se define como la presión ejercida por la fase gaseosa o de vapor de un sólido o un líquido sobre la fase líquida, en aquella temperatura



Figura 2.1 Estados de la materia.

donde la fase líquida y el vapor se encuentran en equilibrio dinámico. En esta fase reciben el nombre de líquido saturado y vapor saturado.

La presión de vapor se mide en pascales (Pa), que equivale a un newton por metro cuadrado (N/m^2)

$$1 \text{ Pa} = 1 \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$$

La presión de vapor de los líquidos se incrementa al disminuir la temperatura de ebullición.

Punto de ebullición

El agua pura es líquida, incolora, inodora e insípida; hierve a 100°C a nivel del mar (a una presión de 760 mmHg) y se congela a 0°C . En la Ciudad de México el agua hierve a 93°C , es decir, siete grados menos que a nivel del mar; esto se debe a que se encuentra a una altura de 2 240 m sobre el nivel del mar (con una presión de 585 mmHg).

Después del aire, el agua es la sustancia más abundante sobre la Tierra. Es el único compuesto líquido con masa molecular baja (18 g/mol).

Un gramo de hielo ocupa mayor volumen que un gramo de agua, de manera que cuando se forman cristales de hielo en células vivas, su expansión las rompe y las destruye. Cuanto menor es la temperatura, los cristales de hielo son más grandes y peor es el daño celular. La industria de la congelación de alimentos tiene en cuenta esta propiedad del agua. El alimento se congela en forma "ultrarrápida"; es decir, con tanta rapidez que los cristales de hielo formados son muy pequeños y el daño que causan a la estructura celular de los alimentos es mínimo.

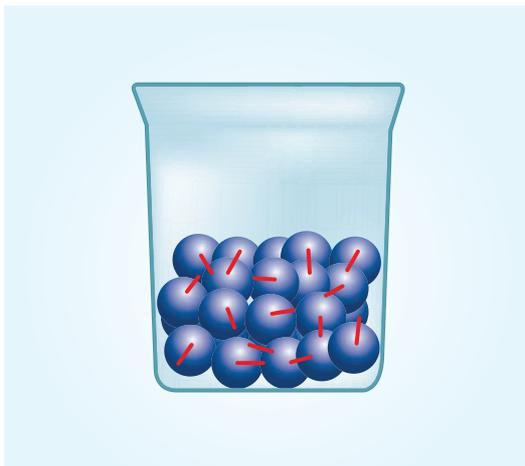


Figura 2.2
Las partículas de los líquidos vibran y forman conglomerados que se desplazan unos respecto a otros.

Punto de congelación

El agua se congela a 0°C y hierve a 100°C (al nivel del mar). Los puntos de congelamiento y ebullición son la base para medir la temperatura: 0°C en la escala Celsius está el punto de congelamiento del agua y 100°C es su punto de ebullición.

Capacidad calorífica

El agua tiene un alto índice de calor específico. Esto significa que puede absorber mucho calor antes de empezar a calentarse. Por esta razón es muy valiosa como enfriador para las industrias.

Calores latentes de fusión y de evaporación

El alto índice de calor específico del agua también ayuda a regular el cambio de la temperatura del aire, lo que permite que esto se lleve a cabo de forma gradual (y no de manera repentina) a lo largo de las estaciones del año, especialmente en las zonas que se encuentran cerca de los océanos.

Otra propiedad poco común es su elevada capacidad calorífica. Se necesita una caloría para elevar la temperatura de 1 g de agua en 1°C , lo que equivale a 10 veces la energía requerida para elevar 1°C la temperatura de la misma cantidad de hierro (Fe). Esta energía se llama **calor específico**.

La razón por la que los utensilios de cocina se fabrican de hierro, cobre, aluminio o vidrio, es que estos materiales tienen calores específicos bajos; en consecuencia, se calientan rápido. Los mangos de las sartenes se hacen de madera o de plástico porque estos materiales tienen calores específicos elevados, de manera que cuando se exponen al calor, su temperatura se eleva más lentamente.

La elevada capacidad calorífica del agua significa no sólo que se requiere mucha energía para elevar su temperatura, sino también que



Figura 2.3
El hielo es fundamental en la protección de la vida de diferentes organismos acuáticos.

el agua cede mucho calor cuando experimenta una disminución de temperatura, aunque sea pequeña. Las enormes cantidades de agua en la superficie de la Tierra actúan como un termostato gigante para moderar las variaciones diurnas de temperatura. A fin de apreciar la importancia de esta propiedad del agua basta considerar los cambios de temperatura extremos en la superficie de la Luna, carente de agua. La temperatura de la Luna varía de poco más de los 100 °C hasta casi -175 °C, una diferencia de 275 °C. En la Tierra la variación oscila de 250 °C hasta 50 °C, una diferencia de sólo 100 °C.

Cuadro 2.1 Calor específico de algunas sustancias comunes	
Sustancia	Calor específico (cal/g °C)
Agua (líquida)	1.0
Agua (sólida)	0.5
Alcohol etílico	0.54
Aluminio	0.21
Cobre	0.09
Hierro	0.11
Madera	0.42
Oro	0.03
Plata	0.06
Vidrio	0.12

Para tu reflexión

¿Por qué estallan las tuberías de agua si se congelan?

El agua actúa de manera particular a distintas temperaturas. Químicamente, el agua es única y de muchas maneras desafía las normas. Casi todas las demás sustancias se contraen al congelarse: en estado gaseoso son más ligeras que en estado líquido y pesan menos que en estado sólido. El agua se comporta así cuando cambia de gas a líquido, reduciendo su volumen, es decir, pesa más hasta que se aproxima a su punto de congelación. De pronto, al llegar a 4 °C, reacciona de manera particular.

Cuando el agua se congela, sus moléculas se agrupan y forman un tetraedro, es decir, una figura con cuatro caras triangulares. Cada una de sus moléculas se une a otras cuatro que a su vez se unen con otras. El resultado es un cristal sólido, pero ligero, en el que las moléculas de agua están más espaciadas que cuando se mueven libremente en estado líquido; por esa razón, el agua se expande cuando

se congela, de hecho, su volumen crece casi 9% y genera una fuerza considerable, la suficiente para romper las tuberías, como bien saben algunos infortunados habitantes de casas, sobre todo en invierno.

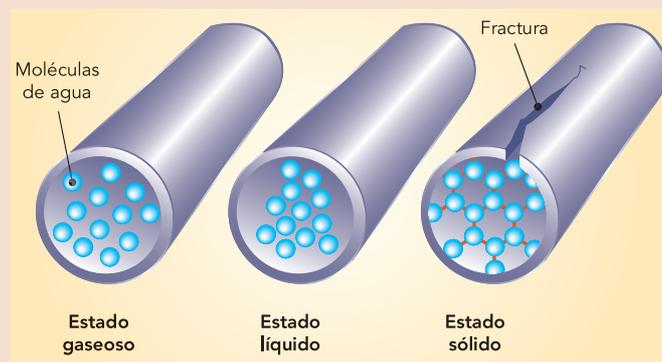


Figura 2.4 En la figura se puede apreciar como actúan las moléculas y lo que provocan cuando el agua se congela.

Tensión superficial

El agua tiene una tensión superficial muy alta. Esto significa que es pegajosa y elástica, y tiende a unirse en gotas en lugar de separarse en una capa delgada y fina. La tensión de la superficie es la responsable de la acción de la capilaridad, que hace que el agua pueda disolver sustancias, moverse por las raíces de plantas y llevar los nutrientes que necesita nuestro cuerpo a través de los pequeños vasos sanguíneos.

Poder disolvente

El agua es el mayor disolvente que hay en la naturaleza. Todas las disoluciones que incluyen al agua como disolvente se denominan acuosas. Puede considerarse que una sustancia se disuelve en agua por la interacción entre las partículas del soluto y las moléculas polares del agua.



Figura 2.5 El mango de esta sartén debe ser recubierto con plástico o madera para evitar quemaduras.

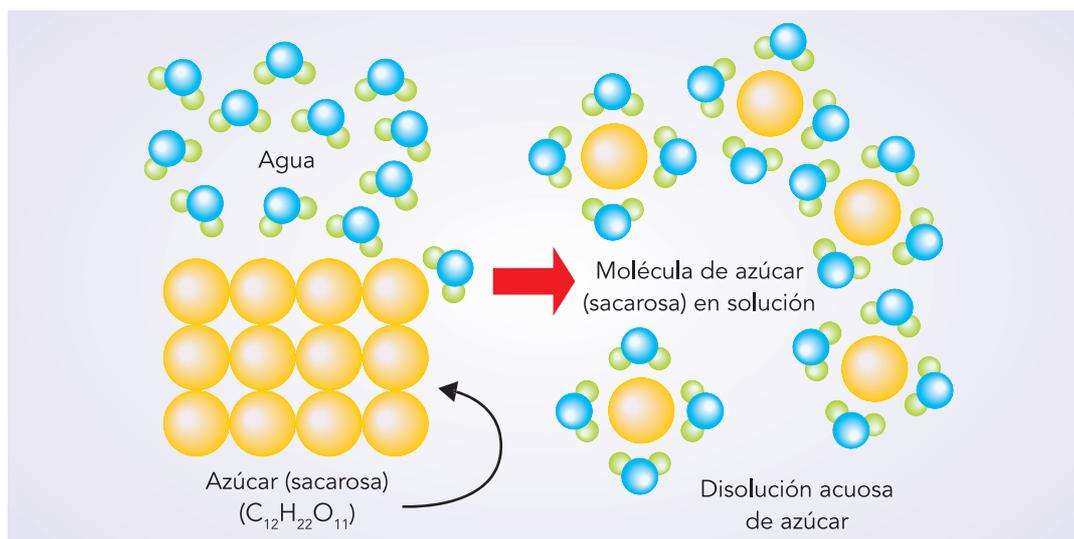


Figura 2.6
Las moléculas de agua rodean a las de sacarosa formando una disolución.

Cuando se agrega un soluto al agua, las moléculas de ésta penetran entre las partículas del soluto, las separan y las rodean, conforme entran en la disolución. La sustancia se disuelve si la fuerza de interacción entre las moléculas de agua y las partículas del soluto es bastante grande para contrarrestar las fuerzas que mantienen unidas a las partículas del soluto. Una vez disueltas, las partículas del soluto se entremezclan perfectamente con las moléculas del agua.

Muchos compuestos iónicos y moleculares se pueden disolver en agua; pero también existen muchos otros que no se disuelven. No obstante, al transcurrir el tiempo el agua es capaz de disolver casi cualquier sustancia; por ejemplo: las rocas, los minerales y los metales que se disuelven en diferentes cantidades de agua. Como ésta tiene un alto poder de disolución, rara vez se encuentra pura en la naturaleza. Las aguas naturales son disoluciones complejas que contienen gran variedad de materiales disueltos.



Actividad experimental 1

Determinación del punto de ebullición del agua

Con la dirección de su profesor, reúnete en equipos de 4 o 5 alumnos y resuelvan la siguiente actividad. Contesten las preguntas y elaboren un informe escrito en el que analicen los resultados y presenten las conclusiones.

Propósito

Determinar a qué temperatura hierve el agua.

Materiales

- Soporte universal
- Termómetro de 0 a 120 °C

- Anillo de hierro
- Mechero de Bunsen o lámpara de alcohol
- 2 pinzas de nuez
- Agua de la llave
- Malla o tela de alambre con asbesto
- Sal de cocina o de mesa (de polvo o grano)
- Matraz de fondo plano Erlenmeyer, o un vaso de precipitados
- 1 varilla

Material alternativo

- 1 recipiente de vidrio que soporte el calentamiento del agua

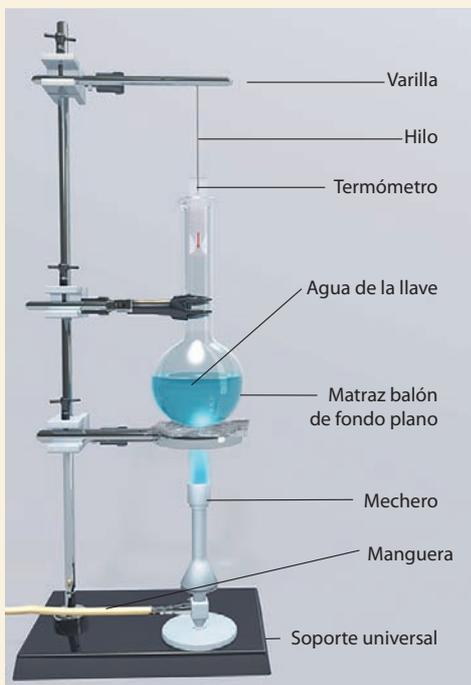
Procedimiento

¡PRECAUCIÓN! Manejen con cuidado el mechero o la lámpara de alcohol, los materiales de vidrio y el termómetro. No toquen el anillo de hierro una vez calentado. Tengan cuidado con el agua caliente.

Monten el aparato como se muestra en la figura; asegúrense de que todos los materiales estén sujetos correctamente.

1. Dentro del matraz viertan aproximadamente 250 mL de agua de la llave.
2. Cuelguen el termómetro con un hilo amarrado a una varilla. Si es posible, acoplen un tapón de hule al termómetro que va en el matraz.
3. Calienten el agua hasta que empiece a hervir. Observen cuidadosamente el valor que marca el termómetro.

¿Qué valor obtuvieron en la temperatura de ebullición del agua?
----- °C



¿Por qué la temperatura no aumenta después de alcanzar el punto de ebullición?

Si viven en lugares cercanos al mar, ¿qué valor del punto de ebullición del agua se obtiene?

Si viven en lugares muy altos con respecto al nivel del mar, ¿el punto de ebullición del agua aumenta o disminuye?

¿A qué se debe esta variación?

Repitan el experimento anterior, pero agreguen al agua 1 o 2 cucharadas de sal común.

¿A qué temperatura hirvió el agua? °C.

¿Cómo resultó esta temperatura con respecto al agua simple?

¿Por qué?

¿Qué función realiza la sal común en el agua?

Conclusiones:

Densidad

El agua en su forma sólida, el hielo, es menos densa que en su forma líquida; por eso el hielo flota. Además, el agua tiene mayor densidad que muchos líquidos comunes, incluyendo los derivados del petróleo; algunos de ellos, al ser insolubles en agua, flotan sobre la superficie de ella. Esto ha causado enormes daños al ambiente en los últimos años. Por ejemplo, los gigantescos derrames de petróleo que ocurren cuando se fractura un buque-tanque o cuando un pozo petrolero queda fuera de control, producen una capa oleosa sobre la superficie del agua. El aceite cubre las plumas de las aves acuáticas y la piel de los animales marinos y en ocasiones se deposita en las playas, donde produce daños ecológicos considerables. Si el petróleo fuese más denso, se hundiría, y el problema sería de naturaleza diferente, mas no por fuerza menos perjudicial.

La mayor densidad del agua se alcanza a 4 °C y es de 1 g/mL; en otras palabras, un mililitro de agua equivale a un gramo de agua, por lo que un litro de agua equivaldrá a un kilogramo de la misma. Su calor específico es de 1 caloría por grado por gramo; es decir, un gramo de agua elevará su temperatura un grado Celsius cuando se le suministre una cantidad de energía en forma de calor equivalente a una caloría. Como se puede observar, no todas las propiedades físicas del agua tienen por valor numérico el 1.

Es muy común observar en la naturaleza o en nuestro medio el fenómeno que se registra al intentar mezclar sustancias líquidas o sólidas insolubles; por ejemplo, un trozo de madera y agua, un clavo y agua, aceite y agua, etc. (figura 2.8).

Cada sustancia tiene propiedades específicas bien definidas que la hacen diferente de las otras. Una de estas propiedades es la **densidad**, que se define como la *masa de una sustancia contenida en una unidad de volumen*, en la siguiente fórmula matemática:

$$\text{Densidad (D)} = \frac{\text{Masa (m)}}{\text{Volumen(V)}}$$



Figura 2.7 El derrame de petróleo en el mar perjudica enormemente a la fauna acuática.



Figura 2.8
El agua y el aceite no se mezclan porque sus partículas son muy diferentes.

Observando la relación anterior, la densidad es una propiedad específica que resulta de dividir dos propiedades generales (la masa y el volumen).

En el Sistema Internacional de Unidades la densidad se mide en kg/m^3 , aunque los submúltiplos de ésta son más usuales.

Para sólidos y líquidos se usa: g/cm^3 o g/mL

Para gases: g/dm^3 y g/L

Si determinamos en tres ocasiones la densidad de un mismo refresco, por ejemplo, y utilizamos para la primera determinación 5 mL con una masa de 3.1 g; para la segunda 15 mL con una masa de 9.3 g; y finalmente para la tercera 60 mL con una masa de 37.2 g, obtendremos que la densidad es la misma e igual a 0.62 g/mL , por lo que concluimos que la densidad es una propiedad que no depende de la cantidad de materia contenida en el sistema.

Ejemplos

Un objeto de plata (Ag) tiene una masa de 472.5 g y un volumen de 45 cm^3 . ¿Cuál es su densidad?

Datos

$m = 472.5 \text{ g (Ag)}$

$V = 45 \text{ cm}^3$

$D = ?$

Fórmula

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

Sustitución

$$D = \frac{472.5 \text{ g}}{45 \text{ cm}^3}$$

Resultado

$D = 10.5 \text{ g/cm}^3$

Calcula el volumen de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) ocupado por una masa de 50.5 g.

Datos

$V = ?$

$m = 50.5 \text{ g}$

$D = 0.79 \text{ g/cm}^3$

Fórmula

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

Sustitución

$$V = \frac{50.5 \text{ g}}{0.79 \text{ g/cm}^3}$$

Resultado

$V = 63.92 \text{ cm}^3$

En este ejemplo la densidad se obtuvo del cuadro siguiente, aunque normalmente dicho dato se proporciona para la solución de problemas de este tipo.

Cuadro 2.2 Densidades a temperatura ambiente, 25 °C

Sustancia	Densidad g/cm^3
Hidrógeno (gas) (H_2)	0.000084
Dióxido de carbono (gas) (CO_2)	0.0018
Madera de balsa	0.16
Madera de corcho	0.21
Madera de roble	0.71
Alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$)	0.79
Agua (H_2O)	1.00
Madera de eucalipto	1.06
Magnesio (Mg)	1.74
Sal de mesa (NaCl)	2.16
Arena	2.32
Aluminio (Al)	2.70
Hierro (Fe)	7.9
Plata (Ag)	10.5
Plomo (Pb)	11.3
Mercurio (Hg)	13.6
Oro (Au)	19.3

Para tu reflexión

¿Por qué el hielo flota en el agua?

Si te preguntan qué “pesa” más, una cubeta con agua o una con hielo, seguramente contestarás que esta última, porque quizá pienses que los sólidos son más pesados que los líquidos. Pero no, el hielo es más “liviano” que el agua. Esto es de suma importancia para la vida acuática, ya que los peces y las plantas que viven en lugares muy fríos quedan “protegidos” cuando en la temporada de invierno se congelan los lagos y ríos, puesto que el hielo flota formando una capa resistente, la cual queda por encima debido a que tiene una menor densidad que el agua en estado líquido. Los seres que habitan allí continúan normalmente su vida. Si el hielo tuviera una mayor densidad que el agua, la masa de agua se congelaría desde el fondo hasta la superficie.



Actividad experimental 2

Realiza esta actividad en tu casa y compara los resultados obtenidos con los de tus compañeros de clase. Comenta y discute sobre las semejanzas y diferencias de los valores obtenidos. Elabora un informe escrito con tus conclusiones y exponlo al grupo.

Propósito

Demostrar que el hielo tiene una densidad menor que la del agua líquida.

Materiales

- Recipiente transparente de vidrio o plástico con capacidad de ½ litro, aproximadamente
- Marcador de agua o plumín
- Taza
- Agua

Procedimiento

1. Vacía una taza de agua en un recipiente más grande y marca la altura alcanzada por el agua con algún marcador o plumín.

2. Introduce el recipiente en refrigerador hasta que el agua se congele totalmente.
3. Pasado un tiempo razonable, observa el nivel que alcanzó el agua congelada.

¿Qué ocurrió?

¿El agua congelada está por encima o por debajo de la marca que hiciste?

¿A qué se debe esto?

Deja que el hielo se derrita y vuelve a observar el nivel que alcanza el agua, a la temperatura ambiente. ¿Está por encima o por debajo de la marca inicial?

¿A qué se debe?

Anota tus conclusiones:



La marca roja indica la altura que tiene el agua líquida.

Actividad experimental 3

Densidad de un líquido

Bajo la dirección de tu maestro réunete en equipos de tres o cuatro alumnos para llevar a cabo esta actividad. Hagan las mediciones pertinentes y analicen las semejanzas y diferencias de los valores obtenidos. Elaboren un informe por escrito donde analicen los resultados y presenten las conclusiones; discútanlo con sus compañeros de grupo.

Propósito

Determinar la densidad de refresco.

Materiales

- Matraz Erlenmeyer de 50 mL
- Balanza granataria
- Pinzas para tubo de ensayo
- 25 mL de un refresco cualquiera
- Tapón de caucho
- Bureta de 50 mL o probeta de 50 o 100 mL o biberón

Procedimiento

1. Determinen lo más exacto posible la masa de un matraz Erlenmeyer limpio y seco, provisto de un tapón de caucho seco; no lo toquen con las manos (utilicen unas pinzas). Será la masa m_1 .

Masa del matraz + tapón $m_1 =$ g

2. Viertan, con ayuda de una bureta, 25 mL exactos de refresco en el matraz y tápenlo con el mismo tapón. Determinen esta nueva masa (m_2).

Masa del matraz con el líquido y el tapón $m_2 =$ g

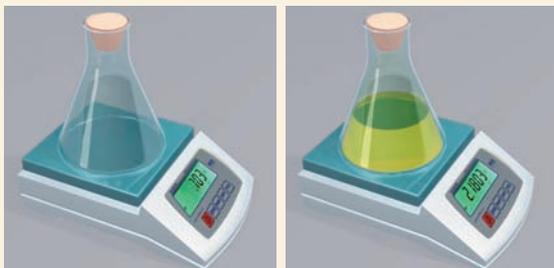
Por tanto:

Masa del líquido problema ($m_2 - m_1$) = g

3. Calculen la densidad.

$$\text{Densidad} = \frac{(m_2 - m_1)}{25 \text{ mL}} \text{ g} = \text{.....}$$

Comparen el valor que obtuvieron con los de sus compañeros. Anoten sus conclusiones.



Matraz vacío y con refresco.

Actividad de aprendizaje

1. Escribe un ensayo con el tema “¿Por qué flotan los barcos?”. Exponganlo ante el grupo.
2. Resuelve los siguientes problemas:
 - a) ¿Qué volumen ocupará una muestra de 450 g de mercurio?
 - b) ¿Cuál será la masa de un lingote de oro que mide 5 cm de ancho por 8 cm de largo y 3 cm de altura?
 - c) Si tenemos tres volúmenes iguales de 50 mL cada uno, de tres sustancias líquidas diferentes, como agua, alcohol y mercurio, ¿cuál tiene mayor densidad y cuál menor? Consulta el cuadro de densidades.
3. Considerando los instrumentos de medición del volumen de los líquidos que ya estudiaste en este bloque, ¿qué instrumento utilizarías para medir lo siguiente?
 - a) 3 L de suero oral:
 - b) ½ L de agua:
 - c) 100 mL de alcohol:
 - d) 25 mL de acetona:
 - e) 3.5 mL de penicilina:
4. Con la guía de tu profesor, forma un equipo de cuatro o cinco integrantes y elaboren un mapa conceptual del tema: **Mediciones, instrumentos y unidades**. Compárenlo con el que realicen otros equipos y escriban en el pizarrón el más adecuado. Corrige tu mapa de acuerdo con las consideraciones anteriores.

▶ 2.2 Características del estado sólido de la materia

Sustancias amorfas

Las sustancias amorfas son sólidos que carecen de una estructura ordenada y formas bien definidas. Sus partículas constituyentes presentan atracciones suficientemente eficaces como para detener el flujo de una sustancia, lo que da como resultado una estructura rígida y medianamente dura. Al quebrarse un sólido amorfo, esto produce en él caras y bordes irregulares, a altas temperaturas éstos lentamente comienzan a fundirse y pasan del estado sólido a un estado líquido. Éstos no presentan una disposición interna ordenada (sin patrón ordenado), algunos se denominan vidrios o líquidos sobreenfriados. Ejemplos de éstos son plásticos, vidrios, jabones, parafinas y muchos compuestos orgánicos e inorgánicos.

Las sustancias amorfas no tienen una estructura microscópica regular como las sustancias sólidas cristalinas. En realidad su estructura se parece mucho más a la de los líquidos que a la de los sólidos.

Sustancias cristalinas

Las sustancias se clasifican como cristalinas o amorfas. Las sustancias cristalinas son sólidos verdaderos, las partículas se encuentran en un patrón regular, tridimensional, denominado red cristalina.

Sistemas cristalinos

Es la unidad de volumen más pequeña de un cristal que reproduce por repetición la red cristalina, y se llama celdilla unidad. Es posible demostrar que para que una celdilla unidad por repetición pueda reproducir la red cristalina, debe pertenecer a 1 de los 7 sistemas cristalinos de la figura 2.9.

Modelo cinético molecular en los sólidos

Los sólidos, a diferencia de los movimientos caóticos de los átomos, moléculas o iones en los líquidos y gases, muestran un compactamiento entre sus partículas, con una disposición organizada de manera casi perfecta.

En vez de deslizarse de un lugar a otro, como en los líquidos, vibran y giran sobre puntos fijos. Por tanto, los sólidos son densos e incompresibles debido a la posición de sus partículas; no llenan todos los huecos de los recipientes que los contienen.

Cuando se calienta un sólido, sus partículas vibran más rápido y su energía cinética aumenta. El punto de fusión es la temperatura a la que el sólido se vuelve líquido.

Sistema	Longitudes	Ángulos	Ejemplo
Cúbico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	NaCl (sal de roca)
Tetragonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	TiO ₂ (nitilo)
Ortorrómico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	MgSO ₄ ·7H ₂ O (epsomita)
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^\circ; \beta \neq 90^\circ$	CaSO ₄ ·2H ₂ O (yeso)
Triclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	K ₂ Cr ₂ O ₇ (dicromato de potasio)
Hexagonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = 120^\circ; \gamma = 90^\circ$	SiO ₂ (sílice)
Romboédrico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	CaCO ₃ (calcita)

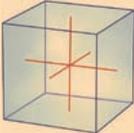
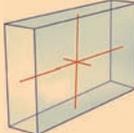
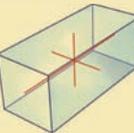
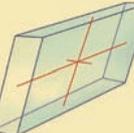
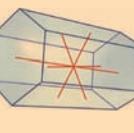
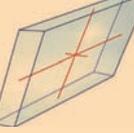
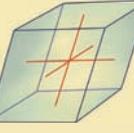
	Longitud de los ejes de la celda unitaria	Ángulos entre los ejes de la celda unitaria	Sistema cristalino		Longitud de los ejes de la celda unitaria	Ángulos entre los ejes de la celda unitaria	Sistema cristalino
	todos iguales	todos = 90°	cúbico		todos desiguales	todos = 90°	ortorrómico
	2 iguales 1 desigual	todos = 90°	tetragonal		todos desiguales	2 = 90°, 1 = 90°	monoclínico
	3 iguales 1 desigual	1 = 90° 3 = 60°	hexagonal		todos desiguales	todos = 90°	triclínico
	todos iguales	todos = 90°	romboédrico				

Figura 2.9 Dimensiones de las celdillas unidad para los siete sistemas cristalinos.

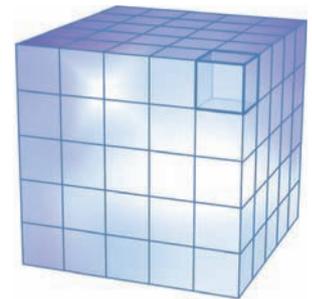
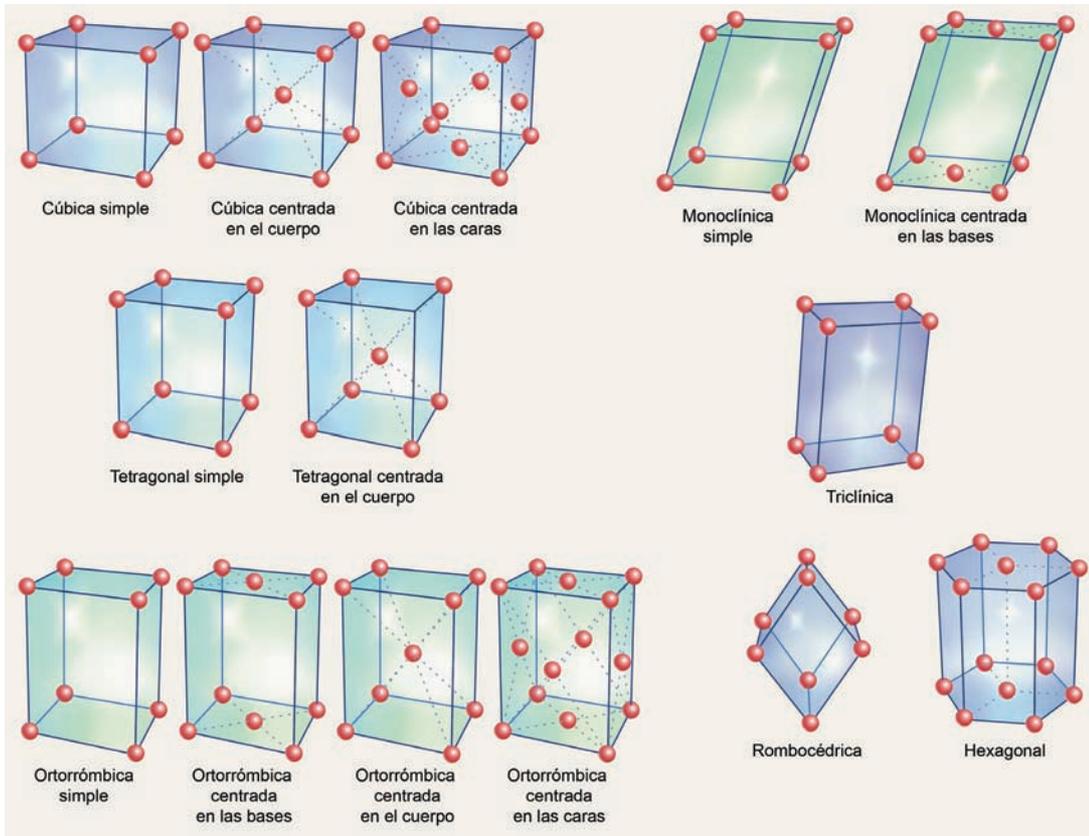


Figura 2.10 Los catorce tipos de redes cristalinas. La red cristalina espacial es un ordenamiento regular de las celdillas unidad.

Actividad de aprendizaje con TIC

Consulta en Internet el tema de las propiedades de los líquidos y de los sólidos. También investiga el reciclado de materiales y contesta el siguiente tema: ¿Es benéfico el reciclado de materiales? Toma en cuenta las siguientes preguntas sobre el reciclado de materiales: ¿Es benéfico por razones económicas? ¿Es benéfico por razones ecológicas? Fundamenta tus respuestas.

Busca en Internet los siguientes conceptos que corresponden a los sólidos cristalinos. Si es necesario ilústralos. Envía tu trabajo por correo electrónico a tu profesor.

- | | |
|------------------------------------|--------------------------------------|
| a) Hábito del cristal | j) Sistema cristalino |
| b) Sitio de la red | k) Clases de cristales |
| c) Estructura cristalina | l) Cristal metálico |
| d) Vidrio | m) Enlace metálico |
| e) Empaquetamiento compacto | n) Cristal covalente |
| f) Celda unitaria | o) Cristal molecular |
| g) Índices de Weiss | p) Fuerzas de Van der Waals |
| h) Índices de Miller | q) Cristal macromolecular |
| i) Planos cristalinos | r) Cristal iónico |
| | s) Polielectrolito cristalino |

Aplica lo que sabes

Estrategias para preservar el medio ambiente

Menciona cinco estrategias que pueden poner en práctica en la familia, escuela y comunidad para evitar el consumismo y preservar el medio ambiente.

.....

.....

Menciona cinco materiales en estado líquido que según tu opinión sean altamente contaminantes del medio ambiente.

.....

.....

Menciona cinco materiales en estado sólido altamente contaminantes del medio ambiente.

.....

.....

Reporta a tu profesor vía correo electrónico tus respuestas.

Heteroevaluación

I. Contesta brevemente las siguientes preguntas.

1. ¿Qué es un cristal?

2. ¿Cuántas partículas se encuentran en una celda unitaria cúbica simple?

3. ¿Cuáles son las estructuras cristalinas más comunes que se encuentran en los metales?

4. ¿Qué es una macromolécula?

Da el nombre de una sustancia que tenga un cristal macromolecular.

5. ¿Cuántos tipos de celdas unitarias se han identificado?

6. ¿Cuál es la celda unitaria común para las sales más simples?

7. ¿Por qué un gas ejerce presión?

8. ¿Qué es la temperatura crítica?

9. ¿Qué es la presión crítica?

10. Describe cómo una molécula puede abandonar la superficie de un líquido,
(¿Cómo se evaporan los sólidos?)

11. ¿Qué es sublimación? Da tres ejemplos de sustancias que se subliman:

12. Define temperatura o punto de ebullición y temperatura o punto de fusión, en términos de la presión de vapor.

13. ¿Por qué puede esperarse que la temperatura de ebullición del HF sea más alta que la del HBr?

14. Describe lo que ocurre a la red cristalina cuando el hielo se derrite.

15. ¿Cuál es la diferencia entre las sustancias volátiles y las no volátiles? Da un ejemplo de un sólido y de un líquido para cada una.

16. Una mezcla de hielo y agua se ha agitado bien y está en equilibrio. Si se añade una pequeña cantidad de agua tibia o de hielo, la temperatura no cambia. ¿Por qué?

17. ¿Por qué se forma “nieve” de dióxido de carbono cuando se usa un extinguidor de fuego de CO_2 ?

18. Las presiones de vapor para el mercurio (Hg) a varias temperaturas son:

P (torr)	1	10	40	100	400	760
T (°C)	126	184	229	262	323	337

- a) Haz una gráfica de P contra T (K).

- b) Haz una gráfica de $\log P$ contra $1/T$.

19. El dióxido de carbono (CO_2) sólido muestra las siguientes presiones de vapor:

P (torr)	1	10	40	100	400	760
T (°C)	-134	-120	-109	-100	-85.7	-78.2

- a) Haz una gráfica de $\log P$ contra $1/T$.

- b) Extrapola la gráfica al punto de fusión, -57.5°C , del CO_2 y observa la presión de vapor.

- c) ¿Cuál es la presión de vapor del CO_2 líquido en su punto de fusión?

- d) Explica por qué la forma líquida no se observa normalmente.

20. Dibuja una celda unitaria de una estructura:

- a) Cúbica regular.

- b) Cúbica de cuerpo centrado.

- c) Cúbica de cara centrada.

- d) Hexagonal empaquetada en forma compacta.

Rúbrica

Rúbrica para evaluar un debate en plenaria de la situación didáctica del bloque 2.

Niveles Criterios a evaluar	Excelente (4)	Bueno (3)	Satisfactorio (2)	Deficiente (1)
Presentación	Utiliza de manera convincente el tono de voz, gestos o entusiasmo. Mantiene una buena postura frente al grupo.	Utiliza de manera convincente dos elementos de tono de voz, gestos o entusiasmo. Mantiene una buena postura frente al grupo.	Utiliza de manera convincente sólo un elemento en tono de voz, gestos o entusiasmo. Mantiene una postura aceptable ante el grupo.	No utiliza de manera convincente el tono de voz, los gestos ni el entusiasmo. Mantiene mala postura y mala ubicación frente al grupo.
Organización y claridad	Todo el tiempo expresa sus puntos de vista de manera clara y ordenada. Muestra organización en el intercambio de ideas.	En algunos momentos expresa sus puntos de vista de manera clara y ordenada. Muestra organización en el desarrollo de ideas.	En algunos momentos expresa sus puntos de vista de manera clara, pero no de manera ordenada. No muestra Organización en el desarrollo de ideas.	No expresa sus puntos de vista. No hay organización en el intercambio de ideas.
Ejemplificación	Argumenta la posición de su equipo con información suficiente y refuerza la postura con ejemplos en todo momento.	Argumenta la posición de su equipo pero con información insuficiente. Sólo refuerza con escasos ejemplos.	Presenta algunas evidencias para defender la postura de su equipo. No maneja ningún ejemplo de refuerzo.	No presenta evidencias para la defensa de la postura de su equipo. No presenta ejemplos que refuercen las ideas.
Calidad y cantidad de información	Presenta información suficiente, adecuada y sustentable para rebatir las ideas y opiniones del equipo contrario.	Presenta información adecuada y sustentable pero insuficiente para rebatir las ideas y opiniones del equipo contrario.	Parcialmente presenta información suficiente para rebatir las ideas y opiniones del equipo contrario.	No presenta información suficiente o adecuada para rebatir las opiniones del equipo contrario.
Coherencia	Muestra coherencia en sus comentarios, denota su conocimiento sobre el tema. Maneja los términos adecuados y correctos.	Muestra coherencia en sus comentarios y denota conocimiento del tema. Maneja parcialmente los términos adecuados y correctos.	Muestra parcial coherencia en sus comentarios. Denota mínimo conocimiento del tema. Maneja algunos términos adecuados y correctos.	No muestra coherencia en sus comentarios. No maneja los términos correspondientes o adecuados.
Respeto	Respeto todo el tiempo las opiniones del equipo contrario. No interrumpe, no critica ni insulta a sus compañeros.	La mayor parte del tiempo respeta las opiniones del equipo contrario. No interrumpe, no critica ni insulta a sus compañeros.	Algunas veces no respeta la opinión del equipo contrario, y en varias ocasiones interrumpe, crítica e insulta a sus compañeros.	No respeta las opiniones del equipo contrario. Interrumpe, crítica e insulta a sus compañeros.
Tolerancia a la crítica	En todo momento presenta tolerancia a la crítica del equipo contrario. Acepta las menciones y opiniones sin manifestar molestia.	La mayor parte del tiempo muestra tolerancia a la crítica del equipo contrario. Acepta las menciones y opiniones sin manifestar molestia.	Algunas veces muestra intolerancia a las críticas del equipo contrario. Manifiesta cierta molestia ante las menciones y opiniones recibidas.	Muestra intolerancia a la crítica del equipo contrario. Manifiesta molestia ante las menciones y opiniones recibidas.

Autoevaluación

Autoevaluación para la actividad de aprendizaje con TIC sobre las propiedades de los líquidos y de los sólidos.

Nombre del estudiante:

Propósito: Valorar la importancia de la consulta de las TIC, para complementar la actividad, así como identificar áreas de oportunidad para mejorar en el desempeño y aprendizaje.

Desempeño	Logrado	En proceso
Tomé en cuenta las consideraciones teóricas que se plantearon en la actividad.		
Consulté adecuadamente por Internet las propiedades de los líquidos y elaboré un resumen de media cuartilla.		
Consulté adecuadamente por Internet las propiedades de los sólidos y elaboré un resumen de media cuartilla.		
Consulté sobre el reciclado de materiales y elaboré un resumen de media cuartilla, sobre los beneficios ecológicos y económicos del mismo.		
Investigué todos los conceptos correspondientes a los sólidos cristalinos como los siguientes: hábito del cristal, sitio de la red, estructura cristalina, vidrio, empaquetamiento compacto, celda unitaria, índice de Weiss, índices de Miller, planos cristalinos, sistema cristalino, clases de cristales, cristal metálico, enlace metálico, cristal covalente, cristal molecular, fuerzas de Van der Waals, cristal iónico, polielectrolito.		
Encontré en Internet todos los conceptos que me solicitaron y los ilustré.		
Todas mis respuestas e investigaciones fueron correctas.		
Mis respuestas fueron claras y congruentes.		
Comparé mis resultados con los de mis otros compañeros.		
Proporcione mi opinión en los momentos solicitados.		
Opiné acerca de cuál de los materiales reciclables es el más adecuado desde el punto de vista ecológico.		
Me gustó la actividad y es significativo mi aprendizaje.		

Fecha:

Revisado por el profesor(a):

Coevaluación

Guía de observación del desempeño del alumno en la actividad experimental para determinar el punto de ebullición del agua.

Nombre del alumno(a) a evaluar:

Nombre del alumno(a) que evalúa:

Práctica:

Propósito: Valorar la responsabilidad y el cumplimiento de la actividad experimental, así como identificar áreas de oportunidad para mejorar en el desempeño y aprendizaje.

Desempeños	¿Lo realizó? Sí	¿Lo realizó? No	¿Por qué?
1. Realizó la actividad experimental señalada en el bloque.			
2. Demostró responsabilidad al realizar los pasos indicados en la actividad experimental.			
3. Observó las medidas de seguridad básicas para realizar la actividad experimental.			
4. Comprendió la importancia de los puntos de ebullición y fusión del agua en las situaciones de la vida cotidiana.			
5. Explicó sus respuestas y las argumentó con elementos teórico metodológicos analizados durante la clase.			
6. Socializó sus respuestas con otra/o compañera/o.			
7. Las respuestas son claras y congruentes de tal forma que los demás compañeras/os no requieren de explicaciones adicionales.			
8. Durante la actividad experimental elaboró cuestionamientos de manera clara.			
9. Aportó ideas relevantes durante la comparación de resultados.			
10. Asumió con respeto la diversidad de opciones que se generaron durante la actividad.			
11. La actividad le ayudó a comprender el origen de los fenómenos físicos y químicos que se observan a su alrededor.			
12. Elaboró conclusiones y las compartió con el resto del grupo.			
13. En general fue un aprendizaje significativo y relevante sobre los fenómenos físicos y químicos.			

¿Cuáles fueron las fortalezas?

.....

¿En qué debo mejorar?

.....

Fecha de la coevaluación:

.....

3

Explicas la velocidad de reacción y el equilibrio químico

12 horas

Objetos de aprendizaje

3.1 Velocidad de reacción

3.2 Equilibrio químico

3.3 Principio de Le Châtelier

Competencias a desarrollar

- Valora las implicaciones que tiene la velocidad de reacción química y el equilibrio químico en su vida cotidiana y en la naturaleza.
- Evalúa los factores que modifican la velocidad de reacción y el equilibrio químico en el medio natural, considerando las posibles implicaciones en su quehacer cotidiano.

- Utiliza herramientas y equipos especializados en la búsqueda, selección, análisis y síntesis para la divulgación de la información científica que contribuye a su formación académica.
- Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias e instrumentos de laboratorio para evitar daños y disminuir riesgos en las actividades experimentales





Desempeños por alcanzar

- Expresa la velocidad de reacción de los procesos químicos en función de la teoría de colisiones y de los diversos factores que la modifican.
- Aplica procesos experimentales para medir la velocidad de una reacción química generada en el medio natural o a nivel de laboratorio.
- Explica el equilibrio químico al comprender la reversibilidad de las reacciones químicas, la ley de acción de masas y el principio de Le Châtelier, aplicándolo a ejemplos cotidianos e hipotéticos.

¿Qué sabes hacer ahora?

Contesta brevemente cada una de las siguientes cuestiones:

1. Define el concepto de velocidad de reacción:

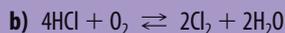
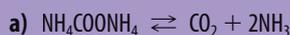
2. ¿Cuáles son los factores que afectan a la velocidad de una reacción?

3. Define el concepto de equilibrio químico:

4. ¿Cuáles son los factores que afectan el equilibrio químico?

5. Enuncia el principio de Le Châtelier:

6. Escribe las expresiones para la constante de equilibrio de las siguientes reacciones:



7. Problema: A 60.2°C la constante de equilibrio para la reacción ($\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(\text{g})$) es 8.75×10^{-2} . A esta temperatura, un envase contiene N_2O_4 a una concentración de $1.72 \times 10^{-2} \text{ M}$ en equilibrio. ¿Cuál es la concentración de NO_2 que contiene?



Situación didáctica

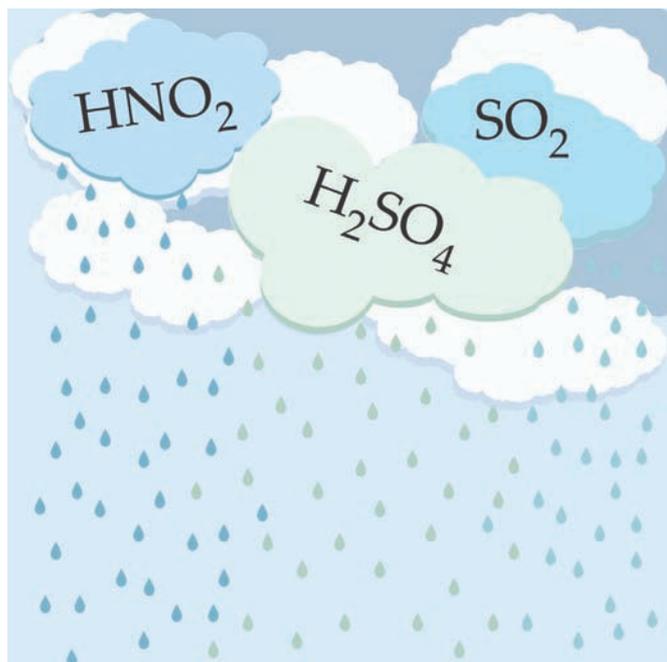
¿Cómo lo resolverías?

La lluvia ácida como consecuencia de múltiples reacciones que contaminan el medio ambiente

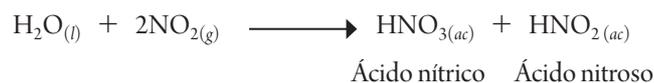
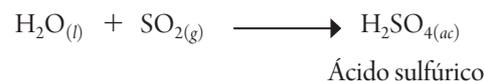
En la actualidad el problema de la contaminación atmosférica se presenta en diversas partes del mundo, sobre todo en países altamente industrializados: los peces desaparecen de los lagos principales, las superficies de piedra caliza, los monumentos y las estatuas de mármol se desmoronan, las cosechas crecen más lentamente y los bosques comienzan a extinguirse. Lo anterior es provocado por el fenómeno químico llamado "lluvia ácida". Sustancias de origen natural, principalmente el dióxido de carbono (CO_2), han hecho que el agua de lluvia sea ligeramente ácida ($\text{pH} = 5.6$). El CO_2 reacciona con el agua formando ácido carbónico (H_2CO_3):



Los óxidos de azufre y nitrógeno que emiten las plantas de energía eléctrica, diversas industrias y los automóviles reaccionan también con el agua de lluvia, formando ácidos que han hecho que su pH descienda a 4 y a 4.5.



Las reacciones principales son:



En ocasiones, los niveles de estos óxidos en el aire producen el ácido suficiente para reducir el pH a 3 (un pH de 3.0 a 3.5 corresponde aproximadamente a la acidez del jugo de naranja; el vinagre tiene un pH cercano a 3).



Secuencia didáctica

¿Qué tienes que hacer?

A continuación se lista una serie de acciones que debes seguir para crear una mezcla similar a la de la lluvia ácida quemando azufre en el aire y agregando después agua. Observarás los efectos químicos

de la lluvia ácida sobre el material vegetal (representado por una cáscara de manzana), un metal activo (puede ser una cinta de magnesio) y mármol, para contestar la problemática de la pregunta cen-



tral. Es importante que reflexiones, seas claro y objetivo para que esta experiencia sea útil al reconocer tus debilidades para superarlas y tus fortalezas para beneficiarte de ellas.

Procedimiento

1. Corta un trozo de cáscara de manzana y colócalo en una botella de vidrio vacía de 500 mL. Corta un segundo trozo de cáscara de manzana y apártalo para efectuar comparaciones posteriores.
2. Coloca azufre en polvo en una cucharilla de combustión para ser quemado.
3. Quema el azufre hasta que aparezca una flama azul. Inserta la cucharilla de combustión en la botella y tápala para que se combine el gas producido con el agua.



4. Observa el contenido de la botella durante unos minutos. Anota tus observaciones.
5. Agrega 10 mL de agua de la llave a la botella llena de gas, agita el contenido.
6. Agrega unas gotas de esta mezcla sobre las cáscaras de manzana y observa los cambios ocurridos.
7. Coloca un poco de la solución en un pequeño frasco de vidrio y deja caer la cinta de magnesio. Observa y anota.
8. Coloca otro poco de solución en otro frasco y agrega fragmentos de mármol. Observa y anota.

Contesta las siguientes preguntas:

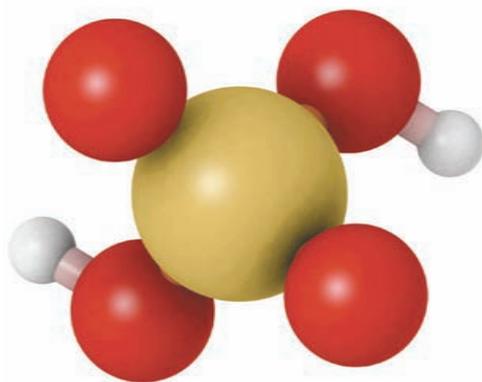
1. Escribe la ecuación para la combustión del azufre en el aire.
2. Cuando se disolvió el gas que se produce al quemar azufre, ¿qué efecto tuvo sobre la acidez del agua?



- Describe lo que sucedió a la cáscara de manzana cuando se le agregó la disolución de la botella de vidrio.
- Describe lo que sucedió a la cinta de magnesio, con la disolución de la botella de vidrio.
- Describe lo que sucedió al mármol, con la disolución de la botella de vidrio.
- Intégrate a un equipo de compañeros para comentar tus respuestas anteriores



- Establece tus conclusiones grupales sobre el problema planteado.
- Que cada equipo presente sus conclusiones en reunión plenaria y se obtenga una conclusión grupal.
- Establezcan las conclusiones finales correspondientes.
- Elabora un reporte máximo de una cuartilla en el que expreses clara y objetivamente tus reflexiones sobre esta actividad. Agrega tu reporte al portafolio de evidencias.



Rúbrica

¿Cómo sabes que lo hiciste bien?

Con el propósito de revisar si adquiriste los conocimientos de este bloque realiza lo siguiente:

- Con la dirección del maestro organicen un debate sobre la importancia de conocer el problema de contaminación que produce la lluvia ácida.
- ¿Cuáles son las sustancias principales causantes de la lluvia ácida?
- ¿Cuáles son sus fuentes?
- ¿Se contamina más el aire en la ciudad o al tirar basura en los campos verdes, cuando sales de paseo? ¿Por qué?

- Investiga en Internet el pH de las siguientes sustancias comunes y menciona, ¿cuál tiene el pH más bajo y cuál el más alto? Compáralos con el pH de la lluvia ácida.

- Jugo de limón
- Jugo gástrico
- Destapador de cañería (NaOH, sosa cáustica)
- Ácido muriático (HCl)
- Saliva

Autoevaluación

Con el propósito de revisar si adquiriste los conocimientos del bloque, pregúntate lo siguiente:

- ¿Leí todo el contenido del bloque?
- Cuando lo hice, ¿comprendí todas las palabras? Si no lo hice, ¿busqué el significado de las palabras que no entendí? ¿Volví a releer el texto hasta que lo entendí?
- ¿Puedo distinguir entre tener un ambiente limpio y uno contaminado?


 Portafolio de evidencias

Pasos para hacer el portafolio de evidencias

1. En una computadora crea una carpeta con el nombre **Temas selectos de química 1**.
2. Crea un archivo en un procesador de textos con **tu nombre _Explicas la velocidad de reacción y el equilibrio químico**.
3. Crea dentro de la carpeta **Explicas la velocidad de reacción y el equilibrio químico** otra carpeta con **tu nombre _Bloque 3**.
4. Dentro de la carpeta **Bloque 3** guarda las evidencias que indique tu profesor.
5. Envía los archivos por correo electrónico a tu profesor.

3.1 Velocidad de reacción

Al concluir el estudio de este tema podrás contestar las siguientes preguntas: ¿Cómo se define la velocidad de una reacción química? ¿En qué unidades se mide? ¿Qué factores afectan la velocidad de una reacción? ¿Qué es la catálisis? ¿Por qué cuando se agrega un ácido a un clavo reacciona inmediatamente? ¿Por qué la leche se descompone más rápido en lugares más calurosos que en climas templados o fríos? ¿Por qué un clavo tarda más en disolverse en ácido sulfúrico, que si estuviera pulverizado o en forma de viruta de hierro?

En la vida diaria los cambios suceden a diferente velocidad; por ejemplo, en la Ciudad de México el tránsito se hace muy lento en las horas pico (de 6 a 8 de la mañana y de 2 a 3 de la tarde), pero de las 10 a las 12 del día se puede circular a buena velocidad por las principales calles de la ciudad.

También puedes regular la velocidad a la que gira un ventilador según la cantidad de aire que quieras recibir. Con respecto a los alimentos, ¿por qué al partir un aguacate se ennegrece rápidamente?, y ¿por qué al meterlo al refrigerador dura más tiempo sin ennegrecerse? ¿A qué se debe eso? La velocidad es una medida del cambio que ocurre por unidad de tiempo.



Figura 3.1 Los cambios de velocidad que se presentan en el tránsito vehicular diario, ocurren también en las sustancias químicas.

Actividad experimental 4

Corrosión

Con la guía de tu profesor intégrate en un equipo de cuatro o cinco compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Elaboren un informe escrito con sus conclusiones y compárenlo con el resto del grupo.

Propósito

Observar el grado de corrosión de los metales en diferentes condiciones.

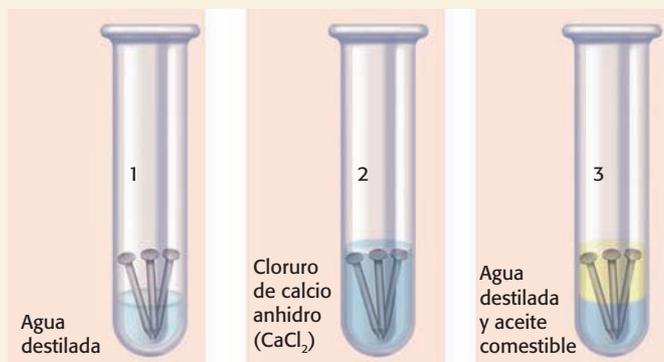
Materiales

- 12 clavos de 2 pulgadas de largo
- 3 tubos de ensayo de 15 × 150 mm de largo
- Agua destilada
- Cloruro de calcio anhidro (CaCl_2)
- Aceite comestible (2 mL)
- 3 tapones de plástico



Procedimiento

1. Numeren los tubos de ensayo y separen tres clavos que servirán como referencia de comparación.
2. En el primer tubo, coloquen tres clavos sumergidos hasta la mitad de su altura en agua destilada. Tapan el tubo.
3. En el segundo, coloquen otros tres clavos con el cloruro de calcio anhidro, CaCl_2 . Tapan el tubo.
4. En el tercer tubo, coloquen tres clavos que queden cubiertos con agua destilada y aceite comestible; caliéntenlos y en la parte superior quedará el aceite comestible. Tapan el tubo.



Dejen transcurrir dos días y anoten lo que observen en cada uno de los tubos.

Tubo 1: _____

Tubo 2: _____

Tubo 3: _____

5. Contesten lo siguiente:

¿Cómo actúa el agua en el tubo 1 y en el tubo 3?

¿Qué efecto tiene el aceite en el tubo 3?

¿Qué les afecta más a los clavos, el aire húmedo o el seco?

¿Por qué?

Conclusiones:

Aplica lo que sabes

Actividad experimental en casa. La concentración y la velocidad de reacción

Material: 5 vasos o 5 frascos de vidrio, una cuchara cafetera, una cuchara soperera, bicarbonato de sodio, vinagre o jugo de limón.

Procedimiento: Enumera 5 vasos (o 5 frascos). Agrega agua de la llave hasta la mitad de altura del recipiente. A los frascos 2, 3, 4 y 5 agrégales 2, 3, 4 y 5 cucharadas soperas de vinagre, respectivamente. Agrega 1 cucharada cafetera de bicarbonato a cada uno de los 5 vasos.

Contesta las siguientes preguntas: ¿En qué vaso está más concentrado el ácido del vinagre? ¿De qué ácido se trata?

Anota lo que ocurre en cada uno de los vasos o frascos. Compara la rapidez con que escapa el gas en cada caso. ¿De qué gas se trata?

Aplica lo que sabes

Descomposición del agua oxigenada o peróxido de hidrógeno (H_2O_2), por enzimas de la carne, que actúan como catalizador

Los procesos metabólicos son el conjunto de reacciones catalizadas por las enzimas que ocurren dentro de las células.

Materiales: Un vaso o frasco de vidrio, 10 mL de agua oxigenada, un trocito de carne o jugo de sangre.

Procedimiento: Coloca los 10 mL de agua oxigenada en el vaso de vidrio y agrega el trocito de carne.

Anota tus observaciones.

En la mayoría de las reacciones químicas lo que interesa es acelerar las transformaciones, por ejemplo, en la fabricación de productos industriales, aunque en algunos casos el propósito es retardar una reacción, como la corrosión del hierro, la descomposición de alimentos, etcétera.



Figura 3.2 Factores como la temperatura y la concentración, entre otros, influyen en la descomposición de los alimentos.

Actividad de aprendizaje con TIC

Consulta en Internet los temas Velocidad de una reacción, los factores que la afectan; equilibrio químico y los factores que lo afectan; el principio de Le Châtelier.

Posteriormente contesta las siguientes preguntas y entrega un reporte o envíalo por correo a tu maestro(a).

¿Cómo se define la velocidad de una reacción química? ¿En qué unidades se mide? ¿Qué factores afectan la velocidad de una reacción? ¿Qué es la catálisis? ¿Por qué la leche se descompone más rápido en lugares más calurosos que en clima templado o frío?

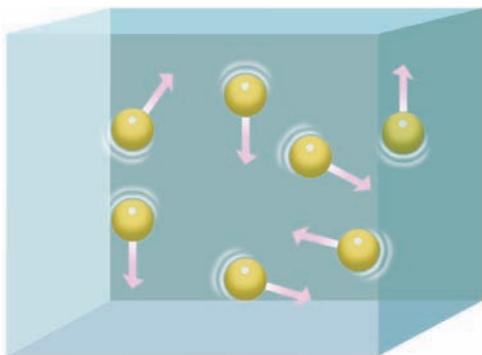


Figura 3.3
El aumento en la frecuencia de los choques moleculares acelera la velocidad de una reacción química.

Por lo anterior, es muy importante saber cómo ocurren las reacciones químicas y los factores que afectan la velocidad de reacción.

La parte de la química que estudia la velocidad de las reacciones se llama cinética química y la velocidad de una reacción se define como la cantidad de uno de los reactivos que se transforma por unidad de tiempo, o bien la cantidad de uno de los productos que se forma por unidad de tiempo.

Es frecuente confundir los conceptos velocidad de reacción y **tiempo de reacción**. Este último puede definirse como *el tiempo transcurrido desde el inicio de una reacción hasta la aparente terminación de la misma*.

La velocidad de una reacción depende del número de choques eficaces (es decir, de los que producen una reacción) entre las moléculas reaccionantes.

El número de choques eficaces está en función del:

1. Número de choques totales, que depende a su vez de las concentraciones de los reactivos y de su estado físico.
2. Número de moléculas con energía cinética suficiente, que aumenta en gran medida con la temperatura.

De acuerdo con lo anterior (que se denomina teoría de las colisiones) existen cuatro factores que afectan la velocidad de una reacción: *naturaleza de los reactivos, concentración y estado físico de los reactivos, temperatura y catalizadores*.

Factores que modifican la velocidad de una reacción

Naturaleza de los reactivos

La mayor o menor velocidad de una reacción depende de las características de las sustancias reaccionantes. Por ejemplo, en una solución acuosa las sustancias que forman iones reaccionan con gran velocidad, difícil de medir, como en la neutralización ácido-base. En cambio, las reacciones que ocurren entre moléculas son más

lentas y, por tanto, su velocidad es más fácil de medir. Cuando intervienen sustancias sólidas, la velocidad de reacción varía dependiendo de la superficie de contacto. Por ejemplo: cuando se cuece una papa entera, su velocidad de reacción es menor que si se cuece cortada en trozos; en este último caso tardará menos tiempo en cocerse porque aumenta la superficie de contacto del tubérculo con el agua.



Actividad experimental 5

Influencia de la superficie de contacto en la velocidad de una reacción

Con la guía de tu profesor intégrate en un equipo de 4 o 5 alumnos. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Elaboren un informe escrito con sus conclusiones y compárenlo con el resto del grupo.

Propósito

Verificar cómo afecta a la velocidad de una reacción la superficie de contacto de las sustancias utilizadas.

Materiales

- 3 vasos de precipitados de 100 mL
- 150 mL de agua destilada
- 3 pastillas efervescentes
- Cronómetro
- Mortero

Procedimiento

1. Numeren tres vasos de precipitados de 100 mL y coloquen 50 mL de agua destilada en cada uno.
2. Coloquen una pastilla efervescente entera en el primer vaso y tomen el tiempo en que se disuelve. Tiempo = ----- segundos.



3. En el segundo vaso coloquen una pastilla efervescente dividida en tres pedazos y tomen el tiempo que tarda en disolverse.

Tiempo = segundos.

4. En el tercer vaso agreguen una pastilla previamente pulverizada con un mortero y tomen el tiempo en que se disuelve.

Tiempo = segundos.

Anoten sus resultados en el siguiente cuadro.

Vaso	Pastilla efervescente	Tiempo de disolución (segundos)
1	Entera	
2	Dividida en tres partes	
3	Pulverizada	

¿En qué caso la reacción fue más rápida?

.....

¿Por qué?

.....

¿En qué caso fue más lenta la reacción?

.....

¿Por qué?

.....

Conclusiones:

.....

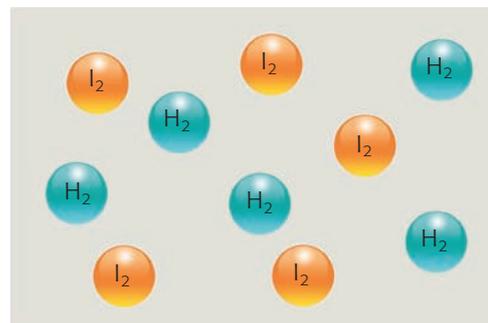
.....

Influencia de la concentración

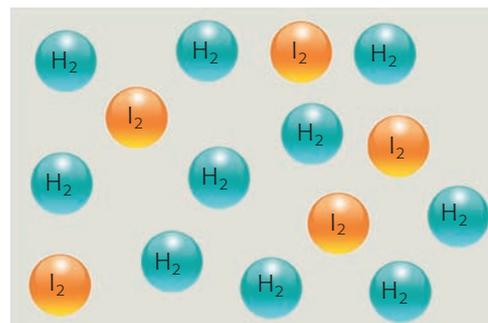
De acuerdo con la teoría de las colisiones, para que se produzca una reacción química tienen que chocar entre sí las moléculas iniciales. Ahora bien, según la teoría cinética, el número de choques es proporcional a la concentración de cada reactivo. Por tanto, a mayor concentración, mayor número de choques, y mayor la velocidad de reacción.

Así, en la reacción para formar ácido yodhídrico (HI), es evidente que si, por ejemplo, duplicamos la concentración de yodo (I_2), cada molécula de hidrógeno (H_2), al encontrarse con un doble número de moléculas de I_2 , chocará un número doble de veces, por lo que la velocidad de reacción se duplicará. Lo mismo ocurrirá si lo que se duplica es la concentración de H_2 .

Por tanto, la velocidad de la reacción será proporcional a la concentración de cada reactivo.



5 Moléculas de I_2
5 Moléculas de H_2



5 Moléculas de I_2
10 Moléculas de H_2

Figura 3.4

Al aumentar la concentración de un reactivo (en este caso al duplicarse el número de moléculas de hidrógeno, H_2), se incrementará también la velocidad de la reacción.



Actividad de aprendizaje

Anota en el paréntesis de la izquierda la letra que corresponda a la respuesta correcta:

- () El incremento en la concentración de los productos de una reacción, por unidad de tiempo, expresa:
- La velocidad de una reacción química.
 - El equilibrio químico.
 - La energía de activación.
 - La ley de acción de masas.

Actividad experimental 6

Efecto en la velocidad de una reacción por la variación de la concentración

Con la guía de tu profesor intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Elaboren un informe escrito y expónganlo al resto del grupo.

Propósito

Verificar cómo afecta a la velocidad de una reacción la variación de la concentración de uno de los reactivos participantes.

Materiales

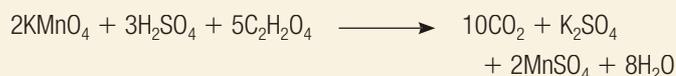
¡PRECAUCIÓN! Debes manejar el ácido sulfúrico con cuidado, ya que puede producir quemaduras graves.

- 6 tubos de ensayo numerados
- 1 pipeta
- 1 agitador de vidrio
- 1 bureta
- Disolución de 0.0025 M de permanganato de potasio (KMnO₄)
- Disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- Disolución de 0.0005 M de ácido oxálico (C₂H₂O₄)
- Disolución de 0.0025 M de ácido oxálico (C₂H₂O₄)
- Disolución de 0.01 M de ácido oxálico (C₂H₂O₄)
- Cronómetro
- Gradilla



Procedimiento

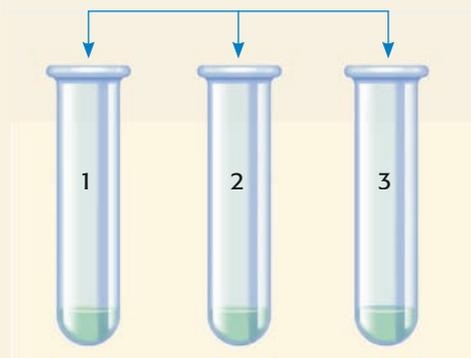
Para observar los efectos producidos por la concentración, se llevará a cabo la siguiente reacción:



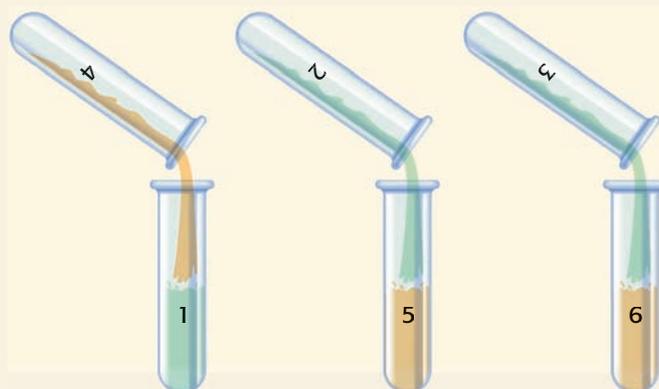
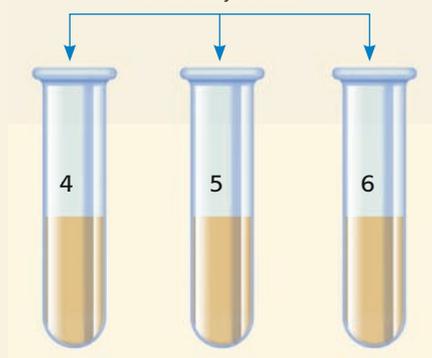
Se utilizan diferentes concentraciones de una disolución de ácido oxálico, C₂H₂O₄ (uno de los reactivos participantes), manteniendo constante la concentración de la disolución de permanganato de potasio, KMnO₄ (otro de los reactivos).

En este experimento debe mantenerse uniforme la temperatura de las sustancias utilizadas.

2 mL de permanganato de potasio 0.0025 M
+ 1 mL de una disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico



9 mL de ácido oxálico 0.0005 M,
0.0025 M y 0.01 M



1. Tomen seis tubos de ensayo y numérenlos; adicione en tres de ellos con una bureta (para mayor exactitud) 2 mL de una disolución de 0.0025 M de permanganato de potasio y con una pipeta agreguen 1 mL de una disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico.
2. En los otros tubos (4, 5 y 6) adicione 9 mL de ácido oxálico con las siguientes concentraciones: 0.0005 M, 0.0025 M y 0.01 M, respectivamente.
3. Viertan rápidamente y con cuidado la disolución del tubo 4 en el 1, poniendo en marcha el cronómetro desde el instante en que ambas disoluciones entran en contacto.
4. Agiten constantemente el contenido del tubo de ensayo con un agitador de vidrio. Observen y registren el tiempo que tarda en desaparecer la coloración violeta y en aparecer la transparente (lo cual indica que la reacción terminó).
5. Repitan el procedimiento con los tubos restantes (2 con el 5 y 3 con el 6).

Anoten sus conclusiones y observaciones:

.....

.....

.....

Velocidad y temperatura

Al elevar la temperatura de un sistema aumenta la velocidad de las moléculas y con ello el número de choques entre ellas y viceversa. El notable aumento de la velocidad de reacción al aumentar la temperatura se debe a que se incrementa el porcentaje de moléculas activadas, esto es, la energía cinética es superior a la de activación (la necesaria para iniciar una reacción).

Por ejemplo, en la figura 3.5 se muestran dos recipientes con papas sumergidas en agua: uno está a 70 °C y el otro a temperatura ambiente (25 °C). Obviamente las papas se cocen más rápido en el más caliente. Otro ejemplo del efecto de la temperatura lo observamos cuando partimos una manzana en dos mitades. Si dejamos una sobre la mesa a la temperatura ambiente y colocamos la otra dentro del refrigerador, ¿qué sucede?

Catálisis

En el último cuarto del siglo XIX, los científicos alemanes fueron pioneros en el estudio de los cambios físicos asociados a las reacciones químicas. El científico más importante en este campo de la fisicoquímica fue el químico ruso-germano **Friedrich Wilhelm Ostwald** (1853-1932), quien procedió casi inmediatamente a poner en práctica las teorías del físico estadounidense **Josiah Willard Gibbs** (1839-1903), quien estaba aplicando la **catálisis** a las reacciones químicas.

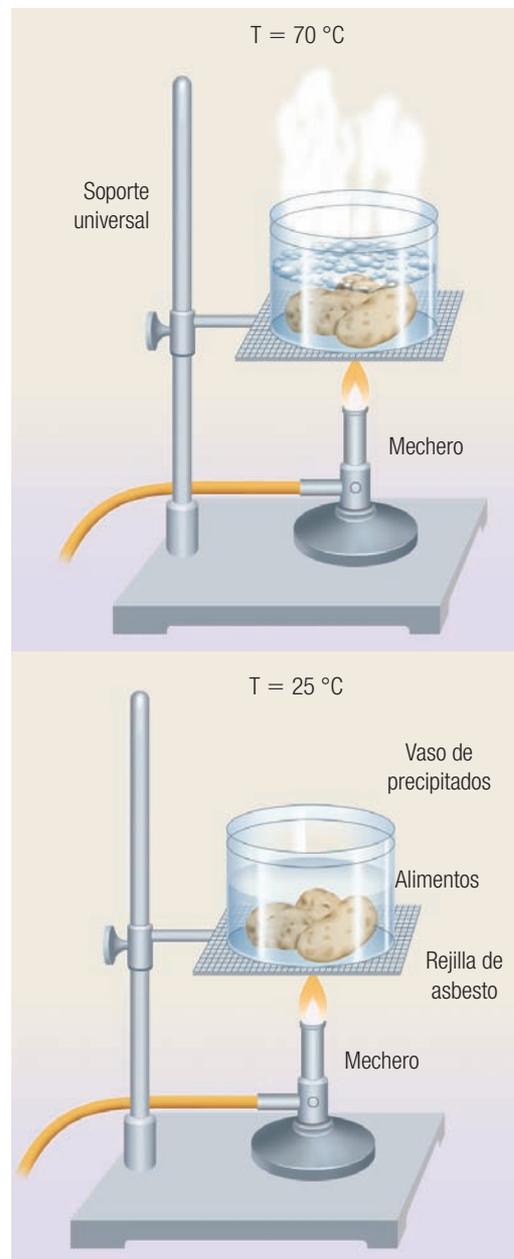


Figura 3.5

Los alimentos se cocen más rápido con agua hirviendo. Si la temperatura es menor, tardarán más en cocerse.



Actividad experimental 7

Efecto de la temperatura en la velocidad de una reacción química

Con la guía de tu profesor intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Elaboren un informe escrito y compárenlo con el resto de sus compañeros.

Propósito

Verificar cómo afecta a la velocidad de una reacción la variación de la temperatura.

Materiales

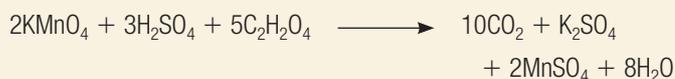
¡PRECAUCIÓN! Debes manejar el ácido sulfúrico con cuidado, ya que puede producir quemaduras graves.

- 6 tubos de ensayo numerados
- 1 pipeta
- Disolución de 0.0025 M de permanganato de potasio (KMnO₄)
- Disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- Disolución de 0.0025 M de ácido oxálico (C₂H₂O₄)
- Cronómetro
- Gradilla
- Agitador de vidrio
- Soporte universal con anillo de hierro
- 1 vaso de precipitados
- Mechero de Bunsen o lámpara de alcohol



Procedimiento

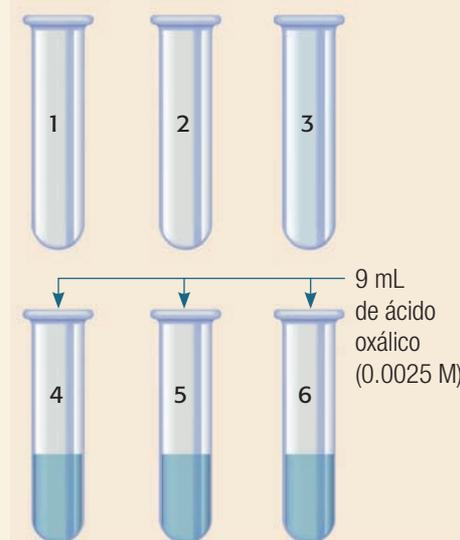
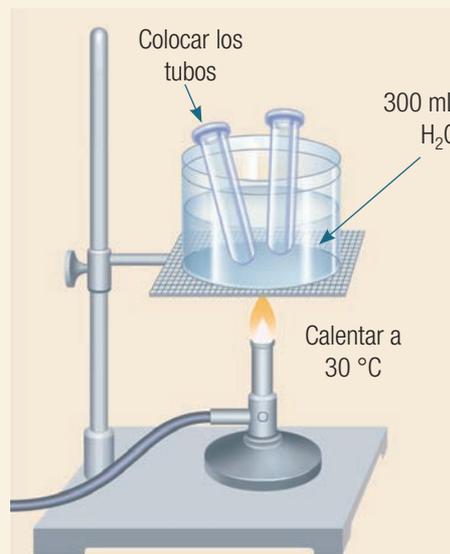
Para observar los efectos producidos por la temperatura, se llevará a cabo la siguiente reacción:



1. Numeren los seis tubos de ensayo y adicione en tres de ellos, por medio de una pipeta, 2 mL de una disolución de 0.0025 M de permanganato de potasio (KMnO₄), y con otra pipeta agreguen 1 mL de una disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico (H₂SO₄). Colóquenlos en la gradilla.
2. En los otros tres tubos de ensayo coloquen 9 mL de ácido oxálico (C₂H₂O₄), 0.0025 M.
3. En un vaso de precipitados de 500 mL, agreguen aproximadamente 300 mL de agua y calienten a 30 °C en "baño María".

4. Coloquen dentro del vaso de precipitados el tubo 1 y uno de los tubos de ensayo con la disolución de ácido oxálico, tratando de homogenizar la temperatura de los dos (30 °C). Déjenlos durante tres minutos aproximadamente dentro del vaso de precipitados.
5. Mezclen rápidamente, pero con cuidado, la disolución de ácido oxálico en el tubo de ensayo que contiene la disolución de permanganato de potasio (debe ser en el orden que se indica). Pongan en marcha el cronómetro desde el instante en que ambas disoluciones entran en contacto.
6. Agiten con una varilla de vidrio (agitador) el contenido del tubo de ensayo manteniéndolo dentro del baño.
7. Observen y registren el tiempo que tarda en desaparecer el color violeta de la disolución para volverse transparente. Eso les indicará el término de la reacción.

Tiempo obtenido = segundos (30 °C)



8. Repitan el experimento utilizando diferentes temperaturas (40 °C y 60 °C).

Tiempo obtenido = segundos (40 °C)

Tiempo obtenido = segundos (60 °C)

Comparen los tiempos obtenidos a diferentes temperaturas y anoten sus conclusiones:

.....

.....

.....

.....

La catálisis (una palabra sugerida por **Berzelius** en 1835) es un proceso en el cual la velocidad de una reacción química determinada se acelera, en ocasiones enormemente, por la presencia de pequeñas cantidades de una sustancia que no parece tomar parte en la reacción. Así, el polvo de platino cataliza la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno. Por tanto: un **catalizador** es una sustancia que modifica la velocidad de una reacción sin sufrir cambios aparentes en su composición o peso.

En un principio se creyó que los catalizadores no intervenían en la reacción química y actuaban por su simple presencia. En la actualidad se ha comprobado que toman parte activa en la reacción, formando compuestos intermedios inestables que se descomponen enseguida regenerando el catalizador, por lo que éste no se consume. De esta forma, el catalizador cambia el curso ordinario de la reacción, lo cual reduce la energía de activación.

Como ejemplos de catalizadores positivos (los que aceleran una reacción) tenemos el dióxido de manganeso (MnO₂) que se utiliza en la obtención del clorato de potasio (KClO₃), y el platino (Pt), que se emplea en la fabricación del ácido sulfúrico (H₂SO₄).

Un catalizador negativo, que retarda una reacción, es el tetraetil de plomo (C₂H₅)₄Pb, que en México se utilizaba como **antidetonante** en las gasolinas hace ya muchos años. Observa en el cuadro siguiente algunos catalizadores de amplio uso en procesos químicos:

Cuadro 3.1 Catalizadores utilizados en algunos procesos químicos

Proceso	Catalizadores
Descomposición del agua oxigenada (H ₂ O ₂)	Óxido de manganeso (IV)
Fermentación del azúcar en alcohol	Zimasa (enzima de levadura)
Síntesis del amoniaco	Óxido férrico (Fe ₂ O ₃)

Proceso	Catalizadores
Descomposición del clorato de potasio	Dióxido de manganeso (MnO ₂)
Oxidación de SO ₂ a SO ₃	Pentóxido de vanadio (V ₂ O ₅)
Deshidratación de alcoholes	Alúmina (Al ₂ O ₃)
Hidrogenación catalítica de alquenos	Ni, Pt o Pd



Actividad experimental 8

Efecto del catalizador en la velocidad de una reacción química

Con la guía de tu profesor intégrate en un equipo de 4 o 5 compañeros. Realicen esta actividad y contesten las preguntas correspondientes. Elaboren un informe escrito y expónganlo ante sus compañeros.

Propósito

Verificar cómo afecta a la velocidad de una reacción la adición de un catalizador.

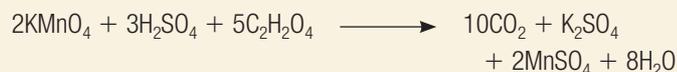
Materiales

¡PRECAUCIÓN! Debes manejar el ácido sulfúrico con cuidado, ya que puede producir quemaduras graves.

- 2 tubos de ensayo numerados
- 1 pipeta
- Disolución de 0.0025 M de permanganato de potasio (KMnO₄)
- Disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico (H₂SO₄)
- Disolución de 0.0025 M de ácido oxálico (C₂H₂O₄)
- Disolución de 0.045 M de sulfato de manganeso (MnSO₄)
- Cronómetro
- Gradilla
- Agitador de vidrio
- Soporte universal con anillo de hierro y asbesto
- 1 vaso de precipitados
- Mechero de Bunsen o lámpara de alcohol

Procedimiento

Para observar los efectos producidos por la temperatura, se llevará a cabo la siguiente reacción:



1. En un tubo de ensayo adiciónen con una pipeta 2 mL de una disolución de 0.0025 M de permanganato de potasio (KMnO₄) y 1 mL de una disolución de 0.25 M de ácido sulfúrico (H₂SO₄). Colóquenlo en la gradilla.
2. En el tubo 2 coloquen 9 mL de ácido oxálico (C₂H₂O₄), 0.0025 M.
3. En un vaso de precipitados de 500 mL, agreguen aproximadamente 300 mL de agua y calienten a 30 °C en “baño María”.

4. Coloquen dentro del vaso de precipitados los dos tubos, tratando de homogenizar su temperatura (30 °C), dejándolos ahí durante tres minutos aproximadamente.
5. Antes de hacer la mezcla, agreguen una gota de disolución de sulfato de manganeso ($MnSO_4$), 0.045 M al tubo de ensayo 2, observen lo que ocurre y registren su lectura.
6. Mezclen rápidamente, pero con cuidado, la disolución de ácido oxálico en el tubo que contiene la disolución de permanganato de potasio (en el orden que se indica). Pongan en marcha el cronómetro a partir del instante en que ambas disoluciones entran en contacto.
7. Agiten con una varilla de vidrio (agitador) el contenido del tubo de ensayo manteniéndolo dentro del baño.
8. Observen y registren el tiempo que tarda en desaparecer el color violeta de la disolución para volverse transparente. Eso les indicará el término de la reacción.

Tiempo obtenido = _____ segundos

¿Para qué se utilizó el sulfato de manganeso en el paso 5?

Conclusiones:

Las acciones catalíticas intervienen en gran número de fenómenos químicos de importancia científica, industrial y biológica. Puesto que sin los catalizadores muchas reacciones se verificarían tan rápido o tan lentamente que sería imposible aprovecharlas, en diversas

reacciones entre gases se utilizan catalizadores sólidos que se llaman de contacto. El proceso se denomina **catálisis heterogénea**. En los automóviles se utilizan convertidores catalíticos de contacto en los tubos de escape. Éstos catalizan la oxidación del CO a CO_2 y los restos de hidrocarburos sin quemar de la gasolina. Los óxidos de nitrógeno se descomponen en N_2 y O_2 evitando que se emitan gases muy tóxicos a la atmósfera.

Para tu reflexión

Jabones o detergentes

El proceso para fabricar jabón se conoce desde hace más de 4 500 años. Sabemos que un jabón se obtiene al reaccionar un ácido con una base; por ejemplo: los ácidos que se utilizan en estas reacciones se extraen de aceites vegetales (maíz, coco, palma y oliva) y de grasa animal (manteca de cerdo). Las bases utilizadas para elaborar el jabón son el hidróxido de sodio (NaOH) o el hidróxido de potasio (KOH).

La composición de un jabón es: 70% de grasa, 20% de agua y 10% de aditivos. Estos últimos ayudan a darle color u olor o a preservarlo por más tiempo.

Actualmente los jabones han sido desplazados por los detergentes. Un detergente se define como una sustancia con capacidad limpiadora. Muchos detergentes son derivados del petróleo y poseen ciertas ventajas respecto a los jabones, como las siguientes:

- Funcionan mucho mejor en cualquier tipo de agua (dura, blanda, ácida, básica, dulce o salada).
- Se requiere una cantidad menor para lograr los mismos efectos que con el jabón.
- No dejan residuos en la ropa como la mayoría de los jabones.
- Pueden almacenarse por mucho tiempo sin que se descompongan.

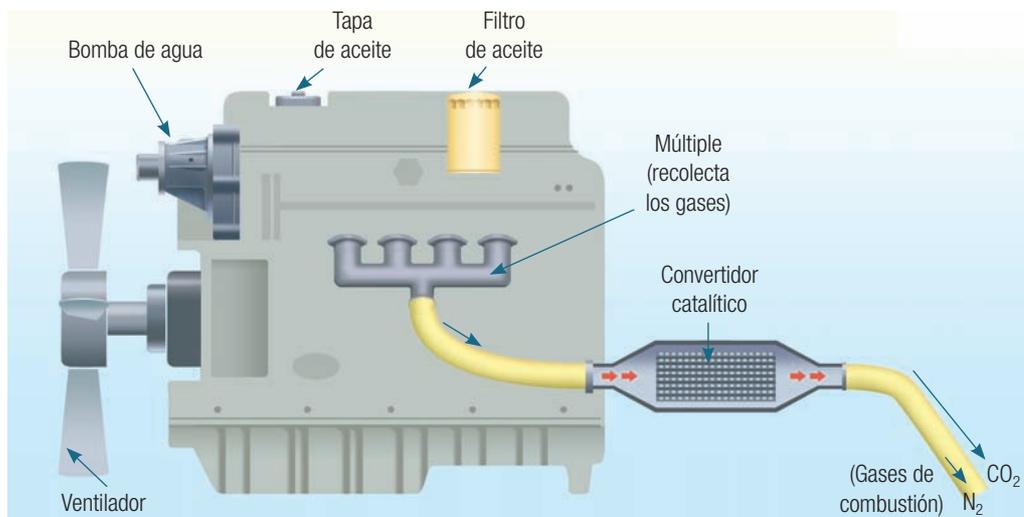


Figura 3.6 Motor de combustión interna con convertidor catalítico.

- Son compuestos fáciles de mezclar con otras sustancias que ayudan en el proceso de limpieza.

Entre algunas desventajas de los detergentes están las siguientes:

- Son más caros que los jabones.
- A diferencia de éstos, se obtienen de recursos naturales no renovables como el petróleo.

Son más contaminantes que los jabones; muchas de sus ventajas se logran al darles una estructura química que dificulta su biodegradación, es decir, su descomposición en sustancias simples por la acción de los seres vivos.

Consulta con cinco de tus familiares para que contesten las siguientes preguntas. Anoten sus conclusiones y compárenlas con los demás compañeros.



Pregunta	Respuesta
Para lavar la ropa en casa, ¿usan jabón o detergente?	
¿Qué es más barato?	
¿Cuál rinde más?	
¿Con cuál se lava más ropa?	
¿Con cuál se utiliza o gasta más agua para lavar la ropa?	
¿Es más económico lavar a mano o con lavadora?	
¿Qué es mejor: lavar la ropa con agua fría o con agua caliente?	
¿Es mejor utilizar un detergente que haga mucha espuma o uno que produzca poca?	

Conclusiones:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3.2 Equilibrio químico

La mayor parte de los cambios físicos y químicos son procesos reversibles, por ejemplo, cuando se abate la temperatura del agua, ésta se convierte en hielo y, al aumentarla, ocurre el proceso contrario. En una batería o acumulador, las sustancias químicas reaccionantes se consumen cuando la batería proporciona corriente; al recargarla, se invierte el proceso y los reactivos originales se regeneran.

Si el fenómeno ocurre en un sistema cerrado, llega un momento en el que se igualan las velocidades de las dos reacciones opuestas, estableciéndose un equilibrio químico (dinámico).

El equilibrio químico y los factores que lo modifican tienen gran importancia tanto en la industria como en la ciencia, pues permite controlar la dirección y la magnitud de las reacciones, así como aumentar el rendimiento de los productos formados.

Reversibilidad de las reacciones químicas

Una **reacción irreversible** es la que se verifica en un solo sentido, es decir, se prolonga hasta agotar por lo menos una de las sustancias reaccionantes.

Se consideran irreversibles las reacciones en las cuales pueden separarse los productos del sistema como en los siguientes casos:

a) formación de un gas:



b) formación de un precipitado:



c) compuesto ligeramente disociado o ionizado:



Una **reacción reversible** es aquella que tiene lugar en ambos sentidos simultáneamente, es decir, los productos pueden reaccionar entre sí para regenerar los reactivos.

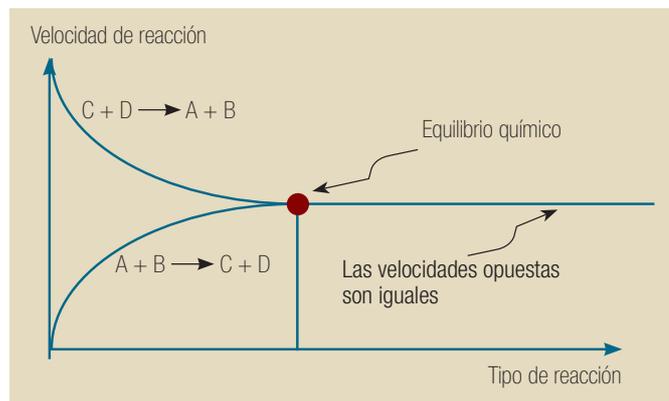
Ejemplos



La doble flecha indica que se realiza una reacción reversible.

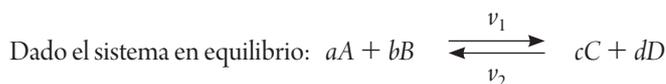
En el **equilibrio químico** se utilizan o refieren las reacciones reversibles, debido a que éste es un estado en el cual dos reacciones opuestas se verifican con la misma velocidad.

En los sistemas en equilibrio, las propiedades macroscópicas, como el color, la presión, las cantidades de reactivos y productos, etc., permanecen constantes.



Ley de acción de masas y constante de equilibrio

A la relación de la constante de velocidad de reacción a la derecha, y la constante de la velocidad de la reacción a la izquierda, para un sistema en equilibrio, se le da el nombre de constante de equilibrio.



Al aplicar la ley de acción de masas, tenemos:

$$v_1 = k_1[A]^a[B]^b$$

$$v_2 = k_2[C]^c[D]^d$$

Donde: [] = concentración en mol/L, para cada especie reaccionante.

En el equilibrio: $v_1 = v_2$, por tanto: $k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$

Al despejar: $k_1/k_2 = [C]^c[D]^d / [A]^a[B]^b = K$

o también:

$$K = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

K = Constante de equilibrio químico

Con base en lo anterior, la **constante de equilibrio químico (K)** se define como:

El producto de las concentraciones molares de los productos, dividido entre el producto de las concentraciones molares de los reactivos; cada sustancia elevada al número de moles correspondientes.

El valor de K para un sistema dado depende de la temperatura. Para aplicar la expresión de la constante de equilibrio a un sistema dado, se debe partir de la ecuación química de dicho proceso.

Ejemplos



$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

El valor de K es único para cualquier reacción a una temperatura dada y este valor no se acostumbra acompañarlo de unidades.

La magnitud de K muestra la cantidad en que se ha efectuado la reacción en equilibrio. Si K es grande, indica que la reacción va apreciablemente hacia la derecha y si K es pequeña (menor a uno) la reacción se efectúa solamente un poco antes de que alcance el equilibrio, esto es, hasta que se igualan las velocidades hacia uno y otro lado.

Las unidades de concentración empleadas en las expresiones para la constante de equilibrio se escogen según convenga y usualmente son:

- a) Para reacciones en disolución = molaridad o fracción mol
- b) Para reacciones gaseosas = presión parcial, moles/L o fracción mol

En consecuencia, si el valor de K depende de las unidades de concentración, estas últimas deben quedar indicadas. En el equilibrio de la síntesis del amoníaco, cuando las concentraciones se dan en moles por litro, las unidades de K pueden expresarse de la siguiente manera (tomando el ejemplo anterior):



$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$

$$K = \frac{[\text{mol/L}]^2}{[\text{mol/L}][\text{mol/L}]^3} = \frac{\text{mol}^2/\text{L}^2}{[\text{mol/L}][\text{mol}^3/\text{L}^3]}$$

$$K = \frac{\text{mol}^2/\text{L}^2}{[\text{mol}^4/\text{L}^4]} = \frac{1}{\text{mol}^2/\text{L}^2} = \text{mol}^{-2}\text{L}^{-2} \text{ o } \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2}$$

Problemas de la constante de equilibrio químico

1. Se hizo reaccionar una mezcla de yodo (I_2) e hidrógeno (H_2) a 448 °C. Cuando se estableció el equilibrio, se encontraron las siguientes concentraciones de los participantes: $[H_2] = 0.46 \text{ mol/L}$; $[I_2] = 0.39 \text{ mol/L}$; $[HI] = 3.0 \text{ mol/L}$. Calcula el valor de K a dicha temperatura, cuando se considera al HI como el producto.

Datos	Solución
$[H_2] = 0.46 \text{ mol/L}$	$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ $K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{[3.0]^2}{[0.46][0.39]} = 50$
$[I_2] = 0.39 \text{ mol/L}$	
$[HI] = 3.0 \text{ mol/L}$	
$K = ?$	

2. Una mezcla en equilibrio, a 445 °C, contiene 0.20 mol/L de H_2 e igual cantidad de yodo. ¿Cuál es la concentración en el equilibrio de HI, si $K = 64$ para la formación de este compuesto?

Datos	Solución
$[H_2] = 0.20 \text{ mol/L}$	$H_{2(g)} + I_{2(g)} \rightleftharpoons 2HI_{(g)}$ $K = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = 64$ $[HI]^2 = 64 [H_2][I_2]$ $[HI]^2 = 64 [0.20][0.20] = 2.56$ $[HI] = \sqrt{2.56} = 1.6 \text{ mol/L}$
$[I_2] = 0.20 \text{ mol/L}$	
$[HI] = ?$	

► 3.3 Principio de Le Châtelier

Factores que modifican el equilibrio químico

El efecto de una acción externa sobre el equilibrio se puede predecir aplicando el principio enunciado por el físico francés **Henry de Le Châtelier**, que dice: *Cuando a un sistema químico en equilibrio, se sujeta a una acción externa, el equilibrio se desplaza en la dirección que tiende a disminuir o neutralizar dicha acción.*

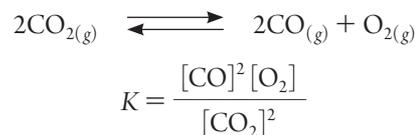
Experimentalmente se ha observado que los principales factores que afectan el equilibrio químico son:

1. La concentración
2. La temperatura
3. La presión

Efecto de la concentración

Al aumentar la concentración de alguna de las sustancias, en un sistema en equilibrio, el equilibrio se desplazará hacia la reacción que tiende a disminuir dicho aumento.

Cuando cambian las concentraciones de los componentes de un sistema en equilibrio, el valor numérico de K no cambia, pero el equilibrio se desplaza porque se favorece la velocidad de reacción en uno u otro sentido, por ejemplo, en la reacción de equilibrio:



La adición de oxígeno al sistema en equilibrio favorece momentáneamente la relación a la izquierda. Cuando se vuelve a establecer el equilibrio, las concentraciones de $[CO_2]$ y $[O_2]$ serán altas y la de $[CO]$ será más baja; pero la relación

$$\frac{[CO]^2 [O_2]}{[CO_2]^2}$$

y K tendrán el mismo valor que antes de que se adicionara oxígeno.

Efecto de la temperatura

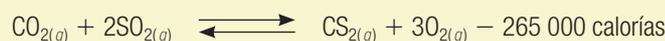
Cuando se aumenta la temperatura de un sistema en equilibrio, éste se desplazará en el sentido de la reacción endotérmica. Si disminuye la temperatura, ocurre el proceso contrario.

Ejemplos

¿De qué manera afectará un aumento de temperatura al siguiente sistema en equilibrio?



Como se observa, la reacción es exotérmica porque desprende 16 800 calorías, por tanto, al aumentar la temperatura, el sistema se desplazará hacia la izquierda. En cambio, para la siguiente reacción en equilibrio:



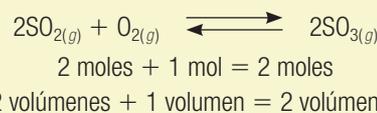
Al aumentar la temperatura, se favorece la reacción hacia la derecha, puesto que es endotérmica, es decir, necesita calor (265 000 cal) para llevarse a cabo.

Efecto de la presión

Si a un sistema en equilibrio se le aumenta la presión, el equilibrio se desplaza según la reacción en que las sustancias formadas ocupan un menor volumen.

Ejemplos

¿Qué ocurre al aumentar la presión, en el siguiente sistema en equilibrio?

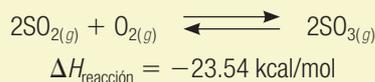


Se desplazará hacia donde haya menor volumen, es decir, favorece la formación de SO_3 . Una disminución de cualesquiera de los factores

antes mencionados en un sistema en equilibrio provoca un cambio opuesto.

Es conveniente aclarar que los catalizadores no modifican el equilibrio químico, pero sí las velocidades de las dos reacciones opuestas, permitiendo que aquél se establezca más rápidamente.

Para predecir el desplazamiento del equilibrio en un sistema dado, aplicando el principio de Le Châtelier, debe considerarse cuál de las dos reacciones es exotérmica, y en caso de sistemas gaseosos, si existe cambio de volumen. Por ejemplo, para el siguiente sistema en equilibrio:



$\Delta H = \text{calor de reacción}$

Al verificarse los cambios anotados, el equilibrio se desplazará de la siguiente manera:

- Hacia la derecha, si se aumenta la concentración de SO_2 , puesto que al formarse el SO_3 , se consume parcialmente dicho aumento.
- Hacia la derecha, si se disminuye la temperatura del sistema; puesto que la reacción de formación de SO_2 es exotérmica.
- Hacia la izquierda, si se disminuye la presión, pues el volumen ocupado por el SO_2 y el O_2 es mayor que el ocupado por el SO_3 .
- Si se añade un catalizador no habrá desplazamiento.

Por lo anteriormente expuesto, todo químico debe conocer bien el principio de Le Châtelier sobre todo por las implicaciones que tiene en la industria.

Ejemplos

La oxidación de NO a NO_2 es un proceso exotérmico.



Predice el efecto de cada uno de los siguientes cambios sobre la posición de equilibrio químico.

- adición de más oxígeno: Se favorece el sentido (1), hacia la derecha, porque todo el sistema está en estado gaseoso.
- aumento de la presión: Se favorece el sentido (1), hacia la derecha, son 3 moles en los reactivos y 2 moles en los productos al aumentar la presión disminuye el volumen.
- disminución de la temperatura: Se favorece el sentido (2), hacia la izquierda, es decir, el proceso endotérmico, ya que la reacción es exotérmica.
- adición de más NO_2 : Se favorece el sentido (2), hacia la izquierda, ya que habría mayor masa en los productos y el equilibrio se desplazaría hacia los reactivos.
- Adición de un catalizador: Los catalizadores no afectan al equilibrio químico, solamente a la velocidad de una reacción.



Actividad de aprendizaje

Lentes para el sol y el Principio de Le Châtelier

El calor no es la única manifestación de la energía que afecta al equilibrio químico. La declaración hecha con respecto al texto sobre reacciones endotérmicas y exotérmicas puede ser generalizado para reacciones que involucren otras formas de energía. Una ilustración práctica de esta generalización es el uso de los lentes para el sol que tienen la facilidad de presentar un ajuste del sombreado. El compuesto del cloruro de plata (AgCl), se incorpora en los lentes. Este compuesto, al ser expuesto a luz del sol, produce plata metálica, Ag y cloro, Cl_2 ; de acuerdo con la siguiente reacción:



La mayoría del metal de plata producido oscurece los lentes. En la noche, o cuando estamos dentro de la casa, la reacción es desplazada en sentido opuesto de acuerdo con el Principio de Le Châtelier. En este caso, la adición de energía en forma de luz solar dirige el equilibrio hacia la derecha, su eliminación conduce el equilibrio hacia la izquierda.

El Principio de Le Châtelier nos explica qué sucede cuando aplicamos una fuerza sobre un sistema en equilibrio:

- La adición de un componente causa que el equilibrio se desplace en el sentido opuesto a dicha adición.
- La eliminación de un componente causa que el equilibrio se desplace en el sentido opuesto a dicha eliminación.
- El incremento de la temperatura a una reacción exotérmica desplaza el equilibrio de tal manera que el equilibrio se desplace del lado de los reactivos; un incremento de la temperatura en una reacción endotérmica, desplaza el equilibrio hacia el lado de los productos.
- La adición de un catalizador no afecta la posición del equilibrio.

De acuerdo con lo anteriormente expuesto, contesta las siguientes preguntas:

- ¿Es importante conocer para mí una reacción química que oscurezca unos lentes?
- ¿Por qué se usa cloruro de plata? Escribe tres propiedades químicas de cloruro de plata.
- ¿Qué efecto tiene la luz en los compuestos de halogenuros de plata, como el cloruro o el bromuro de plata?
- ¿Qué sustancias químicas se obtienen como productos, en la reacción escrita anteriormente?
- ¿Qué es una lente fotocromática?
- ¿Cómo funcionan las lentes fotocromáticas?
- ¿Cómo se relacionan estas lentes y el Principio de Le Châtelier?
- ¿De qué reactivos partimos para que la luz solar actuara sobre ellos?
- ¿Por qué estos lentes se oscurecen en donde hay menor cantidad de luz? ¿Por qué se aclaran cuando hay mucha luz solar?
- ¿Qué beneficios te proveen estos lentes? ¿Los usarías?



Heteroevaluación

Instrucciones: anota en el paréntesis de la izquierda la letra que corresponda a la respuesta correcta:

- () 1. El tiempo que una reacción química tarda en alcanzar el equilibrio, se conoce como:
- tiempo efectivo
 - tiempo de reacción
 - tiempo de equilibrio
 - tiempo obtenido
- () 2. Los factores que afectan a la velocidad de una reacción son:
- presión, volumen, calor, concentración
 - naturaleza de los reactivos, concentración, temperatura y catalizadores
 - densidad, naturaleza de los reactivos, presión y temperatura
 - catalizadores, densidad, calor y volumen
- () 3. Cuando aumenta la concentración de una sustancia, su velocidad de reacción es:
- menor
 - mayor
 - igual
 - buena
- () 4. Cuando la superficie de contacto entre dos sustancias es mayor, la velocidad de reacción:
- aumenta
 - se equilibra
 - disminuye
 - se altera
- () 5. Los catalizadores influyen en un sistema químico:
- alterando la concentración del sistema
 - disminuyendo el volumen de los reactivos
 - activando o inhibiendo el sistema
 - aumentando el volumen de los productos
- () 6. Es el incremento de la concentración con respecto al tiempo:
- rapidez de reacción
 - velocidad de reacción
 - aceleración de reacción
 - tiempo de reacción
- () 7. Es la energía necesaria para iniciar una reacción:
- de oxidación
 - de productos
 - de formación
 - de activación
- () 8. De acuerdo con la ley de acción de masas, la velocidad de una reacción es directamente proporcional a la:
- naturaleza de los reactivos
 - superficie de contacto
 - concentración de los reactivos
 - temperatura
- () 9. Para la reacción: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, la expresión matemática de la ley de acción de masas es:
- $v = k [C]^c [D]^d$
 - $v = k [A]^a [C]^c$
 - $v = k [A]^a [B]^b$
 - $v = k [B]^b [D]^d$
- () 10. Sustancia que acelera o retarda una reacción sin experimentar un cambio aparente:
- reductor
 - indicador
 - inhibidor
 - catalizador

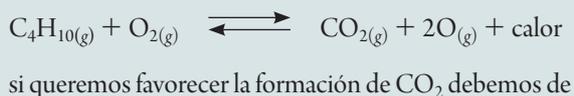
- () 11. El incremento en la concentración de los productos de una reacción, por unidad de tiempo, expresa:
- la velocidad de una reacción química
 - la ley de acción de masas
 - el equilibrio químico
 - la energía de activación
- () 12. En una reacción química al aumentar el número de choques, su velocidad de reacción:
- es negativa
 - no cambia
 - disminuye
 - aumenta
- () 13. La teoría de las colisiones propone que en una reacción química:
- la velocidad de una reacción química en un instante dado es proporcional a la concentración de los reactivos.
 - las especies participantes deben chocar entre sí produciendo nuevos enlaces y rompiendo los existentes.
 - un catalizador es una sustancia que cambia la velocidad de la reacción, pero no aparece en los productos de la reacción.
 - los choques entre partículas deben ser muchos aunque no sean efectivos.
- () 14. Un fósforo (cerillo) se quema lentamente en el aire, pero en oxígeno puro la reacción es extremadamente rápida debido a que:
- aumenta la presión cuando el oxígeno es puro.
 - el oxígeno puro sirve como catalizador.
 - se forma fácilmente el complejo activado en atmósfera pura.
 - aumenta la concentración de oxígeno, incrementando grandemente la velocidad de reacción.
- () 15. Al establecerse el equilibrio químico en un sistema de reacción:
- aumenta la concentración de los reactivos.
 - disminuye la concentración de los reactivos.
 - las concentraciones de reactivos y productos permanecen constantes.
 - disminuye la concentración de los productos.

- () 16. Los factores que afectan el equilibrio químico son:
- presión, volumen y temperatura
 - presión, concentración y temperatura
 - presión, calor y catalizador
 - presión, temperatura y entalpía
- () 17. ¿A cuál de las siguientes ecuaciones corresponde la expresión del equilibrio químico siguiente:
- $$K = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}?$$
- $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2$
 - $\text{NH}_3 \rightleftharpoons 1/2 \text{N}_2 + 3/2 \text{H}_2$
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
 - $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{NH}_3$
- () 18. ¿Cuál es valor de la constante de equilibrio químico para la reacción:
- $$\text{N}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons 2\text{NO}_2,$$
- si en el equilibrio la concentración de N_2O_4 es de 4×10^{-2} mol/L y la concentración de NO_2 es de 2×10^{-2} mol/L?
- $k = 2 \times 10^{-2}$
 - $k = 1 \times 10^{-2}$
 - $k = 5 \times 10^{-2}$
 - $k = 1 \times 10^{-4}$
- () 19. Para el sistema en equilibrio:
- $$2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g}) + \text{calor};$$
- un aumento en temperatura a presión constante:
- aumenta la concentración de SO_3
 - aumenta la concentración de SO_2
 - disminuye la velocidad de la reacción directa
 - disminuye la velocidad de la reacción inversa
- () 20. La reacción $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ absorbe calor; si disminuimos la temperatura se favorece el sentido:
- de izquierda a derecha
 - de derecha a izquierda
 - no influye
 - de un cambio de estado físico
- () 21. Para la reacción:
- $$\text{BaCO}_3(\text{s}) + \text{calor} \rightleftharpoons \text{BaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g}) \uparrow$$
- si se quiere aumentar la concentración de dióxido de carbono (CO_2) se debe:

- a) Aumentar la presión
- b) Adicionar un catalizador
- c) Adicionar más BaO
- d) Aumentar la temperatura

Instrucciones: Coloca dentro de las líneas las palabras correctas.

22. Para la siguiente reacción:



la presión,

la temperatura y

la concentración de O_2 .

23. Para la reacción $\text{AB} \rightleftharpoons \text{A} + \text{B}$ a 400°C , la constante de equilibrio es, en un recipiente de 10 L. Al introducir 4 moles de AB, contesta lo siguiente:

La concentración de [AB] en el equilibrio será:

$$K = 300 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

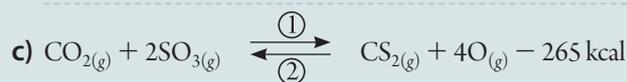
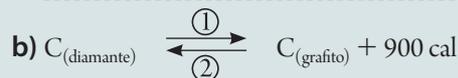
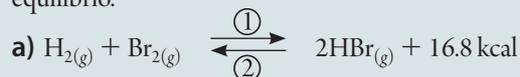
La concentración de [A] en el equilibrio será:

La concentración de [B] en el equilibrio será:

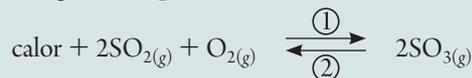
24. Indica el efecto de un aumento en la presión sobre los siguientes sistemas en equilibrio, anotando *derecha* o *izquierda* según se desplace el equilibrio:



25. Cómo afecta un aumento en la temperatura a los siguientes sistemas en equilibrio, anota ① o ② según se desplace el equilibrio.



26. Para la siguiente reacción en equilibrio anota ①, ② o no afecta según se desplace la reacción.



a) Un aumento en la temperatura

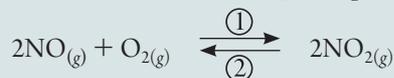
b) Agregar un catalizador positivo

c) Aumento de O_2 en el recipiente

d) Introducir más SO_3 en el recipiente

e) Aumento de la presión

27. La oxidación de NO a NO_2 es un proceso exotérmico.



Predice el efecto de cada uno de los siguientes cambios sobre la posición de equilibrio, anotando ①, ② o no afecta según el desplazamiento por:

a) Adición de más oxígeno

b) Aumento de la presión

c) Disminución de la presión

d) Adición de más NO_2

Autoevaluación

Autoevaluación para las actividades experimentales del bloque 3.

Nombre del estudiante:

Propósito: valorar la responsabilidad y cumplimiento de la actividad experimental, así como identificar áreas de oportunidad para mejorar en el desempeño y aprendizaje.

Desempeños	Logrado	En proceso
Tomé en cuenta las consideraciones teóricas que se plantearon en la práctica.		
Realicé adecuadamente los tres experimentos que se indican.		
Llevé al pie de la letra el procedimiento durante cada experimento.		
Utilicé correctamente todos los materiales de laboratorio.		
Utilicé bata de laboratorio y tomé las medidas de seguridad previamente planteadas por el profesor/a.		
Tuve cuidado en el manejo de todas las sustancias que se utilizaron.		
Observé con detenimiento las reacciones químicas que en cada experimento se presentaban.		
Anoté todos los comentarios con base en los resultados de cada experimento.		
Contesté todos los cuestionamientos que se solicitaban en cada experimento.		
Todas mis respuestas fueron correctas.		
Mis respuestas fueron claras y congruentes.		
Argumenté con bases teóricas y de acuerdo con los contenidos planteados.		
Comparé mis resultados con los de mis otros compañeros.		
Comenté todas las dudas que tuve durante la práctica.		
Elaboré mis propias conclusiones a partir del desarrollo de la práctica y de los resultados obtenidos.		
Proporcione mi opinión en los momentos solicitados.		
Mencioné diversos ejemplos de las sustancias utilizadas y las relacioné con productos de uso común en casa.		
Mencioné la importancia que tienen las sustancias y el uso correcto que cada una debe de tener.		
La práctica de laboratorio me aportó nuevos conocimientos y reforcé los previos.		
Me gustó la actividad y es significativo mi aprendizaje		
Mis fortalezas son:		
En qué debo poner más empeño:		

4

Cuantificas los cambios energéticos del entorno

12 horas

Objetos de aprendizaje

- 4.1 Características de los sistemas termodinámicos
- 4.2 Primera y segunda ley de la termodinámica
- 4.3 Ley de Hess



Competencias a desarrollar

- Analiza y relaciona las características de los sistemas termodinámicos, para comprender los fenómenos de su entorno.
- Valora de forma crítica la importancia de los procesos energéticos que se presentan en la naturaleza y la industria.
- Interpreta los fenómenos derivados de las leyes de la termodinámica y busca relacionarlos con su entorno.
- Utiliza herramientas y equipo especializado en la búsqueda, selección, análisis y síntesis para la divulgación de la información científica que contribuye a su formación académica.
- Aplica normas de seguridad en el manejo de sustancias e instrumentos de laboratorio para evitar daños y disminuir riesgos en las actividades experimentales.



Desempeños por alcanzar

- Expresa las características de los sistemas termodinámicos al relacionar los conceptos de sistema, estado de sistema y proceso.
- Explica la primera ley de la termodinámica considerando a la energía interna, la entropía de reacción y formación, así como los tipos de reacciones químicas de los sistemas, reconociendo su importancia en el uso racional de la energía.
- Resuelve problemas relacionados con las leyes de la termodinámica aplicando la ley de Hess, la entropía y la energía libre de Gibbs en procesos industriales, biológicos y ambientales.

¿Qué sabes hacer ahora?

Contesta brevemente cada una de las siguientes cuestiones:

1. ¿Cuál es la diferencia entre un sistema abierto y uno cerrado en termodinámica?

2. ¿Qué es la termodinámica?

3. ¿Qué es la termoquímica?

4. Enuncia la primera ley de la termodinámica:

5. Enuncia la segunda ley de la termodinámica:

6. Enuncia la ley de Hess:

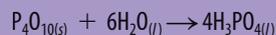
7. ¿Cómo se calcula la ley de Gibbs?

8. ¿Qué nos indica el valor obtenido en un sistema de acuerdo con la ley de Gibbs?

9. Calcula el cambio de entalpía para la reacción:



10. Calcula el cambio en la energía libre de Gibbs para la reacción:



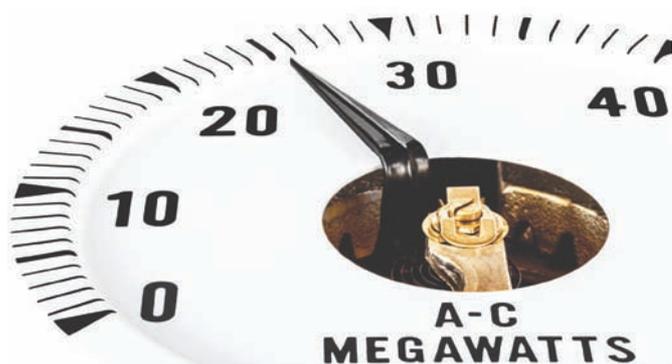
Si el $H = -454.3 \text{ kJ}$ y $S = 3.76 \text{ J/K}$ a 25°C

 Situación didáctica

¿Cómo lo resolverías?

¿Cómo prefieres estar: flaco o gordo?
¿Cuál sería tu peso ideal y por qué?

La alimentación humana normal incluye un potencial calorífico de unas 3 000 kilocalorías diarias, lo que corresponde a una potencia térmica media de 130 w. En su digestión, el hombre “quema” sus alimentos, es decir, degrada los enlaces químicos. Por otra parte, estimamos que la potencia mecánica humana es de 30 w; por tanto, deducimos que el rendimiento es solamente de 20%. ¿Qué pasa con el 80% restante?



Dado que el cuerpo se mantiene a una temperatura fija de 37 °C, cualquiera que sea la temperatura exterior, el hombre intercambia calorías a través de su piel y sus pulmones; estas pérdidas térmicas utilizan el resto de la potencia ingerida. Resulta lógico, pues, que sea necesario comer copiosamente mientras el cuerpo está expuesto al frío, ya que cede muchas calorías al medio ambiente.



Para calcular de manera aproximada el peso ideal de una persona, se debe restar 100 a su estatura en centímetros, por ejemplo, si mide 175 cm, su peso ideal sería:

$$\text{Peso ideal} = 175 - 100 = 75 \text{ kg}$$



¿Cómo lograr tener el peso ideal?



El correr al aire libre nos permite tener una condición física muy agradable.



Una buena alimentación a base de jugos, cereales y trigo es muy nutritiva.

Secuencia didáctica

¿Qué tienes que hacer?

1. Elabora un menú de lo que desayunas, comes y cenas (o de lo que te gustaría comer en cada una de las tres comidas).
2. Consulta el cuadro 4.1 y calcula el número de calorías que consumes en cada comida que realizas por día.
3. Llena la tabla siguiente:

Cuadro 4.1 Alimentos consumidos durante el día

Desayuno	Calorías	Comida	Calorías	Cena	Calorías
Subtotal 1 (desayuno) =					
Subtotal 2 (comida) =					
Subtotal 3 (cena) =					
Total del día =		calorías obtenidas			

4. Suma el total de calorías que consumiste y regístralo.
5. Utilizando el cuadro 4.2, elabora una lista de las actividades que realizaste durante el día, y calcula las calorías consumidas o utilizadas.

6. Calcula el balance del día:

$$\text{Calorías almacenadas} = \text{calorías ingeridas} - \text{calorías utilizadas}$$

$$\text{Calorías almacenadas} =$$

7. Analiza y evalúa el resultado obtenido, con el propósito de mejorar tu salud.

8. Anota tus conclusiones.



Cuadro 4.2

Actividad realizada	Calorías consumidas	
Total del día =		calorías utilizadas.

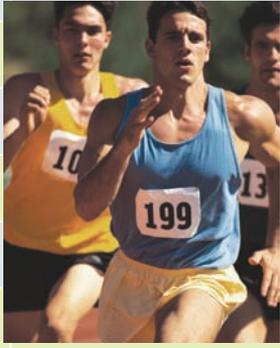
Cuadro 4.3 Cantidad de alimentos que contienen 100 calorías

Cereales y levaduras		Azúcares o dulces	
28 g de copos de avena	95 g de levadura de pan	30 g de miel de abeja	20 g de chocolate
28 g de arroz pulido	38 g de pan integral	25 g de azúcar de uva	26 g de azúcar sin refinar
26 g de espaguetis, fideos	30 g de harina de centeno	36 g de mermelada	22 g de cacao sin azúcar
42 g de pan de trigo	30 g de fécula de maíz	25 g de azúcar blanca	36 g de melazas
28 g de harina de trigo	24 g de pan de dulce o pan tostado		
			
Verduras o legumbres secas			
220 g de ejotes	500 g de berros		
750 g de pepinos	350 g de espinacas		
400 g de rábanos	220 g de cebollas		
145 g de col	370 g de coliflor		
30 g de alubias, frijoles	30 g de garbanzos		
420 g de chiles verdes	300 g de betabel		
460 g de tomates	230 g de zanahorias		
330 g de col morada	32 g de lentejas		
600 g de lechuga	115 g de papas peladas		
Frutas y jugos		Grasas, aceites y nueces	
115 g de piña en conserva	33 g de pasas	11 g de palmitina	
250 g de toronjas	145 g de jugo de manzana	13 g de mantequilla	
200 g de manzana fresca	36 g de dátiles	11 g de aceite de oliva	
100 g de plátanos	250 g de mandarinas	15 g de almendras	
250 g de fresas	135 g de uvas	15 g de margarina	
200 g de duraznos	220 g de chabacanos	11 g de manteca de cerdo	
200 g de naranja	135 g de jugo de uva	21 g de nueces	
190 g de peras frescas	250 g de jugo de limón	15 g de avellanas	
38 g de higos secos		12 g de tocino salado	

Cuadro 4.4 Cantidad de alimentos que contienen 100 calorías

Carnes y embutidos			
40 g de pato guisado	38 g de pavo	60 g de conejo	
37 g de cerdo	95 g de liebre	65 g de carne de res	
85 g de sesos de ternera	75 g de hígado de cerdo	35 g de moronga	
100 g de paloma	95 g de venado	75 g de hígado de vaca	
80 g de pollo	33 g de salchichas	75 g de carne de vaca asada	
75 g de hígado de ternera	30 g de cordero		
Pescados			
30 g de angulas		75 g de arenque fresco	
105 g de robalo		85 g de carne de cangrejos	
50 g de sardinas frescas		65 g de carpa	
135 g de camarones o langostinos		44 g de salmón fresco	
105 g de trucha		110 g de lenguado y huachinango	
Leche, huevos y productos lácteos			
150 g de leche condensada		108 g de leche de borrego	
160 g de leche materna		53 g de queso de bola	
25 g de queso roquefort		135 g de huevo	
145 g de yogur		260 g de leche pasteurizada	
250 g de leche entera		140 g de leche de cabra	
40 g de queso manchego		29 g de yema de huevo	
500 g de leche desnaturalizada		50 g de queso fresco requesón	
Bebidas			
200 g de cerveza		165 g de vino blanco	
200 g de refrescos		154 g de vino tinto	
140-160 g de bebidas tipo cola		85 g de vino espumoso	
67 g de vinos dulces			

Cuadro 4.5 Consumo calorífico durante algunas actividades

Situación	Calorías por hora en una persona de 70 kg	
	Dormir	65
	Sentado	100
	Leer en voz alta	105
	Coser a mano	111
	Trabajar en laboratorio	115
	Vestirse	118
	Cantar	122
	Manejar el automóvil	133
	Escribir a máquina	140
	Lavar platos	144
	Planchar	144
	Lavar ropa a mano	161
	Barrer	169
	Caminar en forma pausada	200
	Trabajo de carpintería, pintar	240
	Andar en bicicleta	245
	Bailar	280
	Caminar a marcha forzada (6 km/h)	300
	Bajar escaleras	364
	Montar a caballo al trote	371
	Nadar sin competencia	500
	Correr (8.5 km/h)	570
	Subir escaleras, sin saltos	1100
	Remar	1190
		

Rúbrica

¿Cómo sabes que lo hiciste bien?

1. ¿Comes adecuadamente?

¿Por qué?

2. ¿Cuántas calorías tienes de más o de menos?

3. ¿Qué debes comer más?

4. ¿Qué debes dejar de comer?

5. ¿Qué actividades debes dejar de hacer?

6. ¿Qué actividades son más recomendables para ti?

7. Investiga con base en lo anterior, ¿cuál es el fundamento de una buena nutrición?

8. ¿Cuál sería tu estilo de vida para mantenerte sano y en el peso ideal?

9. Anota tus conclusiones.

 Portafolio de evidencias

Pasos para hacer el portafolio de evidencias

1. En una computadora crea una carpeta con el nombre **Temas selectos de química 1**.
2. Crea un archivo en un procesador de textos con **tu nombre_Cuantificas los cambios energéticos del entorno**.
3. Crea dentro de la carpeta **Cuantificas los cambios energéticos del entorno** otra carpeta con **tu nombre_Bloque 4**.
4. Dentro de la carpeta **Bloque 4** guarda las evidencias que indique tu profesor.
5. Envía los archivos por correo electrónico a tu profesor.

Introducción

En este bloque se estudia a la termodinámica como una contabilidad de la energía asociada con los cambios físicos y químicos. Esta rama de la física puede parecer muy compleja por sus elegantes expresiones matemáticas, pero dentro de la expresión ordinaria e intuición común, es bastante comprensible.

Después de haber estudiado las reacciones químicas desde el punto de vista de la forma como se realizan, es necesario analizar estas reacciones, considerando la energía necesaria para llevarse a cabo, es decir, la que absorben o liberan al romperse o formarse los enlaces entre las sustancias que intervienen en la reacción. Esta parte de la química se conoce como **termoquímica** y corresponde al estudio de la medida o cálculo del calor absorbido o liberado en las reacciones químicas, así como los datos con los que se pueden calcular las energías relativas o entalpías contenidas en las sustancias químicas.

► 4.1 Características de los sistemas termodinámicos

A través de la historia el hombre ha utilizado reacciones químicas para producir energía: desde las más rudimentarias, como la combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, como las que tienen lugar en los motores de aviones, naves espaciales, lanchas ultrarrápidas y automóviles de carreras. Como sabemos, las reacciones químicas van acompañadas de un desprendimiento o de una absorción de energía.

Calor y temperatura

El calor es una de las formas de energía más importantes, no sólo porque las otras manifestaciones pueden transformarse y ser me-



Figura 4.1 El despegue de una nave espacial requiere gran cantidad de energía.

dibles en calor, sino porque guarda tendencia para las reacciones químicas; se mide en calorías o unidades equivalentes y se define de la siguiente manera: *Una energía electromagnética que está en función de la energía cinética de las partículas.*

La energía calorífica se mide en forma arbitraria con la unidad conocida como caloría, que es la cantidad de calor requerido para elevar la temperatura de 1 g de agua de 14.5 a 15.5 °C. Experimentalmente, 4.184 joules de energía mecánica se pueden convertir en 1 caloría de energía térmica, aunque esta conversión no se pueda efectuar fácilmente en sentido inverso. A pesar de esta dificultad, el equivalente mecánico del calor es una relación establecida y muy útil. Con frecuencia se usa la caloría kilogramo a 1 000 gramos caloría, esto es, 1 000 calorías = 1 kcaloría, para cantidades mayores de energía calorífica.

Las reacciones químicas provocan una variación de energía que se manifiesta en forma de **calor**. Su estudio es muy importante, por lo que en este bloque se determinará el calor absorbido o desprendido en las reacciones, así como los posibles métodos para su determinación.

Calor de combustión

En términos generales, una reacción de combustión es aquella en la que el oxígeno reacciona con otra sustancia, produciendo habitualmente energía en forma de luz y calor; por ejemplo, en la combustión de los árboles, hierba, etc., durante un incendio forestal. Sin embargo, la mayoría de los compuestos orgánicos puede coexistir con 20% de oxígeno de la atmósfera, sin que ocurra una reacción de combustión.

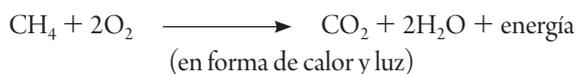
Las reacciones de combustión más frecuentes en nuestro entorno son aquellas en las que participan materiales de origen orgánico constituidos con base en los hidrocarburos, que son compuestos formados de carbono e hidrógeno, como el metano (CH_4), el pro-



Figura 4.2 Los incendios contaminan la atmósfera.

pano (C_3H_8), el butano (C_4H_{10}), las gasolinas y otros derivados del petróleo. La combustión completa de los hidrocarburos, es decir, una reacción en donde existe suficiente oxígeno, produce dióxido de carbono y agua.

La **combustión** es una oxidación rápida que va acompañada de luz y calor.



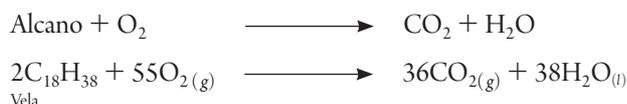
Es una reacción que al efectuarse desprende calor (es decir, es exotérmica), aunque no todas las combustiones producen luz. Para que ocurra una combustión es necesario un material combustible, un comburente y una **flama** que inicie la reacción.

El **comburente** es la sustancia que permite la combustión, es decir, la que hace arder una sustancia, por ejemplo, el oxígeno, que se combina con el combustible produciendo otros compuestos.

El **combustible** es la sustancia que se quema o arde y aporta la energía. Por ejemplo cuando se quema papel, el combustible es la celulosa de que está hecho.

El gas de la estufa quema una mezcla de dos gases, propano (C_3H_8) y butano (C_4H_{10}). Hay otros combustibles muy utilizados como la leña, la gasolina, el alcohol, la parafina, el petróleo, entre otros.

Una vela está compuesta de carbono e hidrógeno (hidrocarburo), por ejemplo, el octadecano ($C_{18}H_{38}$), formado por 18 átomos de carbono. De acuerdo con la siguiente reacción:



Siempre que se quema un hidrocarburo se desprende dióxido de carbono y agua. Por tanto, lo que se quema son los hidrocarburos de la vela, que en general son excelentes combustibles y representan la fuente de energía más utilizada.

Otra reacción de combustión muy importante como generadora de energía para satisfacer las necesidades de nuestra sociedad es la combustión del carbón que, como el petróleo y el gas natural, también es de origen fósil y cuyo constituyente principal es el carbono. La ecuación general que representa la combustión del carbón es:

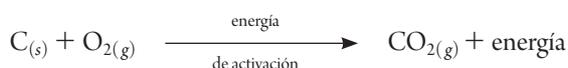


Figura 4.3

La combustión en una vela es una combustión rápida que va acompañada de luz y calor.



Actividad de aprendizaje

1. ¿De qué sustancias orgánicas están hechas las velas?

2. ¿Tienen el mismo poder calorífico las velas sólidas que las líquidas o las de gel?

3. ¿Por qué?

4. ¿Cuál es el combustible cuando se quema una vela?

5. ¿Cuál es el comburente al quemarse una vela?

6. ¿Qué pasa al acercar un vaso de vidrio sobre la flama de una vela?

7. ¿Por qué?

Hay que destacar que en la actualidad es mayor la cantidad de CO_2 que se produce que la que se aprovecha, lo que ha dado lugar a su acumulación en la atmósfera.

Sistemas abierto y cerrado

Antes de continuar con el tema, es necesario establecer el significado de algunos términos que se emplean con frecuencia, como la palabra **sistema**. Por sistema se entiende la porción específica del universo en la cual se enfoca la atención. Por ejemplo, si se quisieran considerar los cambios que se producen en una disolución de cloruro de sodio y nitrato de plata, la disolución es el sistema, mientras que el vaso de precipitados y todo lo demás son los alrededores.

Para explicar los cambios que se producen en un sistema, es necesario definir con precisión sus propiedades, antes y después de que se produzca el cambio. Por lo regular, esto se hace al especi-



Figura 4.4
Ejemplo de sistema abierto.



Figura 4.5
Ejemplo de sistema cerrado.

ficar el estado del sistema, es decir, al reunir un grupo específico de condiciones de presión, temperatura, número de moles de cada componente y su forma física (digamos gas, líquido, sólido o forma cristalina). Al especificar estas variables, se han fijado todas las propiedades del sistema. Por tanto, el conocimiento de estas características permite definir sin ambigüedad las propiedades del sistema.

Sistema abierto es el proceso que permite el intercambio de materia con sus alrededores.

Sistema cerrado es el proceso que no intercambia materia con sus alrededores, aunque puede liberar o absorber energía (calor o trabajo).

Estados del sistema

En la termodinámica se dice que un sistema está en equilibrio, si es capaz de reaccionar espontáneamente, cuando éste se somete a algún cambio de estado, por ejemplo variación de la temperatura o de la presión.

El equilibrio termodinámico se puede caracterizar por tener un mínimo valor en sus potenciales termodinámicos, tales como la energía libre de Helmholtz, que es cuando los sistemas tienen la temperatura y el volumen constantes siempre y cuando:

$$A = U - TS, A = 0 \quad (T \text{ y } V \text{ constantes})$$

O la energía libre de Gibbs, es decir, en sistemas caracterizados por tener la presión y temperatura constantes:

$$G = H - TS, G = 0 \quad (P \text{ y } T \text{ constantes})$$

El proceso que gobierna un sistema hacia el equilibrio termodinámico se nombra entropía.

Se dice que dos sistemas que están en equilibrio térmico si tienen la misma temperatura.

Dos sistemas están en equilibrio mecánico cuando la presión es constante en todos los puntos del sistema.

Dos sistemas están en equilibrio químico cuando su composición química es idéntica.

4.2 Primera y segunda ley de la termodinámica

La termodinámica es una disciplina lógica de gran sencillez que se fundamenta en tres leyes, que para nuestro curso no requiere de gran profundidad en el análisis matemático.

Primera ley de la termodinámica

Esta ley establece que la energía total de un sistema aislado es constante, es decir:

La suma de las energías cinética y potencial permanece constante, aun cuando una de las dos pueda aumentar o disminuir a expensas de la otra.

Energía interna

La primera ley de la termodinámica no indica si un proceso físico o químico ocurrirá espontáneamente (es decir, que ocurre en forma natural), sólo nos dice que en estos cambios se conserva la energía, por ejemplo, las piedras ruedan por las pendientes, el calor fluye de un cuerpo caliente a uno frío y una reacción química procede hasta su punto de equilibrio. En otras palabras, cuando a un sistema se le adiciona cierta cantidad de su *energía calorífica* (Q), se dice que sufre un cambio en su *energía interna* (ΔE), o que efectúa cierta cantidad de *trabajo* (W) en el medio, o bien, se presentan ambos procesos de manera simultánea. Matemáticamente:

$$Q = \Delta E + W \quad \text{o} \quad \Delta E = Q - W$$

En otras palabras: *La energía se puede transformar, pero nunca crear o destruir.*

Continuemos con el tema de la termodinámica. En los siglos XVII y XVIII, los mundos de la química y la física parecían estar bien delimitados. La química se enfocaba al estudio de aquellos cambios que implicaban alteraciones en la estructura molecular, entre tanto la física se encargaba del estudio de aquellos cambios que no implicaban dichas alteraciones.

De esta manera, mientras que en la primera parte del siglo XIX **Davy** se ocupaba de alterar la ordenación molecular de los compuestos inorgánicos y **Berthelot** la de los compuestos orgánicos, los físicos **Joule**, **Mayer** y **Helmholtz** estudiaban el flujo del calor, al que denominaban **termodinámica** (de las palabras griegas que significan *movimiento de calor*). En 1840, su trabajo comprobó que en los cambios sufridos por el calor y otras formas de energía,

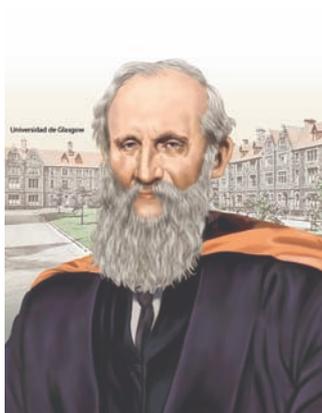


Figura 4.6
Kelvin.

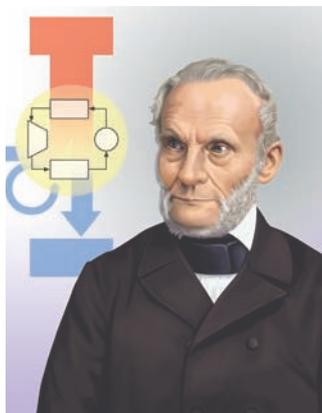


Figura 4.7
Clausius.

no se destruye ni se crea energía. A este principio se le llamó la **Ley de la conservación de la energía** o **primer principio de la termodinámica**.

A estos trabajos sucedieron las aportaciones de los físicos **Car-not, Thomson, Kelvin** y **Clausius**. Ellos demostraron que *el calor, abandonado a sí mismo, fluye espontáneamente de un punto con mayor temperatura hacia otro con menor temperatura*, y que a partir del calor se puede obtener trabajo sólo cuando existe tal flujo de calor a través de una diferencia de temperaturas. Esta inferencia fue generalizada para aplicarla a cualquier forma de energía que fluye desde un punto de mayor intensidad hacia otro de menor intensidad.

Entalpía

La entalpía es una propiedad termodinámica utilizada para especificar o medir la cantidad de calor involucrado en una reacción química a presión constante.

Entalpía o calor de reacción ($\Delta H_{\text{reacción}}$)

La entalpía o calor de reacción se define como el calor absorbido o desprendido al efectuarse una reacción química.

$$\text{Matemáticamente: } \Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_{f \text{ productos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{f \text{ reactivos}}^{\circ}$$

La representación de la entalpía (del griego *enthalpein*, que significa calentar), es la siguiente:

$$H = Q_p$$

$$Q = \text{Calor termodinámico}$$

$$p = \text{Sistema termodinámico a presión constante}$$

La entalpía (H) es una propiedad termodinámica utilizada para especificar o medir la cantidad de calor involucrado en una reacción química a presión constante:

$$H = E + W = E + PV$$

A presión constante, los cambios ocurridos en una reacción se miden por ΔH .

$$\Delta H = \Delta E + P\Delta V \quad (1)$$

De la primera ley de la termodinámica tenemos:

$$\Delta E = Q - W = Q_p - P\Delta V \quad (2)$$

Al sustituir (2) en (1):

$$\Delta H = Q_p - P\Delta V + P\Delta V = Q_p \longrightarrow \Delta H = mC_p \Delta T$$

La entalpía como función de estado sólo depende de los valores final e inicial:

$$\Delta H = H_f - H_i$$

ΔH = Calor absorbido o cedido por el sistema durante una reacción a presión constante (cal/mol).

Esto indica que, en una reacción química, la variación de entalpía depende de las entalpías de los reactivos y de los productos.

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_{f \text{ productos}}^{\circ} - \sum \Delta H_{f \text{ reactivos}}^{\circ}$$

El calor de una reacción química es igual a la suma de los calores de formación de los productos, menos la suma de los calores de formación de los reactivos.

Las reacciones químicas pueden ser exotérmicas o endotérmicas. Las primeras liberan calor, mientras que las segundas lo absorben.

Cuando:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = + (\text{endotérmica}); \longrightarrow \text{absorbe calor}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = - (\text{exotérmica}); \longrightarrow \text{libera calor}$$

Actividad de aprendizaje con TIC

Investiga en Internet los siguientes conceptos: energía interna, entalpía, entropía, reacción exotérmica, reacción endotérmica y energía libre. Escribe un ejemplo de aplicación o reacción química en donde se ilustren los conceptos anteriores.

Elabora un informe por escrito y envíalo a tu profesor vía correo electrónico.

Segunda ley de la termodinámica

Cuando a un sistema se le adiciona una cantidad de energía calorífica en forma reversible, la adición se hace de tal modo que al invertir el proceso se pueda recuperar completamente dicha energía, por ejemplo, las 80 calorías que se le añaden a 1 g de hielo a 0 °C y 1 atmósfera se pueden volver a recuperar cuando se congela el agua. Esto es un cambio reversible y la energía calorífica que interviene se indica como: Q_{rev} (calor reversible).

 **Actividad de aprendizaje**

() ¿Cuál de las siguientes reacciones constituye un ejemplo de reacción exotérmica?

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\Delta H_{\text{reacción}} = 31\,140$ calorías
- b) $2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2 - 116\,000$ calorías
- c) $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $+ 68\,730$ calorías

Fundamenta tu respuesta



Figura 4.8
 Al recibir más energía calorífica el hielo se funde y cambia al estado líquido.

Entropía

Por su parte, en 1850, **Clausius** estableció el término **entropía (S)** para designar la proporción entre el calor contenido en un sistema aislado y su temperatura absoluta. Asimismo, demostró que en cualquier cambio espontáneo de energía, la entropía del sistema se incrementa. Este principio se llamó **segunda ley de la termodinámica**.

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{REV}}}{T}$$

La entropía es una función de estado de un sistema y es una medida de su desorden. Por ejemplo, cuando se añade energía térmica a un sistema, éste se hace más desordenado. Así, cuando añadimos suficiente calor a un mol de agua (a 100 °C) para convertir en vapor, el cambio de entropía es:

$$\Delta S = \frac{Q_{\text{REV}}}{T} = \frac{9\,720 \text{ cal}}{373 \text{ K}} = 26 \text{ cal/K} \approx 26 \text{ ue}$$

(unidades entrópicas)

Entonces, la entropía o desorden de una mol de agua aumenta en 26 ue, lo cual implica que una muestra dada de materia se encuentra más desordenada en estado de vapor que en estado líquido, puesto que en estado sólido posee más orden (menos entropía) que como líquido.

La segunda ley de la termodinámica se puede enunciar así:

Quando se verifica un cambio espontáneo en cierto sistema, se produce un aumento de la entropía del universo.

Los filósofos han aplicado la segunda ley de la termodinámica al sistema aislado más grande que se pueda imaginar: el universo. Si por definición el universo es un sistema adiabático, la aplicación de la segunda ley indica que el efecto neto total de todos los procesos naturales consta de un aumento en la entropía. El resultado final será un máximo desorden, con toda la materia a unos cuantos kelvins por encima del cero absoluto, condición a la que a veces se le describe como la muerte térmica del universo.

Tales avances en el terreno de la física no podían aislarse de la química, ya que después de todo, aparte del Sol, la mayor fuente de calor en el mundo del siglo XIX residía en las reacciones químicas, como la combustión de la madera, el carbón y el petróleo. Por esta misma época, también se observó que otras reacciones químicas generaban calor, como la neutralización de ácidos y bases. De hecho, todas las reacciones químicas implican algún tipo de transferencia térmica, ya sea de emisión de calor (y a veces de luz) desde el entorno.

En 1840, los mundos de la química y de la física se unieron y comenzaron a marchar juntos gracias al trabajo del químico ruso-suízo **Germain Henri Hess** (1802-1850). Hess dio a conocer los resultados de cuidadosas medidas que había tomado sobre la cantidad de calor generada en las reacciones químicas entre cantidades fijas de algunas sustancias.

Logró demostrar que la cantidad de calor producida (o absorbida) en el paso de una sustancia a otra era siempre la misma, sin importar la ruta química por la que ocurriera el cambio, ni en cuántas etapas. Debido a esta generalización (ley de Hess), este reconocido químico es considerado en ocasiones como el fundador de la termoquímica (química del calor de las reacciones químicas). Con base en dicha ley, parecía altamente probable que la ley de la conservación de la energía se aplicase tanto a los cambios químicos como a los físicos.

Entre 1860 y 1869, **Pierre Berthelot**, quien había hecho importantes trabajos en síntesis orgánica, concentró su atención en la



Figura 4.9
Germain Henri Hess.

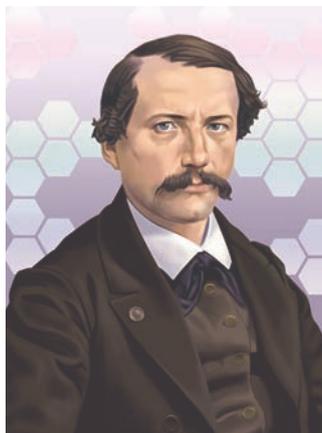


Figura 4.10
Pierre Berthelot.

termoquímica. Para ello, ideó algunos métodos para efectuar reacciones químicas dentro de cámaras cerradas rodeadas por agua a temperatura conocida, y a partir del incremento en la temperatura del agua circundante al finalizar la reacción, podía medirse la cantidad de calor desarrollada por la misma. Utilizando este tipo de **calorímetro** (de la palabra latina que significa *medida del calor*), Berthelot obtuvo determinaciones cuidadosas de la cantidad de calor generada por cientos de diferentes reacciones químicas.

A partir de la explicación previa sobre el calor en las reacciones químicas, podemos decir que una razón por la cual se llevan a cabo es porque los productos alcanzan un estado de energía menor, más estable que el de los reactivos. Para que los productos alcancen este

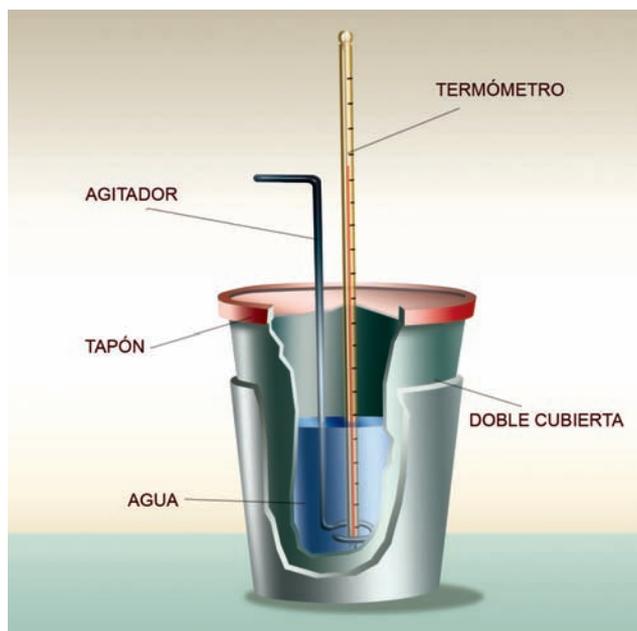


Figura 4.11
Calorímetro.

estado más estable, se debe liberar y emitir energía a los alrededores en forma de calor (o como trabajo y calor).

Calor de neutralización

El calorímetro nos sirve para medir los diferentes calores emitidos por las sustancias químicas, que se presentan en disoluciones acuosas, como los calores de neutralización de un ácido o de una base, o el calor de disolución de una sal cuando ésta se disuelve en agua; está calibrado para convertir una cantidad medida de energía eléctrica en energía calorífica, al pasar una corriente eléctrica a través de una resistencia.

Cuando se neutraliza una disolución de una base agregando un ácido, la liberación de energía se nota por un aumento inmediato de temperatura en la disolución. Por ejemplo, cuando el motor de un automóvil quema gasolina, desde luego se libera calor, y, al mismo tiempo, parte de la energía efectúa el trabajo de mover el automóvil.

Tercera ley de la termodinámica

Para imaginarnos un sistema en completo orden, podemos pensar en un elemento o compuesto perfectamente cristalino a la temperatura del cero absoluto y enunciar esta ley de la siguiente manera:

Un cristal perfecto al cero absoluto de temperatura tiene un orden perfecto; por tanto, su entropía vale cero.

A cualquier temperatura diferente del cero absoluto, habrá un grado de desorden debido a la excitación térmica. La entropía de una sustancia comparada con la entropía de una forma cristalina perfecta al cero absoluto, se llama entropía absoluta, S° . Por tanto, la entropía absoluta es siempre positiva, pues existe un grado de desorden en cualquier sustancia. Cuanto más alta sea la temperatura de una sustancia, tanto mayor será el valor de su entropía absoluta.

Energía libre de Gibbs

Antes de hacer alguna predicción acerca de la espontaneidad o probabilidad de que ocurra una reacción, también deben considerarse, además del cambio de entropía, el cambio de energía que interviene en los procesos químicos y físicos. Se pueden combinar los conceptos de entropía y energía para definir la fuerza impulsora de un proceso físico o químico. Este término se llama **energía libre de Gibbs (G)**, en honor a un químico estadounidense del siglo XIX. Para que un proceso se verifique a temperatura y presión constante, el cambio total de energía, ΔH , puede dividirse en dos partes: una es la energía disponible para efectuar un trabajo útil (energía de Gibbs) y la otra, no está disponible para efectuar un trabajo útil, pues está asociada con la variación de desorden, es decir, el cambio de entropía, ΔS .

Nota: la producción de electricidad debida a una acción química es un ejemplo de proceso espontáneo.

A temperatura y presión constantes, la variación de entalpía, energía, energía libre y entropía de cualquier proceso, ya sea físico o químico, están correlacionadas por medio de la siguiente ecuación:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

donde:

ΔG = variación de energía libre
variación de energía disponible

ΔH = variación de entalpía
cambio total de energía

ΔS = variación de entropía
variación de energía no disponible

El significado de ΔG en la ecuación anterior es la energía que proporciona el cambio de entalpía, menos la energía requerida para aumentar el desorden del sistema, es decir, es la energía que al desprenderse del sistema puede efectuar libremente un trabajo en el medio. Puesto que el sistema tiende hacia un estado de menor energía, un proceso será espontáneo en un sentido, cuando el signo de ΔG sea negativo; será no espontáneo en el sentido opuesto, cuando ΔG sea positivo; y estará en equilibrio cuando ΔG sea igual a cero. Estas consideraciones son la base de la aseveración de que la energía libre del universo tiende hacia el mínimo y su entropía al máximo.

Ejemplo

Calcule ΔG para la conversión de una mol de agua líquida a 100 °C y 1 atm de vapor en las mismas condiciones. ΔH es la entalpía molar de evaporación, 9720 cal. A partir de la ecuación:

$$\Delta S = \frac{Q_{REV}}{T}$$

$$\Delta S = \frac{9720 \text{ cal}}{373 \text{ K}}$$

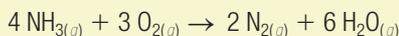
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = 9720 \text{ cal} - 373 \text{ cal} = 0$$

Como $\Delta G = 0$, el sistema está en equilibrio, de ahí que no podamos obtener energía utilizable a partir de este cambio en particular.

Ejemplos

Calcule la energía libre (ΔG) para la siguiente reacción:



$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

El cambio de entalpía está dado por:

$$\Delta H_R = \Delta H_{f \text{ productos}} - \Delta H_{f \text{ reactivos}}$$

$$\Delta H_R = [0 + 6(-68.32)] - [4(-11.04) + 0]$$

$$\Delta H_R = -365.72 \text{ kcal}$$

El cambio de entropía:

$$\Delta S = \sum S_{\text{productos}}^{\circ} - \sum S_{\text{reactivos}}^{\circ}$$

$$\Delta S = [2(0.0457) + 6(0.0167)] - [4(0.046) + 3(0.049)]$$

$$\Delta S = -0.13922 \text{ kcal/grado}$$

Por lo que el cambio de energía libre resulta:

$$\Delta G = -365.72 - (298)(-0.13922)$$

$$\Delta G = -365.72 + 41.42$$

$$\Delta G = -324.30 \text{ kcal}$$

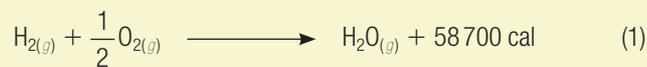
Los resultados obtenidos indican que la reacción es exotérmica $\Delta H = (-)$ y factible de llevarse a cabo, porque $\Delta G = (-)$.

Nota: el concepto de entropía es más profundo aún y llega a tener ecuaciones de cálculo de tipo estadístico que se ven en estudios más avanzados.

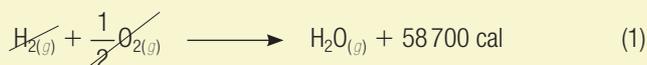
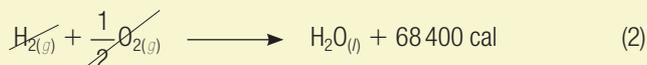
Como se observa, el estudio de la termodinámica se aplica a todos los cambios naturales físicos y químicos que involucran una transformación de energía, lo que alternativamente puede conducir a realizar un trabajo o transferir calor. Asimismo, la termodinámica ofrece un medio por el cual es posible predecir la dirección en la que procede un cambio, por esta razón, es de gran importancia en el estudio de la química, puesto que nos puede indicar si una reacción química se puede o no llevar a cabo y si al efectuarse lo hace de una manera espontánea o requiere de una fuerza impulsora, con el consecuente ahorro energético y económico.

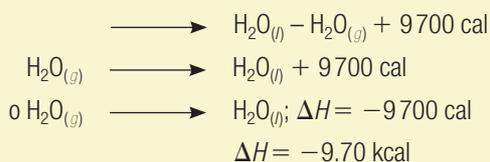
Ejemplos

Calcule el calor de vaporización del agua a partir de las siguientes reacciones:



Solución: Restando la ecuación 1 de 2 y simplificando:





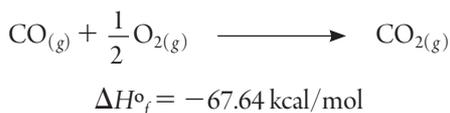
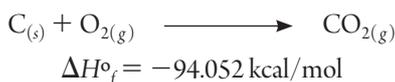
4.3 Ley de Hess

El calor de una reacción ($\Delta H_{\text{reacción}}$) es independiente del número de etapas o de la naturaleza del camino a través del cual se realiza.

En otras palabras:

Si una reacción se lleva a cabo en etapas, la suma algebraica de la cantidad de calor desprendido en cada una de las etapas, por separado, es igual al desprendimiento total de calor cuando la reacción tiene lugar directamente.

Las siguientes reacciones se pueden cuantificar en un calorímetro, porque sólo forman un producto:



Pero la siguiente reacción no puede ser determinada por medio de un calorímetro, ya que puede producir CO y CO₂ al mismo tiempo:

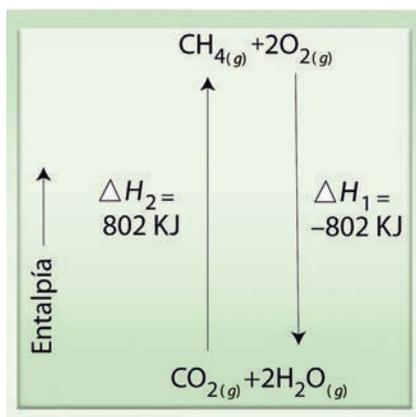


Figura 4.12

Al invertir una reacción, cambia el signo, pero no la magnitud del cambio de entalpía: $\Delta H_2 = -\Delta H_1$.

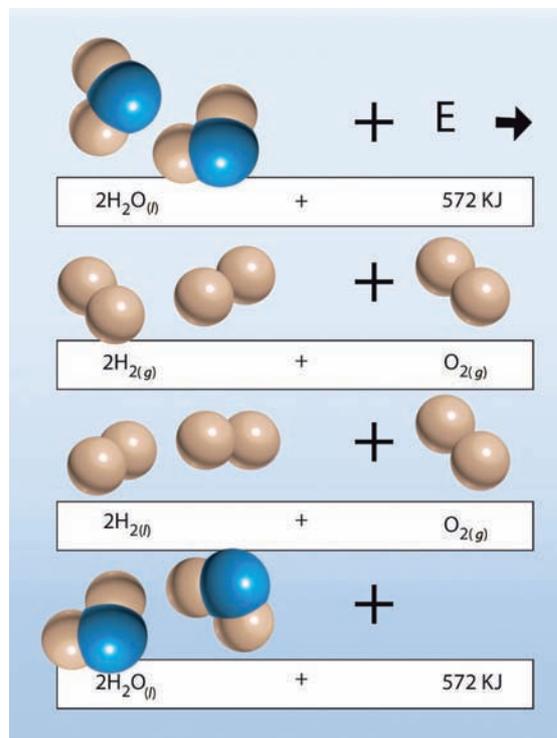
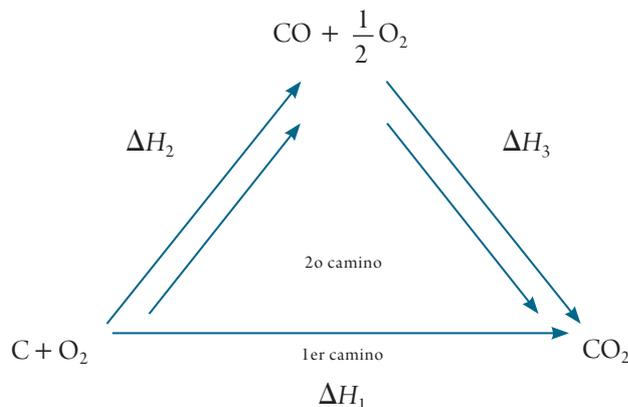


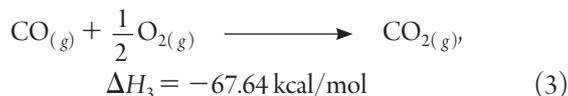
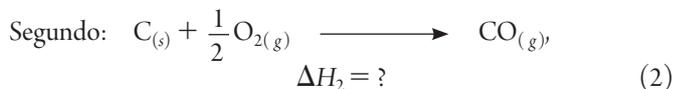
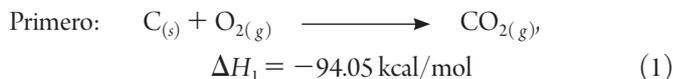
Figura 4.13

Conservación de la energía en la descomposición o formación del agua.

Por lo que es necesario calcular su calor de formación, utilizando las reacciones que puede producir (las primeras):



En otras palabras, para producir CO₂ existen dos caminos:



Al aplicar el concepto de función variable de estado (sólo depende de los estados iniciales y finales):

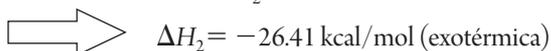
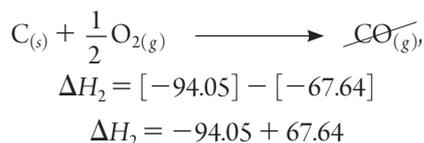
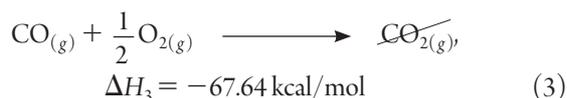
$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

$$\Delta H_2 = \Delta H_1 - \Delta H_3$$

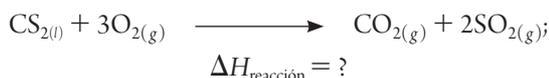
Al sustituir valores:

$$\Delta H_2 = -94.05 - (-67.64) = -26.41 \text{ kcal/mol}$$

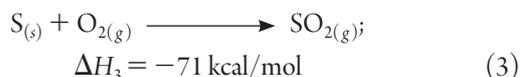
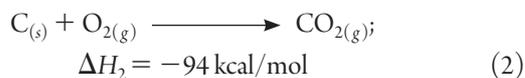
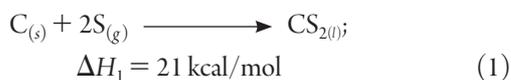
Se puede observar también que si se resta la ecuación (3) de la (1), se obtiene la ecuación (2):



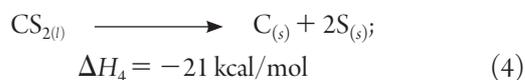
Ejemplo: Calcula el calor para la siguiente reacción aplicando la ley de Hess:



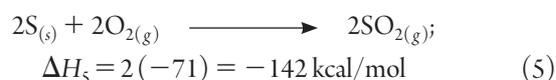
Al conocer las siguientes reacciones químicas:



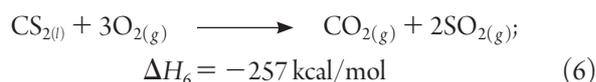
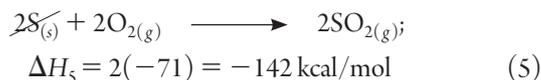
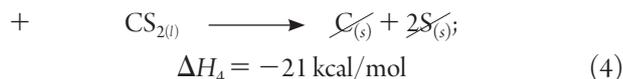
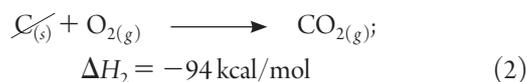
Al observar la reacción principal, el disulfuro de carbono (CS_2) está como reactivo y en la ecuación (1) está como producto; por tanto se multiplica la ecuación (1) por -1 y obtenemos la ecuación (4):



Al multiplicar la ecuación (3) por 2, para tener el dióxido de azufre (SO_2), de la reacción principal, con un coeficiente 2, obtenemos la ecuación (5):



Al sumar las ecuaciones (2), (4) y (5) obtenemos la ecuación buscada, que es la (6):



En resumen, el calor de la ecuación química (6) es el calor total de la reacción buscada:

$$\Rightarrow \Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_6 = (-\Delta H_1) + 2\Delta H_3 + \Delta H_2 = -21 + 2(-71) + (-94)$$

$$\Rightarrow \Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_6 = -257 \text{ kcal/mol}$$

Actividad de aprendizaje

Usando los datos de entalpías de formación del siguiente cuadro, determina las entalpías de las siguientes reacciones:

Compuesto	H°_f kcal/mol
$\text{CaO}_{(s)}$	-151.9
$\text{Ca(OH)}_{2(s)}$	-235.90
$\text{C}_{(g)}$	+171.70
$\text{CO}_{(g)}$	-26.416
$\text{CO}_{2(g)}$	-94.052
$\text{CH}_{4(g)}$	-17.889
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	-196.5
$\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)}$	-267.0
$\text{O}_{3(g)}$	+34.0
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	+52.09
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-68.317
$\text{NO}_{2(g)}$	+8.091
$\text{N}_2\text{O}_{4(g)}$	+2.309
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}_{(l)}$	-66.356
$\text{CH}_{4(g)}$	-17.89
$\text{CH}_3\text{CH}_3_{(g)}$	-20.24

- $2\text{Fe}_{(s)} + 3\text{CO}_{2(g)} \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3\text{CO}_{(g)}$
- $2\text{NO}_{2(g)} \longrightarrow \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$
- $43\text{Fe}_3\text{O}_{4(s)} + \text{O}_{2(g)} \longrightarrow 6\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$
- $\text{CH}_{4(g)} \longrightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(g)}$

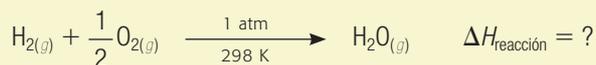
Ecuaciones termodinámicas

Entalpía de formación (ΔH_f°)

La entalpía o calor de formación es la variación de entalpía (calor) que acompaña a la formación de un mol de un compuesto en su estado normal (1 atm y 298 K), a partir de sus elementos en sus estados normales.

Ejemplos

Determina el calor de la siguiente reacción:



$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{(g)}] - [H_f^\circ \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} H_f^\circ \text{O}_{2(g)}]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-57.8 \text{ kcal}] - [0 + \frac{1}{2}(0)]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-57.8 \text{ kcal}] - 0$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = -57.8 \text{ kcal/mol (reacción exotérmica)}$$

Como se observa, por convención el calor de formación de cualquier elemento a 1 atmósfera y 298 K vale cero.

Las entalpías de formación de las moléculas de las sustancias se han cuantificado y se encuentran registradas en tablas termodinámicas. Como ya se indicó antes, estas entalpías de formación son determinadas por medio de un calorímetro, cuando la reacción es completa, es decir, cuando no tiene reacciones secundarias.

Aplica lo que sabes con TIC

Preservación del medio ambiente de posibles incendios forestales

Investiguen en Internet cuánto tiempo tardan los siguientes materiales en biodegradarse: papel periódico, trapos viejos o toallas de algodón, pañales desechables, tablas de madera pintada, recipientes de hoja de lata, botes de aluminio, botes de PET, botellas de vidrio.

Realicen la actividad que se menciona a continuación.

Forma un equipo con tres o cuatro compañeros de tu grupo y escriban una lista de acciones que pueden llevar a cabo de inmediato, a fin de preservar el ambiente que nos rodea y prevenir posibles incendios por acumulación de basura, principalmente en épocas de primavera y verano en bosques o jardines. Tomen en cuenta su propia casa, escuela, parque, etc. Por ejemplo, se puede ahorrar agua, llevar los papeles a centros de acopio, no tirar basura en la calle, etcétera.

Investiguen en dónde cerca de su domicilio se pueden vender materiales de reciclado como botes de aluminio, botellas de PET, metales, cartón, etcétera.

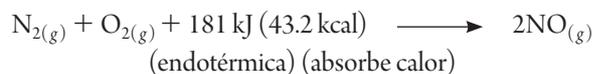
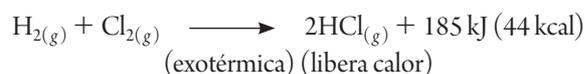
Anoten sus acciones realizadas y conclusiones de esta actividad.

Elaboren por escrito su reporte y envíenselo a su profesor vía correo electrónico.

Cálculos termodinámicos

Como ya se mencionó, las reacciones que necesitan o absorben calor para realizarse, se llaman **endotérmicas** y su entalpía de reacción es **positiva**. En forma consecuente, las reacciones que liberan o desprenden calor al efectuarse se llaman **exotérmicas** y su entalpía de reacción es **negativa**.

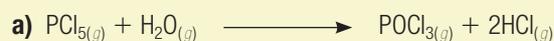
En una reacción exotérmica, el calor es un producto y se puede escribir al lado derecho de la ecuación de reacción; en las endotérmicas se puede considerar al calor como un reactivo y se escribe del lado izquierdo de la ecuación. Los siguientes ejemplos muestran al calor en una reacción exotérmica y una endotérmica.



De los ejemplos anteriores podemos concluir que a la primera reacción se le llama exotérmica, pues de ella se desprende energía en forma de calor. Por el contrario, al segundo proceso se le conoce como endotérmico, pues se absorbe energía en forma de calor. Por tanto, a la cantidad de energía térmica producida en una reacción se le llama calor de reacción, y las unidades empleadas para su medición son los kilojoules (kJ), o las kilocalorías (kcal).

Ejemplos

- Determina el calor de reacción de las siguientes ecuaciones químicas, indicando si son exotérmicas o endotérmicas. Utiliza los datos que se te proporcionan en los cuadros.



Datos

Sustancia	Calor de formación H_f° (kcal/mol)
$\text{PCl}_{5(g)}$	-95.4
$\text{POCl}_{3(g)}$	-141.5
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-57.8
$\text{HCl}_{(g)}$	-22.1

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_f^\circ \text{ productos} - \sum H_f^\circ \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [H_f^\circ \text{POCl}_{3(g)} + 2H_f^\circ \text{HCl}_{(g)}] - [H_f^\circ \text{PCl}_{5(g)} + H_f^\circ \text{H}_2\text{O}_{(g)}]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-141.5 + 2(-22.1)] - [-95.4 + (-57.8)]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-141.5 - 44.2] - [-95.4 - 57.8]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-185.7] - [-153.2]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-185.7 + 153.2]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-32.5]$$

$\Delta H_{\text{reacción}} = -32.5$ kcal/mol (reacción exotérmica, desprende calor)



Sustancia	Calor de formación H_f° (kcal/mol)
$\text{CaCO}_{3(s)}$	-95.4
$\text{CaO}_{(s)}$	-141.5
$\text{CO}_{2(g)}$	-57.8

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum \Delta H_f^\circ \text{ productos} - \sum \Delta H_f^\circ \text{ reactivos}$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [H_f^\circ \text{CaO}_{(s)} + H_f^\circ \text{CO}_{2(g)}] - [H_f^\circ \text{CaCO}_{3(s)}]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-141.5 + (-57.8)] - [-95.4]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-141.5 - 57.8] - [-95.4]$$

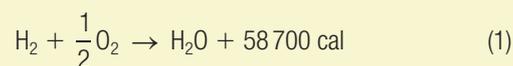
$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-199.3] - [-95.4]$$

$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-199.3 + 95.4]$$

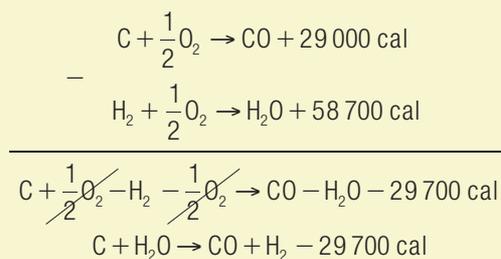
$$\Delta H_{\text{reacción}} = [-103.9]$$

$\Delta H_{\text{reacción}} = -103.9$ kcal/mol (reacción exotérmica, desprende calor)

2. El gas de agua comercial se obtiene pasando vapor sobrecalentado sobre carbón en forma de coque, de acuerdo a la siguiente reacción: $\text{H}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{H}_2 + \text{CO}$; calcula su calor de reacción. Dado que tenemos las siguientes reacciones auxiliares:



Solución: Aplicando la ley de Hess, restamos la ecuación termoquímica (1) de la (2) y simplificamos los términos correspondientes.



Este resultado de $\Delta H_{\text{reacción}} = -29\,700$ cal nos indica que es una reacción exotérmica.

Heteroevaluación

I. Contesta brevemente cada una de las siguientes cuestiones:

1. ¿Qué es una reacción exotérmica?

2. ¿Qué es una reacción endotérmica?

3. ¿Qué se entiende por entalpía de una reacción?

4. Define el concepto de velocidad de reacción.

5. ¿De dónde toman las plantas el dióxido de carbono (CO_2)?

II. Selecciona la opción que consideres correcta y anótala en el paréntesis de la izquierda.

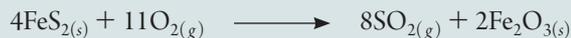
- | | |
|--|--|
| <p>() 1. Las propiedades que dependen de la cantidad de materia se les da el nombre de:</p> <p>a) Físicas
b) Intensivas
c) Químicas
d) Extensivas</p> <p>() 2. Una de las variables de estado que determina el estado de un sistema es la:</p> <p>a) Entropía
b) Energía libre
c) Entalpía
d) Temperatura</p> <p>() 3. La entalpía es un ejemplo de:</p> <p>a) Variable de estado
b) Propiedad de estado
c) Función de estado
d) Propiedad termodinámica</p> <p>() 4. Por el número de fases presentes en los sistemas, éstos pueden ser:</p> <p>a) Heterogéneos
b) Abiertos
c) Homogéneos
d) Aislados</p> <p>() 5. A las partes que integran un sistema que poseen propiedades físicas iguales se les llama:</p> <p>a) Paredes
b) Vecindad
c) Colindancia
d) Fase</p> | <p>() 6. Un sistema que sólo permite el intercambio de energía con sus alrededores, se clasifica como:</p> <p>a) Homogéneo
b) Cerrado
c) Aislado
d) Abierto</p> <p>() 7. Cuando se lleva agua caliente dentro de una botella termo, esto nos representa un ejemplo de sistema:</p> <p>a) Abierto
b) Aislado
c) Cerrado
d) Homogéneo</p> <p>() 8. Cantidad de materia que se separa del resto del universo para su estudio:</p> <p>a) Fase
b) Sistema
c) Frontera
d) Etapa</p> <p>() 9. ¿Cuál de los siguientes sistemas se encuentra limitado por paredes adiabáticas?</p> <p>a) Una botella con refresco helado
b) Un bote con jugo de naranja frío
c) Un vaso de poliestireno (unicel), con café caliente
d) Una tasa de porcelana con café caliente</p> <p>() 10. Si un cuerpo A se encuentra a 90°C y un cuerpo B a 60°C y los juntamos:</p> <p>a) El cuerpo A aumentará su temperatura.
b) El cuerpo B disminuirá su temperatura.
c) Habrá un flujo de calor.
d) La temperatura aumentará en ambos casos.</p> |
|--|--|

III. Relaciona las siguientes columnas colocando dentro del paréntesis de la izquierda la letra que corresponda a la respuesta correcta.

- | | |
|--|------------------------------------|
| () Cuando se produce un cambio a un sistema en equilibrio, éste se desplaza de tal manera que tienda a contrarrestar tal cambio impuesto. | a) Ley de acción de masas |
| () A temperatura constante, la velocidad de una reacción es proporcional al producto de las concentraciones molares de los reactivos, elevadas a una potencia idéntica a sus coeficientes estequiométricos. | b) Catalizador |
| () La variación en el contenido calorífico de una reacción química es siempre constante, independiente del número de etapas en el que se verifica. | c) Energía de activación |
| () Refiere el grado de desorden molecular de un sistema. | d) Ley de Hess |
| () El calor no se puede convertir totalmente en trabajo, sin que alguna parte del sistema experimente cambios. | e) Entropía |
| () El valor de la entalpía de reacción de un proceso termodinámico de carácter negativo. | f) Segunda ley de la termodinámica |
| () Necesaria para que las moléculas inicien una reacción química. | g) Proceso espontáneo |
| () Fundamenta el hecho de que las sustancias reaccionantes chocan entre sí, a nivel molecular, para la formación de productos. | h) Teoría de las colisiones |
| () Sustancia química que no altera la composición de reactivos y productos en una reacción química, modificando la interacción de las mismas sustancias. | i) Reversible |
| () Intervalo en que ocurre una reacción química desde su inicio, hasta su terminación. | j) Velocidad de reacción |
| () Cuando dos cuerpos están a igual temperatura que un tercero, están a igual temperatura entre sí. | k) Tiempo de reacción |
| () La cantidad de calor que es necesario suministrar a un cuerpo para elevar su temperatura en un grado Celsius. | l) Entalpía |
| () Contenido de calor de un sistema a presión constante. | m) Ley cero de la termodinámica |
| () Proceso en el que se libera calor y su valor de " ΔH " es negativo. | n) Capacidad calorífica |
| () Cuando un sistema cambia de un estado inicial a un estado final, la energía total del sistema y sus alrededores debe permanecer constante. | o) Proceso exotérmico |
| () La entropía de un sistema sólido cristalino tiende a cero a medida que la temperatura tiende al cero absoluto. | p) Primera ley de la termodinámica |
| () Reacción química instantánea en la que los productos se separan como precipitado o en forma gaseosa. | q) Tercera ley de la termodinámica |
| () Cantidad de sustancia que reacciona y se convierte en producto en la unidad de tiempo. | r) Principio de Le Châtelier |
| | s) Irreversible |

Problemas

1. Calcula la $\Delta H_{\text{reacción}}$ de la reacción para la producción de óxido férrico si conoces los calores de formación (ΔH_f°) de cada uno de los reactivos y productos de la reacción:



$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = ? \text{ kJ}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{FeS}_{2(s)} = 148.40 \text{ kJ/mol}$$

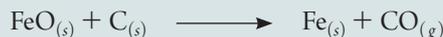
$$\Delta H_f^\circ \text{SO}_{2(g)} = -296.44 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_f^\circ \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} = 829.73 \text{ kJ/mol}$$

2. Mediante la ley de Hess calcula el calor estándar de formación del $\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$ con la siguiente base de datos:



$$\Delta H_{\text{reacción}} = 490.78 \text{ kJ} \quad (1)$$



$$\Delta H_{\text{reacción}} = 156.06 \text{ kJ} \quad (2)$$

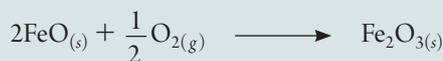


$$\Delta H_{\text{reacción}} = -393.50 \text{ kJ} \quad (3)$$



$$\Delta H_{\text{reacción}} = -282.96 \text{ kJ} \quad (4)$$

3. Calcula el calor de reacción a partir de los calores de formación para la siguiente reacción e indica si es exotérmica o endotérmica.



$$\Delta H_{\text{reacción}} = ?$$

Datos

Sustancia	Calor de formación H_f° (kcal/mol)
$\text{FeO}_{(s)}$	-64.04
$\text{O}_{2(g)}$	0
$\text{Fe}_2\text{O}_{3(s)}$	-196.5

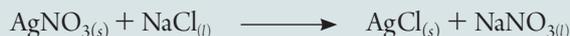
4. Calcula el calor de reacción a partir de los calores de formación para la siguiente reacción e indica si es exotérmica o endotérmica.



Datos

Sustancia	Calor de formación H_f° (kcal/mol)
$\text{CaO}_{(s)}$	-151.9
$\text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-106.68
$\text{Ca(OH)}_{2(s)}$	-235.8

5. Calcula el calor de reacción a partir de los calores de formación para la siguiente reacción e indica si es exotérmica o endotérmica.



$$\Delta H_R = ?$$

Datos

Sustancia	Calor de formación H_f° (kcal/mol)
$\text{AgNO}_{3(s)}$	-2.8
$\text{NaCl}_{(l)}$	-97.11
$\text{AgCl}_{(s)}$	-30.3
$\text{NaNO}_{3(l)}$	-106.68

6. Aplicando la ley de Hess, calcula la entalpía de formación del hidróxido de calcio $\text{Ca(OH)}_{2(s)}$, a partir de los datos siguientes:



$$\Delta H = -68.3 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = -15.3 \text{ kcal/mol}$$



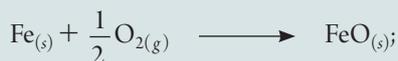
$$\Delta H = -151.8 \text{ kcal/mol}$$

7. Aplicando la ley de Hess, calcula la entalpía de la reacción siguiente:



$$\Delta H_R = ?$$

Conociendo los siguientes datos:



$$\Delta H = -64.3 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = -26.4 \text{ kcal/mol}$$



$$\Delta H = -94.04 \text{ kcal/mol}$$

8. Para la siguiente reacción:



Calcula el calor de la reacción e indica si es exotérmica o endotérmica.

Datos

Sustancia	Calor de formación H_f° (kcal/mol)
$\text{NaOH}_{(s)}$	-102
$\text{HCl}_{(g)}$	-22.1
$\text{NaCl}_{(s)}$	-98.2
$\text{H}_2\text{O}_{(g)}$	-68.3

9. Dadas las ecuaciones termoquímicas:



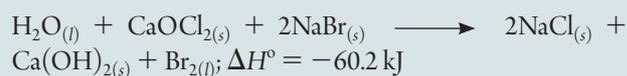
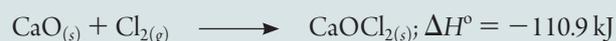
Calcula el calor de la reacción:



10. Calcula el calor de la siguiente reacción:



de acuerdo a las siguientes reacciones termodinámicas.



Coevaluación

Lista de cotejo para las actividades de aprendizaje.

Nombre: Fecha:

Actividades de aprendizaje para realizar durante la clase.

Indicadores	Sí	No	Observaciones
1. Indica correctamente el ejemplo sobre una reacción exotérmica.			
2. Fundamenta su respuesta con elementos teóricos y prácticos.			
3. Calcula correctamente el calor de una reacción.			
4. Considera al pie de la letra los datos que se le proporcionan para realizar cálculos.			
5. Indica correctamente el calor de una reacción.			
6. Demuestra buen manejo de los contenidos del tema.			
7. Relaciona las actividades con los ejemplos que se han visto en clase.			
8. Proporciona explicaciones claras sobre sus respuestas.			
9. Comenta sus dudas y pregunta al profesor/a.			
10. Comparte con sus compañeros/as sus respuestas y las retroalimenta.			
11. Ayuda a sus compañeros/as a contestar correctamente las preguntas.			
12. La redacción de las respuestas es adecuada y hay concordancia gramatical.			
13. No tiene errores de ortografía.			
14. Está limpio su trabajo (no tiene tachaduras, ni borrones).			
15. Utiliza una estrategia efectiva para resolver cada pregunta.			
16. Todas las actividades las respondió durante la clase.			

Sugerencias generales:

.....

.....

.....

.....

.....

Revisado por (nombre y firma):

.....

Guía de observación

Guía de observación para coevaluar la sección Aplica lo que sabes para la preservación del medio ambiente.

Fecha: Hora de inicio: Hora final:

Equipo: Tema:

Criterio/Conducta observable	¿Cumple?		Observaciones
	Sí	No	
1. Tienen claro el propósito de la actividad.			
2. Toman en cuenta los conceptos teóricos que se desarrollaron en clase.			
3. Clasifica adecuadamente las sustancias a reciclar.			
4. Son cuidadosos al manejar los materiales.			
5. Registraron sus observaciones de acuerdo con las necesidades de la actividad.			
6. Todas las respuestas son claras y congruentes.			
7. Tienen dudas al describir los resultados obtenidos.			
8. Aclaran dudas y retroalimentan los trabajos de sus compañeros/as.			
9. Emiten comentarios de acuerdo con los resultados de la actividad y los relacionaron con bases teóricas.			
10. Todos los integrantes participan durante la actividad.			
11. Todos elaboran el informe escrito y lo enviaron a su profesor vía correo electrónico.			
12. Lograron el propósito de la actividad.			
13. Muestran un claro aprendizaje significativo y lo manifiestan en su participación.			

Comentarios generales:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Revisado por (nombre y firma):

.....

Glosario

Ácido. Sustancia caracterizada químicamente por las siguientes propiedades: provoca cambios de color en los indicadores, identifica las bases reaccionantes de neutralización, tiene sabor agrio y disuelve algunas sustancias como los metales.

Agua blanda. Agua predominantemente libre de iones calcio Ca^{+2} y magnesio Mg^{+2} .

Agua dura. Agua dulce que contiene una disolución en cantidades importantes de iones de calcio o magnesio. Precipita el jabón en sus disoluciones e impide la formación de espuma.

Agua potable. Aquella que puede beberse y utilizarse para aseo personal, preparar alimentos, regar cultivos y emplearse en las industrias.

Aguas negras. Aguas residuales de origen urbano con diversos tipos de impurezas, principalmente materia orgánica y sales minerales.

Alcano. Hidrocarburo de cadena abierta que sólo tiene enlaces simples.

Alcohol. Compuesto orgánico con el grupo funcional OH.

Almidón (disolución de). El almidón reacciona con el yodo en presencia de yoduros formando un complejo azul. La disolución de almidón se prepara triturando 2 gramos de almidón soluble y 10 mg de yoduro de mercurio (II) con un poco de agua y añadiendo la suspensión a un litro de agua hirviendo. Se prosigue la ebullición hasta que la solución es clara, se enfría y se pasa a un frasco de vidrio.

Alqueno. Hidrocarburo de cadena abierta que contiene en su estructura un enlace doble.

Alquino. Grupo monovalente derivado de la eliminación de un hidrógeno de un alcano. Un hidrocarburo de cadena abierta cuya estructura incluye un enlace triple.

Ánodo. Electrodo positivo.

Antioxidante. Cualquier sustancia que retarde o inhiba la oxidación.

Azeotrópica (mezcla). Mezcla de líquidos que tienen para una composición determinada un punto de ebullición constante.

Bacterias. Microorganismo unicelulares. Existen tantas clases de bacterias que es posible encontrarlas en lugares diversos.

Baño María. Baño de agua a una temperatura fija. Si el agua hierve su temperatura será aproximadamente de 100°C . Debe procurarse que el recipiente que introduzca en el baño no toque las paredes de éste pues están a mayor temperatura. Fue inventado por María la Judía, alquimista medieval.

Base. Sustancia caracterizada químicamente por las siguientes propiedades: provoca cambio de color de los indicadores, con los ácidos de reacciones de neutralización, sabor amargo y tacto untuoso.

Biodegradable. Propiedad de una sustancia química compleja por la cual puede ser descompuesta en otras más sencillas en procesos biológicos naturales.

Biodegradables. Sustancias orgánicas que pueden oxidar las bacterias.

Cátodo. Electrodo negativo.

Cáustico. Sustancia que corroe, capaz de disolver la piel y las grasas para formar jabón.

Cera. Éster de un ácido superior y de un alcohol superior.

CFC (clorofluorocarbonos). Se utilizan como líquidos de enfriamiento en acondicionadores de aire y en los refrigeradores.

Cicloalcanos. Hidrocarburos cíclicos isómeros de los alquenos que sólo contienen enlaces simples.

Coagulación. Proceso por el cual un coloide se separa de una base líquida y una masa gelatinosa insoluble.

Coloide. Suspensión en un líquido de partículas más pequeñas que pasan a través del papel de filtro. Pueden observarse con el ultramicroscopio o por efecto Tyndall.

Concentración. Cantidad de soluto disuelto en una cantidad de disolvente o de disolución.

Contaminante primario. Aquel que se adiciona directamente a la atmósfera como resultado de un proceso natural o antropogénico.

Contaminante secundario. Aquel que se forma a expensas de un contaminante primario o como resultado de una reacción en la que participa un contaminante primario.

Delicuescencia. Habilidad para absorber suficiente agua de la atmósfera para formar una disolución.

Desecador. Contenedor usado para guardar sustancias químicas y mantenerlas secas.

Desechos peligrosos. Cualquier desecho que puede causar muerte o enfermedad irreversible o discapacitante y que amenace la salud humana y el medio ambiente.

Difusión. Proceso mediante el cual un soluto se aleja de un área de concentración alta a una de concentración baja.

Disolución. Mezcla homogénea de dos o más componentes.

Disolvente. La sustancia que efectúa la disolución.

Enzima. Sustancia que modifica y a menudo acelera la velocidad de las reacciones químicas celulares que de otra manera serían demasiado lentas.

Equivalentes. Unidad de medición, igual a un peso equivalente de la cantidad de materia en una muestra de una sustancia.

Escaldar. Someter un alimento a la acción de agua hirviendo o de su vapor para reblandecerlo o hacerlo más comestible.

Estequiometría. Descripción de las relaciones cuantitativas entre los reactantes y los productos de una ecuación química balanceada.

Éster. Combinación de un ácido orgánico y de un alcohol.

Estereoisómeros. Isómeros que difieren en la distribución espacial de los átomos de su molécula.

Esterilización. Calentar los alimentos a una temperatura de 120 °C durante 10 minutos, o bien, llegar, aunque sólo sea un momento hasta 140 °C.

Fase. Parte de un sistema, formado de cualquier número de componentes, homogénea y con límites bien determinados que la separan de las otras partes del sistema y del resto del universo.

Fécula. Sustancia blanca, ligera y suave al tacto, que se extrae de algunas semillas y raíces. Está compuesta de hidratos de carbonos.

Fórmula. Representación de un compuesto con el símbolo de cada elemento.

Fórmula empírica. Fórmula que muestra las relaciones mínimas de números enteros de átomos en cada clase de compuestos.

Fórmula molecular. Fórmula que muestra los números reales de cada tipo de átomos en cada clase de compuestos.

Grasa. Éster de la glicerina (propanotriol) y de un ácido graso superior.

Grupo funcional. Un átomo o grupo de átomos en un compuesto orgánico, que es el responsable de ciertas propiedades del compuesto.

Hidrato. Un compuesto que contiene agua químicamente combinada en proporciones definidas.

Hidrocarburo. Compuesto formado únicamente por C y H.

Hidrocarburo alifático. Hidrocarburo que no contiene anillos aromáticos.

Hidrocarburo aromático. Hidrocarburo que contiene uno o más anillos con electrones pi deslocalizados.

Homólogo. Los miembros individuales de una serie homóloga de compuestos.

IMECA. Índice metropolitano para medir la calidad del aire.

Inerte. Que no reacciona.

Infusión. Proceso que tiene por objeto la extracción de los principios activos solubles de una planta por medio de agua hirviendo. Se pone la planta, troceada, en un recipiente y se le agrega encima agua hirviendo. La infusión se aplica a todas las plantas que contienen principios volátiles que se perderían por ebullición.

Isomería. La existencia de dos o más moléculas o iones con composiciones idénticas, pero diferentes estructuras.

Isómeros. Moléculas o iones de composición idéntica, pero de diferente estructura.

Lípidos. Sustancias orgánicas llamadas comúnmente grasas, insolubles en agua, solubles en benceno y en éter, y formadas por ácidos grasos unidos a otros cuerpos.

Líquido extracelular. Es aquel que está fuera de las células.

Líquido intersticial. Sustancia en un estado líquido que separa a dos sustancias.

Lluvia ácida. Lluvia provocada por el ácido sulfúrico al reaccionar el trióxido de azufre (SO_3) con el agua.

Masa. Propiedad que refleja la cantidad de materia de un cuerpo.

Mezcla. Combinación de dos o más sustancias que pueden separarse por medios físicos.

Mezcla heterogénea. Mezcla que consta de dos o más sustancias que retienen sus propias propiedades.

Mezcla homogénea. Mezcla que consta de dos o más sustancias, pero es uniforme en su composición; es decir, cada parte de la mezcla es exactamente como cada una de las otras.

Mol. Cantidad de una sustancia que contiene el mismo número de partículas que hay en 0.012 g de carbono-12 (es es, 6.023×10^{23} partículas).

Molaridad. Unidad de concentración para disoluciones: moles de soluto por litro de disolución.

NAAQ (National Ambient Air Quality Standard). Índice estadounidense para medir la contaminación ambiental.

Normalidad. Unidad de concentración para disoluciones: equivalentes de soluto por litro de disolución.

NPA. Nitrato de peracetilo. Contaminante primario de la atmósfera.

Número de Avogadro. Número de átomos exactamente igual a 12 g del núclido C-12 (6.023×10^{23}).

Ósmosis. El paso de un disolvente a través de una membrana semipermeable.

Ozono (O_3). Contaminante de la atmósfera.

Polímero. Molécula grande o macromolécula de peso molecular elevado formada por la unión (polimerización) de un gran número de moléculas de bajo peso molecular. Las moléculas individuales que forman el polímero se llaman "monómeros".

Precipitado. Sustancia sólida que se separa de una disolución en el curso de una reacción química.

Presión osmótica. Cantidad de presión que debe aplicarse para prevenir el flujo de un disolvente a través de una membrana semipermeable.

Procesos metabólicos. Reacciones que se efectúan dentro de un organismo.

Proteína. De valor primordial en la vida de los seres vivos.

Smog fotoquímico. Complejo que es una mezcla de compuestos químicos producidos por los contaminantes del aire.

Volátil. Sustancia que pasa del estado líquido al gaseoso sin calentamiento.

Bibliografía

Bettelheim, Frederick, *et al.*, *Introduction to General, Organic and Biochemistry*, Eight Edition. Edit. Thomson. USA, 2007.

Chang, Raymond, *Química*, 7a ed. McGraw-Hill. México, 2002.

Dalmau, J.F., M. Pérez, J. Satoca, *Química I*, Bachillerato, Edit. Anaya, 2003.

Garriz, A., *Tú y la química*. Pearson Educación. México, 2001.

Hein, M., *Fundamentos de química*, 12a ed. Cengage. México, 2009.

Ramírez, R. Víctor, *Química I y II*, Grupo Editorial Patria. 1a. reimpresión, México, 2007.

Ramírez, R. Víctor, *Química II*, 1a edición. Edit. Publicaciones Cultural. México, 2005.

Ramírez, R. Víctor, *Química general*, 1a ed. Grupo Editorial Patria. México, 2011.

Ramírez, R. Víctor, *Química I*, 3a ed. Grupo Editorial Patria. México, 2015.

Direcciones electrónicas

<http://www.caminantes.metropologlobal.com/web/quimica/esteq.html>

<http://www.ur.mx/cursos/diya/quimica/jescobedo/lab03.html>

<http://www.ur.mx/cursos/diya/quimica/defcap.html#materia>

<http://www.csu.edu.au/education/library.html>

<http://www.galaxy.einet.net/galaxy/community/education.html>

<http://www.yahoo.com/education>

<http://www.spacelink.mscf.nasa.gov>

www.fquim.unam.mx/eq/

<http://www.campus-oei.org/salactsi>

<http://www.campus-oei-org/revista>

<http://www.eneq.edu.mx>

www.recursosacademicosenlinea-gep.com.mx

Guías y estrategias para el docente

Las **Guías para el docente**, con contenidos nuevos y enriquecidas con una introducción sobre *Las prácticas actuales de la docencia* de la Dra. Laura Frade, ejemplos de plan de clase y una propuesta de dosificación, sirven como manual del libro y están compuestas por las siguientes secciones.

2 Desarrollo de desempeños			
Propósitos:			
<ul style="list-style-type: none"> Identificar la ética como una disciplina filosófica y diferenciar entre la ética y la moral. Reconocer qué es un código de ética para establecer la importancia de la ética y la moralidad como parte fundamental del desarrollo y convivencia dentro de una sociedad. 			
3 Objetos de aprendizaje necesarios para el desarrollo de las competencias			
<ul style="list-style-type: none"> Ética y Filosofía. Ética y moral. 		<ul style="list-style-type: none"> Disciplinas filosóficas. Juicios de valor. 	
4 Competencias a desarrollar			
<ul style="list-style-type: none"> Analiza y evalúa la importancia de la Filosofía en su formación personal y colectiva. 			
5 Secuencia didáctica			
Apertura			
Actividades (Docentes y estudiantes)	Competencias Genérica(s) y atributos	Productos de aprendizaje Disciplinar(es)	Instrumentos de evaluación

- **Desarrollo de los desempeños.** Especifican las competencias genéricas y disciplinares que se emplearán en el diseño de la secuencia didáctica.
- **Objetos de aprendizaje para el desarrollo de las competencias.** Señalan los saberes conceptuales necesarios para abordar el bloque.
- **Competencias por desarrollar.** Se incluyen en el bloque de aprendizaje.
- **Secuencia didáctica.** Se organiza en tres momentos: apertura, desarrollo y cierre. Se compone de las actividades, las competencias que se usarán, los productos que se obtendrán, así como los instrumentos de evaluación.
- Adicionalmente cuentan con **respuestas** a los ejercicios y cuestionamientos planteados en los textos.

Por otra parte, ofrecemos nuestras **Estrategias docentes** (disponibles en **SALI** y diseñadas especialmente para cada libro), que buscan apoyar el proceso de enseñanza-aprendizaje mediante herramientas didácticas para el desarrollo de la clase.

En estos recursos se identifica el **bloque** que se va a trabajar, el **tema**, las **páginas** en el libro, y las **sesiones** que abarcará.

Las instrucciones de las actividades están redactadas de manera sencilla y se plantean como alternativas para que enriquezca su clase. A lo largo del libro encontrarás una serie de iconos, que indicarán el tipo de sugerencia didáctica que te recomendamos.



Guía para el docente



Estrategias docentes

 <h2>Ciencias de la Salud 1</h2> <p>Vargas / Palacios</p>		
Estrategias didácticas	Páginas del libro	Dosificación
Bloque 1. Identificas el proceso salud-enfermedad Apertura del bloque I. Haga una presentación de los objetivos del bloque. Desarrollo 1.1 Ciencias de la salud I. Recuerde a los alumnos que deben leer el tema con antelación.	7 a 16	Semanas 1 a 2 Sesiones 2 a 4
2.2 Tejidos I. Dosifique la lectura acerca de los diferentes tejidos según la conveniencia de las sesiones. II. Exponga las funciones y características de los tejidos y órganos del cuerpo. 1. Pida a sus alumnos que participen con preguntas e ideas durante su presentación docente, que hagan anotaciones y con ellas elaboren un crucigrama. Después, asegúrese de que intercambien el crucigrama y que contesten el elaborado por otros compañeros. III. Para un acercamiento general a los tejidos del cuerpo humano, proyécteles el video "Tejidos humanos: introducción. Histología-Biología tisular", disponible en https://www.youtube.com/watch?v=aWPN2U31GxY . Verifique que hayan prestado atención al contenido del video mediante preguntas del tipo "¿Qué es un tejido?".	54 a 59	Semanas 5 a 6 Sesiones 15 y 16

