

Química

Ciencias Naturales

- **Orígenes e Historia de la Química**
- **Introducción a la Termodinámica**

Programa de Estudio
Tercer Año Medio

Formación Diferenciada



GOBIERNO DE CHILE
MINISTERIO DE EDUCACION

Presentación

EN ESTE PROGRAMA SE PRESENTA LA HISTORIA DE LA QUÍMICA, concebida desde sus orígenes más remotos, cuando era una práctica oculta que suponía mágicos poderes de quien la ejercía, hasta alcanzar la época, que puede situarse en la segunda mitad del siglo XVIII, en que se establecen sus bases científicas. Llamará la atención de los estudiantes que en pocos lustros la química logró avances que parecen inimaginables si se observa su desarrollo hasta mediar el siglo XVIII. Por cierto que es imposible seguir cada una de las etapas que determinaron que finalmente esta disciplina se plasmara como una ciencia, porque tampoco existe acuerdo desde cuándo es posible llamar a este saber *química*, tal como hoy la entendemos. Esto obliga a seguir, en sus hitos más salientes, la historia moderna de esta ciencia. Ésta se inicia con Lavoisier (1743-1794) quien pone fin a la teoría del flogisto y ocupa un lugar muy destacado como el verdadero fundador de la química moderna.

El programa ha sido dividido en tres unidades:

- Orígenes de la química e historia hasta promediar el siglo XVIII.
- Historia de la química desde mediados del siglo XVIII hasta nuestra época.
- Introducción a la termodinámica.

En la Unidad 1 se inicia el estudio de la historia precientífica de la química, esto es, del arte y ejercicio de prácticas que darían origen a la química. Así, los estudiantes tendrán oportunidad de comprender que no es una simple casualidad que normalmente la alquimia se incluya en el ocultismo, junto a la astrología y a otras prácticas que intentan interpretar la na-

turalidad sin aplicar el método científico. De esta modo, una de las primeras cuestiones que se planteará es el problema de identidad de la química como ciencia, lo que se podrá comprender a través de un rápido recorrido por algunos hitos de la historia de la humanidad que son relevantes en este contexto.

La realización de algunos experimentos simples ayudará a los estudiantes a imaginar de manera más vívida el ambiente en que se desarrolló la alquimia, sus problemas y la solución que se propuso a ellos.

En la Unidad 2 se aborda el estudio de los principales aportes que originaron la química sobre una base científica. Lavoisier enuncia el principio de conservación de la materia y demuestra la inutilidad del concepto del flogisto, que habían dominado el escenario de la química precientífica durante más de un siglo. Lavoisier distingue claramente entre elementos y compuestos, un logro notable, si se piensa, por ejemplo, lo rudimentario de los instrumentos de la época. Justamente con Lavoisier los instrumentos comienzan a poblar los laboratorios, un hecho insólito para el alquimista de antaño, que ejercía su casi secreta actividad entre retortas y pociones de la más diversa índole.

Más tarde, John Dalton (1766-1844) establece la química sobre una sólida base y desarrolla la teoría atómica elemental: la tesis de que todos los elementos químicos se componen de partículas diminutas e indestructibles llamadas átomos, que son similares y que tienen la misma masa. Dalton ordenó los elementos químicos según su masa atómica en una tabla, siendo uno de los precursores de la obra

del ruso Mendeléiev, y enunció las leyes de las proporciones definidas y múltiples. Llamará la atención de los estudiantes la amplitud de los trabajos de Dalton, que realizó muchos otros aportes a la ciencia: investigó la enfermedad asociada a defectos en la percepción del color, que él sufría y que por ello se llamó daltonismo, hizo investigaciones acerca del origen de la aurora boreal, que también había sido estudiada por Lavoisier, y de muchos fenómenos meteorológicos.

En la historia más reciente del siglo XX se valora, como caso particular, el aporte a la ciencia de algunos científicos que recibieron el premio Nobel de Química, cuyo primer exponente fue J. H. van't Hoff, premiado en 1901 por su descubrimiento de los principios de la dinámica química y de la presión osmótica en soluciones. Los estudiantes tendrán oportunidad de conocer los aportes a la química de S. Arrhenius, Marie Curie, Linus Pauling y A.J.P. Martin y R.L.W. Synge.

La selección anterior es arbitraria y no quisiera excluir las importantes contribuciones de decenas de otros químicos también galardonados con dicho premio, pero es importante considerar los conocimientos que los estudiantes poseen. Por otra parte, la flexibilidad del programa deja abierto a que el docente propon-

ga otra selección de premios Nobel que le parezca más útil o representativa.

En lo que respecta a la evaluación de los aprendizajes efectivamente logrados por los estudiantes, parece importante que no se marque el proceso de enseñanza-aprendizaje con etapas o períodos de evaluación, sino que ésta sea un continuo con aquél. La evaluación es parte de un proceso integral en el cual la retroalimentación dada por los estudiantes que son evaluados también es una instancia que, de alguna manera, evalúa al docente en su profesionalismo y en su capacidad de entusiasmar a alumnos y alumnas guiándolos a través del descubrir y experimentar la ciencia.

En los ejemplos se han introducido dos tipos de símbolos:



Indica que hay una observación que tiene que ver con el cuidado y preservación del medio ambiente y, en general, se relaciona con el tratamiento de residuos y su eliminación responsable.



Es un signo de precaución y llama la atención sobre posibles riesgos y la necesidad de omitir experimentos u observar ciertas medidas de seguridad para su realización.

Objetivos Fundamentales

Las alumnas y los alumnos desarrollarán la capacidad de:

1. Conocer los orígenes e historia de la química, reconociendo algunos de sus hitos fundamentales; valorar el trabajo sistemático y perseverante.
2. Comprender los fundamentos de las leyes de la termodinámica que rigen las reacciones químicas.
3. Predecir la factibilidad de reacciones químicas a partir de datos de tablas.

Contenidos mínimos

1. Orígenes e historia de la química
 - Evolución de la química desde la Antigüedad, pasando por Grecia y la alquimia hasta el flogisto.
 - Descubrimiento del CO_2 y el O_2 en las reacciones de combustión y del H_2 y O_2 .
 - Aparición de la medida como un instrumento clave de la investigación química.
 - Evolución de la química moderna hasta nuestros días.
2. Introducción a la termodinámica
 - Primer y segundo principio de la termodinámica.
 - Utilización de tablas para evaluar entalpías de reacciones.
 - Utilización de tablas de entalpía y de entropía para predecir la espontaneidad de reacciones químicas: relación entre entropía y desorden; distinción entre estabilidad cinética y termodinámica de un sistema en relación a un determinado proceso.
 - Cálculo de constantes de equilibrio de reacciones en fase gas a partir de datos termodinámicos.

Objetivos Fundamentales Transversales y su presencia en el programa

EL PROGRAMA DE FORMACIÓN DIFERENCIADA DE QUÍMICA de Tercer Año Medio refuerza algunos OFT que tuvieron presencia y oportunidad de desarrollo en la Formación General de Primero, Segundo y Tercer Año Medio y adicionan otros propios de las nuevas unidades.

- a. El OFT del ámbito **crecimiento y autoafirmación** personal referido a la formación y desarrollo del interés y capacidad de conocer la realidad y utilizar el conocimiento y la información. Un OFT que está permanentemente presente es aprender a cumplir normas de prevención de riesgos a través de la observación de medidas de seguridad en la realización de experimentos.
- b. Todos los OFT del ámbito **desarrollo del pensamiento**. En este marco, tienen especial énfasis las habilidades de investigación y el desarrollo de formas de observación, razonamiento y de proceder características del método científico, así como las de exposición y comunicación de resultados de actividades experimentales o de indagación. Asimismo el programa permite al estudiante comprender el carácter desigual y zigzagueante del conocimiento científico, entendiendo la ciencia como un logro de muchos siglos de trabajo y como resultado del aporte de miles de personas. Adicionalmente, en las múltiples actividades experimentales que el programa plantea, se destaca en especial la formación de hábitos de rigurosidad en el trabajo de observación y medición, y de flexibilidad y creatividad en la formulación de preguntas e hipótesis.
- c. En el plano de la **formación ética** se espera que alumnas y alumnos analicen acerca de la responsabilidad de los científicos y, particularmente de los profesionales y políticos que deciden sobre el destino de algunos descubrimientos que podrían ser utilizados con fines de destrucción de otros seres humanos o del entorno. Deberán comprender que la ciencia en sí no tiene un valor ético o moral, pero dichos valores sí son pertinentes para los seres humanos que la desarrollan o aplican. De todos modos, la ciencia, desde sus inicios, busca acercarse a la verdad.
- d. El OFT del ámbito **persona y su entorno** referido a la protección del entorno natural y sus recursos como contexto de desarrollo humano y a la comprensión de la relación histórica que ha existido entre el ser humano y el mundo natural. En todas las actividades del programa se pretende que los estudiantes aprendan a trabajar en grupo, y comprendan que el conocimiento científico es el resultado del aporte que han hecho muchos científicos.
- e. Además, el programa se hace cargo de los OFT de informática incorporando en diversas actividades y tareas la búsqueda de información a través de redes de comunicación y el empleo de programas de diverso tipo para procesar la información.

Unidades, contenidos y distribución temporal

Cuadro sinóptico

Unidades		
1 Orígenes de la química e historia hasta promediar el siglo XVIII.	2 Historia de la química desde mediados del siglo XVIII hasta nuestra época.	3 Introducción a la termodinámica.
Contenidos		
<ul style="list-style-type: none"> • Los conocimientos químicos rudimentarios de culturas prehistóricas y su desarrollo. • Utilización en actividades artesanales y hogareñas de conocimientos empíricos asimilables a la química. • La constitución de la materia en la filosofía griega. • Rol de la alquimia en el desarrollo posterior de la química. • La combustión y la oxidación de metales. La teoría del flogisto. • La investigación en los albores de la química científica, en particular su desarrollo durante la primera mitad del siglo XVIII. 	<ul style="list-style-type: none"> • Lavoisier y la ley de conservación de la masa. • La teoría atómica de Dalton y su relación con la teoría de Demócrito. • La contribución de la física al desarrollo de la química, particularmente en los aportes de Planck, Einstein, De Broglie, Rutherford, Bohr, Schrödinger, Heisenberg y Dirac. • Contribuciones de algunos laureados con el premio Nobel de Química: S. Arrhenius, Martin y Synge, M. Curie, L. Pauling, J.H. van't Hoff y J.A. Le Bel y conceptos básicos en torno a sus áreas de trabajo: la disociación electrolítica, la cromatografía, los isótopos radiactivos, el enlace químico y la estereoquímica orgánica. 	<ul style="list-style-type: none"> • Conceptos termodinámicos básicos: sistema, proceso, función y variable de estado. • Primera ley de la termodinámica. El calor y trabajo como funciones de camino. • Uso de tablas termodinámicas, particularmente de entalpía. Relación entre los cambios de entalpía y las energías de enlace. • Entalpía, calor de combustión e información nutricional de los alimentos. • Segunda ley de la termodinámica. Concepto elemental macroscópico y microscópico de entropía. Máquinas térmicas. • Enfoque histórico breve de la segunda ley de la termodinámica: Carnot y Clapeyron. • Utilización de tablas termodinámicas para el cálculo de los cambios de entropía asociados a procesos simples. • La constante de equilibrio y su relación con la variación de energía libre. El principio de Le Chatelier.
Tiempo estimado		
11 semanas	13 semanas	16 semanas

Unidad 1

Orígenes de la química e historia hasta promediar el siglo XVIII

Contenidos

- Evolución de la química desde la Antigüedad, pasando por Grecia y la alquimia hasta el flogisto.
- Descubrimiento del CO_2 , O_2 en las reacciones de combustión; del H_2 y del O_2 .

Aprendizajes esperados

Alumnos y alumnas:

- reconocen la trascendencia que tuvieron algunos descubrimientos químicos durante la prehistoria;
- distinguen los rasgos principales de las concepciones acerca de la constitución de la materia en la Antigüedad;
- valoran críticamente aspectos destacados del desarrollo de la experimentación química en la Edad Media;
- conocen algunos de los principales avances alcanzados por la investigación química tanto en la experimentación como en el pensamiento teórico, durante el siglo XVII y primera mitad del siglo XVIII.
- Conocen acerca del descubrimiento del dióxido de carbono, hidrógeno y oxígeno.

Orientaciones didácticas

A través del estudio de algunos de los hitos más relevantes de la historia de la química los estudiantes podrán progresar en la comprensión del lugar que ocupan en el mundo y cómo se ha ido desarrollando la historia de la humanidad. ¿Cómo no relacionar la Edad del Hierro o del Bronce con el dominio de ciertas técnicas metalúrgicas? Por medio de ellas el ser humano seguramente no pretendió ahondar en la comprensión de la constitución de la materia ni en el estudio de propiedades de los metales, sino simplemente resolver problemas prácticos: fabricar armas más durables y contundentes para defenderse de pueblos agresores o, por el contrario, conquistar tierras y apropiarse de los bienes de pueblos que carecían de esos adelantos; facilitar la caza de animales salvajes o fabricar objetos que cumplieran ciertas finalidades rituales. La vida humana fluía en esas épocas remotas de una manera diferente; otros eran los problemas que se presentaban a diario y también lo que entonces era urgente, como hacer fuego o defenderse de bestias hambrientas, hoy es algo ya resuelto y no constituye un problema difícil para nadie.

La vida humana en tiempos remotos ocurría en un escenario dominado por necesidades vitales como la búsqueda de alimentos o la lucha con animales feroces o con otros grupos humanos y no contó con condiciones muy favorables para desarrollar la ciencia ni la filosofía, ni probablemente ninguna actividad relativamente “ociosa”, que significara detenerse a pensar e indagar acerca de la naturaleza y del lugar que el ser humano ocupa en ella. Pero los estudiantes llegarán a comprender que en cada época de su historia el ser humano, más allá de satisfacer sus necesidades materiales más urgentes y las de su grupo social, también tuvo inquietudes más trascendentes y se hizo múltiples preguntas queriendo alcanzar una comprensión de la naturaleza y de sí mismo, tal como ellos, estudiantes del siglo XXI, lo viven actualmente. Muchas de esas inquietudes se expresaron en muy diversas actividades rituales, en la creencia más o menos ciega en ciertas divinidades y poderes, en el culto a los totems o en muchas expresiones de la magia.

La perspectiva histórica no consistirá primordialmente en que los estudiantes conozcan el orden cronológico en que ocurrieron acontecimientos de importancia para el desarrollo de la química, sino más bien podrán adquirir una comprensión más profunda de cómo se fue gestando lo que más tarde llegaría a ser una ciencia. También comprenderán la sinergia que tuvieron los descubrimientos en otras áreas o el aporte de hombres y mujeres que desarrollaban muy diversas actividades, no necesariamente relacionadas con esa ciencia química en muy incipiente gestación. ¿Era Demócrito un químico? Claro que no. Ni siquiera se habían desarrollado rudimentos del saber que permitieran hablar de una química. Otras inquietudes son las que llevaron a plantear la constitución de las sustancias materiales y que posiblemente muy poco tienen que ver con la solución de problemas materiales concretos.

Es importante que a través del conocimiento de la historia de la ciencia y de los aportes que hicieron a ella miles de hombres y mujeres, los estudiantes adquieran una visión de su dinamismo y de su carácter provisional en el que, en ninguna de sus áreas, ha sido escrita la última y definitiva página de su historia.

Finalmente, cabrá al docente destacar el rol fundamental que desempeña la experimentación en la comprensión de la historia de la química. De este modo, logrará transmitir a los estudiantes una historia viva en la medida que integre los contenidos a experimentos relevantes, que permita a alumnas y alumnos entusiasmarse y desarrollar un proceso de crecimiento, con una mayor comprensión y valoración del ser humano en general, de sí mismos, de la ciencia y de la historia de los hombres y mujeres de ciencia que les han precedido y que han conformado el mundo en que se da su existencia.

Actividades genéricas y ejemplos

Actividad 1

Analizan las condiciones que llevaron al descubrimiento y utilización de conocimientos químicos especialmente relevantes en culturas prehistóricas y discuten sus repercusiones en su desarrollo.

Ejemplos

Experimento

Producción de fuego usando implementos al alcance del ser humano primitivo.

- Alumnas y alumnos se informan acerca del descubrimiento del fuego y de los métodos usados para ese fin.
- Luego, grupos de estudiantes, tomando las necesarias precauciones para evitar accidentes, ponen a prueba distintos procedimientos para producir fuego, utilizando implementos que podrían estar al alcance de las sociedades humanas primitivas.
- Comparan los diferentes procedimientos ensayados desde el punto de vista de su aplicabilidad.
- Analizan los fundamentos químicos involucrados en estos procedimientos (reacciones químicas y principios termodinámicos asociados a ellas).
- Comentan acerca de las dificultades que se debieron vencer en la prehistoria para llegar al descubrimiento de algunos de estos procedimientos de producción de fuego.
- Proponen otros procedimientos para producir fuego usando medios tecnológicos actuales, pero excluyendo los destinados a ese fin (cerillas, encendedor, chisperos).
- Discuten acerca de la trascendencia que tuvo este descubrimiento en el desarrollo de las respectivas sociedades. Hacen un listado de las principales consecuencias y discuten acerca de cuáles de ellas les parecen las más importantes.
- Indagan en diferentes fuentes acerca de los principales rasgos de la Edad del Bronce y de la Edad del Hierro en el desarrollo de algunas civilizaciones mediterráneas, de Asia oriental y de América.

- Analizan los fundamentos químicos involucrados en los procedimientos que permitieron utilizar el bronce y el hierro en beneficio de las respectivas sociedades: metalurgia básica primitiva del cobre, estaño y hierro. Aleaciones.
- Discuten acerca de la trascendencia que tuvieron estos descubrimientos en el desarrollo de las respectivas sociedades. Hacen un listado de las principales consecuencias y discuten acerca de cuáles de ellas les parecen las más importantes.
- Se informan acerca del conocimiento que actualmente se posee sobre los primeros usos de la balanza como forma de medir cantidad de una determinada sustancia.
- Discuten las ventajas que presenta la balanza en la cuantificación de la masa de diversas sustancias y materiales, especialmente en lo referido a metales preciosos usados en la Antigüedad en el comercio y fabricación de joyas.
- Indagan acerca de las balanzas modernas. ¿De qué orden de magnitud es la masa que se puede determinar con ellas? ¿Cómo funciona, básicamente, una balanza electrónica?
- Comentan un breve texto relativo a los inicios del conocimiento sobre la naturaleza. Por ejemplo: Los restos arqueológicos y los testimonios escritos de las primeras culturas muestran una intensa y activa interacción del ser humano con diferentes campos del mundo natural. Resultado de esta actividad fue el logro de un conocimiento empírico acerca de los procesos naturales. El empleo de estos conocimientos tuvo lugar casi siempre en la forma de aplicación casi mecánica de procedimientos, sin intentos de penetrar en las relaciones causales ni tratar de elaborar enfoques teóricos. En tal sentido, se puede hablar de un conocimiento implícito, encubierto, de los procesos naturales.¹

INDICACIONES AL DOCENTE

Los diversos mecanismos que se han desarrollado para iniciar una combustión (fósforos, encendedores, chisperos, etc.) han contribuido a transmitir la idea de que hacer fuego es una tarea simple. Sin embargo, si no disponemos de dichos mecanismos la situación cambia radicalmente. Hacer fuego con los medios de que disponían los seres humanos en la prehistoria era un difícil cometido, como lo podrán comprobar los propios estudiantes a través de la primera parte del ejemplo.

¹ Basado en: Klix, F., 1983, *Erwachendes Denken - Eine Entwicklungsgeschichte der menschlichen Intelligenz*. Deutscher Verlag der Wissenschaften, Berlin.

Esto les permitirá valorar en toda su dimensión el admirable logro que significó en esos tiempos el desarrollo de técnicas para iniciar una combustión.

En la discusión conviene subrayar la perspectiva histórica del desarrollo científico y tecnológico que se basa en el hecho de que el ser humano fue desarrollando, desde sus orígenes, un conocimiento empírico acerca de la naturaleza y de las propiedades de los materiales con que trabajaba. Este conocimiento empírico constituyó la base inicial de todo el conocimiento científico posterior.

Entre los logros prehistóricos precursores de la química destacan, entre otros, el dominio del fuego y la capacidad para trabajar algunos metales. La facultad para trabajar primero el bronce y luego el hierro tuvo tal trascendencia que su dominio constituye hitos definitorios de grandes épocas en la evolución de la sociedad primitiva.

Los primeros testimonios de uso de balanzas se remontan a hace unos 5 a 7 mil años. Se han conservado algunas balanzas primitivas de las civilizaciones egipcias e hindúes y hay registros gráficos de su empleo.

Conviene que los estudiantes adviertan la importancia que tuvo la introducción de este instrumento en diferentes aspectos de la vida de ese entonces. Conviene asimismo subrayar que incluso una balanza relativamente simple permite alcanzar una precisión sorprendente en las mediciones.

Es recomendable conectar estos temas con contenidos desarrollados en el sector curricular de Historia y Ciencias Sociales.

Evaluación

La evaluación deberá considerar la adquisición y progreso en el conocimiento y en la destreza de experimentación, en el cuidado para realizarla y en aspectos valóricos.

En particular, la constancia en la consecución de un objetivo como es el de lograr hacer fuego, puede parecer una nimiedad, pero pone a prueba la paciencia, el temple del espíritu y el convencimiento del estudiante respecto a que con esfuerzo es posible lograr metas a las que otros renuncian porque abandonan rápidamente la labor, derrotándose ante la adversidad. Esta es una calidad que todos los estudiantes deberán desarrollar en alguna medida ya que son valores para la vida, más allá de su significado concreto para el ejercicio de una disciplina o ciencia particular.

La evaluación responderá a las siguientes preguntas:

- ¿Es el estudiante persistente en sus intentos de producir fuego por medios primitivos?
- ¿Se interesa en averiguar qué métodos eran empleados, con ese objeto, por las diferentes culturas?
- ¿Considera en la realización de los experimentos las indicaciones del docente en relación a las medidas de seguridad?

Actividad 2

Recopilan y sistematizan información acerca del empleo de conocimientos empíricos asimilables a la química en actividades artesanales y hogareñas.

Ejemplos

- Comparan la utilización de conocimientos químicos que se basan en fundamentos teóricos y en la experimentación sistemática (por ejemplo, en una fábrica de productos químicos) con la utilización de conocimientos químicos transmitidos por la tradición (por ejemplo, en la fabricación de objetos artesanales).
- Trabajando en grupos, buscan y sistematizan información acerca de la aplicación de conocimientos químicos en las civilizaciones antiguas, tanto en el Mediterráneo como en Asia y América. Por ejemplo, en metalurgia, orfebrería, alfarería, tejeduría, construcción, etc.
- Trabajando en grupos, reúnen información en fuentes variadas (entrevistas a artesanos y/o especialistas, literatura, internet, etc.) en relación con la utilización actual, en diferentes campos, de procedimientos y técnicas basados en propiedades químicas de sustancias y materiales. Por ejemplo:
 - elaboración de tinturas naturales
 - elaboración de productos de alfarería
 - aplicaciones caseras de las propiedades químicas de algunas sustancias comunes (vinagre, limón, sal común, etc.)
 - medicina tradicional

Experimento:

Ensayan algunas propiedades químicas de sustancias naturales de uso común.

- Alumnas y alumnos ensayan propiedades químicas de sustancias naturales tales como vinagre, jugo de limón, sal común y azúcar y las relacionan con sus usos.

- Se informan acerca de la obtención del vinagre, y en qué se basa su producción.
- Indagan acerca del origen de las palabras *ácido* y *alcali*.
 - A qué se debe que el jugo del limón y el vinagre sean ácidos.
 - En qué se basa el uso de la sal y azúcar como agentes conservantes.
- Entrevistan a especialistas con el fin de determinar el fundamento químico de algunos de estos procedimientos y técnicas.
- Presentan sus trabajos al resto del curso y los organizan en una exposición o diario mural.

INDICACIONES AL DOCENTE

Todavía hoy día se emplean, en una amplia variedad de campos, procedimientos basados en conocimientos químicos empíricos, en una forma que se asemeja, en cierto sentido, a la aplicación que las primeras civilizaciones hacían de conocimientos acerca del mundo natural. Así es como, por ejemplo, se usan como fármacos plantas medicinales que contienen principios activos, lo que ha dado origen a una variedad de productos sintéticos que no se hallan en la naturaleza.

Esto es especialmente visible en procedimientos tradicionales de fabricación de productos artesanales o en “secretos de naturaleza” transmitidos por la tradición.

La presente actividad pretende acercar a los estudiantes a estas actividades y procedimientos y, al mismo tiempo, instarlos a que los enfoquen desde el punto de vista de los conocimientos químicos que han ido adquiriendo en años anteriores.

Esta es, asimismo, una buena oportunidad para establecer conexiones entre las ciencias naturales y otros sectores de actividad.

Evaluación

Los experimentos realizados en esta actividad son especialmente apropiados para la evaluación de aspectos valóricos. La evaluación puede estar dirigida a responder preguntas como las siguientes:

- ¿Reconoce el alumno o la alumna la importancia de los aportes de las culturas prehistóricas?
- ¿Realiza los experimentos con dedicación y cuidado de sí mismo, de sus compañeros y de los materiales?

Actividad 3

Discuten acerca de las concepciones relativas a la constitución de la materia en la filosofía griega.

Ejemplos

- Leen y discuten, en grupos, un texto relativo a los primeros modelos de materia surgidos en Grecia antigua. Por ejemplo:

En Grecia, hacia el siglo VI antes de Cristo, los filósofos empezaron a buscar una explicación racional para los procesos naturales. Trataron de descubrir las sustancias eternas e inmutables de las que estaban hechas todas las cosas del mundo. Este fue el comienzo de los intentos del ser humano por comprender el mundo material, por penetrar en la naturaleza de la materia.

Los primeros filósofos griegos pensaban que todas las cosas en el mundo estaban hechas de una simple sustancia básica o “elemento”. Algunos pensaban que esta sustancia básica era el agua y que todas las otras sustancias se derivaban de ella. Otros pensaban que la sustancia básica era el aire. Otros se inclinaban por el fuego.

Pero ni el agua, ni el aire ni el fuego parecía ser una respuesta satisfactoria para la enorme variedad de sustancias en el mundo. Hacia el año 450 a. C., Empédocles propuso cuatro sustancias elementales: tierra, aire, fuego y agua. Según él, todas las cosas materiales estaban hechas de esos cuatro elementos. Los cambios que observamos alrededor de nosotros serían el resultado de la unión y separación de estas cuatro sustancias básicas, que se combinaban en diferentes proporciones para producir los objetos que nos rodean.

Esta teoría constituye el primer modelo de materia en la historia de la ciencia.

- Comparan esta concepción con la concepción moderna de “elemento”.

Discuten acerca de la naturaleza química de la tierra, el aire, el fuego y el agua, de acuerdo a nuestra visión actual.
- Analizan, a la luz de la visión moderna, los principales fundamentos de la concepción atomista de Leucipo y Demócrito (siglo V a. C.):
 - a. La materia es eterna, ningún objeto material puede provenir de la nada, ni convertirse en nada.

- b. Los objetos materiales están constituidos por “átomos”, que son partículas indivisibles, diminutas pero no infinitamente pequeñas.
 - c. Todos los átomos están hechos de la misma sustancia, pero difieren en tamaño, forma y posición.
 - d. Los átomos existen en un espacio vacío. Debido a esto, pueden moverse.
 - e. Los átomos se encuentran en permanente movimiento.
 - f. En el curso de su movimiento, los átomos se unen y forman las combinaciones que constituyen las sustancias materiales que conocemos. Su separación implica la descomposición o la ruptura de una sustancia. Así, los cambios que observamos en el mundo se explican por la unión o separación de átomos.
- Se informan acerca de las ideas fundamentales de la concepción de Aristóteles, que acepta la existencia de los cuatro elementos mencionados: tierra, aire, fuego y agua, pero combate energicamente la teoría atómica. Afirmaba que la existencia del vacío y la idea de átomos en movimiento deberían ser rechazadas por razones lógicas. Propuso en cambio que la materia es continua e infinitamente divisible.
 - Indagan y discuten acerca de evidencias experimentales que podrían apoyar la teoría atómica de Leucipo y Demócrito o la teoría aristotélica de una materia continua e infinitamente divisible.
 - Reconocen en estas teorías un intento de superar el conocimiento empírico, basado en un conjunto de hechos puntuales, y de buscar un conocimiento más profundo, orientado a comprender los hechos y dilucidar sus causas.

INDICACIONES AL DOCENTE

El desarrollo histórico de la química muestra una especie de contrapunto entre los avances y logros en el campo del conocimiento empírico de propiedades de diferentes sustancias, por una parte, y la búsqueda, al principio lenta y errática, de un marco teórico fructífero que permitiera explicar los hechos y predecir nuevos fenómenos y procesos.

Las primeras actividades de esta unidad permiten formarse una idea de los comienzos de ambas líneas en la historia de la humanidad. Dan pie, asimismo, para comprender el carácter desigual y zigzagueante del conocimiento científico y para entender la ciencia como un logro de muchos siglos de trabajo y como resultado del aporte de miles de personas.

Evaluación

En esta actividad la evaluación podrá estar dirigida a medir el interés de los estudiantes por comprender otras formas de pensar, en su capacidad de imaginar modos de vida y valores diferentes, en su visión del mundo de otras épocas, en la valoración de las contribuciones hechas por otros hombres al conocimiento, por ejemplo, la concepción atomista de Leucipo y Demócrito, extraordinariamente visionarios si se considera la época en que vivieron. También es importante evaluar si los estudiantes valoran en igualdad los aportes hechos por mujeres a la ciencia y a la cultura y reconocen que la figuración de ellas en esos ámbitos en la Antigüedad se vio afectada por un complejo de causas socio-culturales.

Actividad 4

Debatan acerca del papel que desempeñó la alquimia en el desarrollo del conocimiento de las propiedades de la materia y acerca de sus contradictorios alcances.

Ejemplo

- Organizan una mesa redonda en la que se exponen y debaten diferentes aspectos del trabajo de los alquimistas. Por ejemplo:
 - a. Las ideas fundamentales de la teoría y práctica de los alquimistas en los primeros siglos de nuestra era en el Mediterráneo y en Asia.
 - b. El papel de las concepciones místicas y religiosas en el desarrollo de la alquimia.
 - c. Los aportes de los alquimistas al desarrollo de instrumentos y de técnicas de trabajo.
 - d. El descubrimiento de nuevas sustancias químicas como resultado del trabajo de los alquimistas.
 - e. El vuelco de la alquimia durante el siglo XVI: Paracelso y Agrícola.

INDICACIONES AL DOCENTE

La alquimia surgió a principios de nuestra era como una combinación de:

- la idea de que toda la materia que conocemos está constituida a partir de un pequeño número de sustancias elementales;
- la experiencia práctica alcanzada en el tratamiento de minerales, en la obtención y trabajo de metales y en la fabricación de vidrio, y
- un conjunto de ideas de carácter místico, astrológico y religioso.

Aunque algunos de sus objetivos centrales, como la búsqueda de la “piedra filosofal”, los intentos por lograr la “transmutación” de metales comunes en oro o plata, o el deseo de obtener un “elixir de la vida”, hoy nos parecen quimeras imposibles, contribuyeron al desarrollo del conocimiento químico. Los alquimistas estudiaron muchas de las propiedades de las sustancias que hoy catalogaríamos como propiedades químicas. Inventaron un gran número de aparatos que, en forma algo modificada, todavía se utilizan en los laboratorios, como las retortas y los matraces de destilación. Estudiaron procesos como la calcinación, destilación, fermentación y sublimación.

Sin embargo, la fuerte carga mística y la falta de un marco teórico apropiado impidieron que pudiera desarrollarse como una estructura científica fructífera. El surgimiento de la química a partir de la alquimia sólo podrá producirse a través del abandono de sus objetivos iniciales y de la liberación del misticismo que caracterizó a la alquimia durante más de un milenio. Paracelso y Agrícola simbolizan el comienzo del gran vuelco que habrá de conducir al surgimiento de la química científica hacia la segunda mitad del siglo XVIII.

La mesa redonda que se propone en el ejemplo tiene por objeto mostrar una imagen multifacética de la actividad de los alquimistas, con sus logros y contradicciones.

Actualmente han surgido corrientes de pensamiento que dicen basarse en las ideas de los alquimistas y que poseen un fuerte contenido esotérico. Un mejor conocimiento de lo que fue en su tiempo el trabajo y las motivaciones de los alquimistas permitirá a los estudiantes tener una visión más fundamentada acerca este tipo de doctrinas.

Evaluación

La evaluación de esta actividad podrá estar dirigida a la comprensión de alumnas y alumnos de la alquimia como precursora de la química y del rol que desempeñaron las concepciones místicas en su desarrollo. Es importante, también, evaluar la valoración del aporte instrumental de los alquimistas para el posterior desarrollo de la química.

Actividad 5

Conocen acerca de concepciones del siglo XVII y gran parte del siglo XVIII relacionadas a la combustión, a la oxidación de metales, a la descomposición de óxidos metálicos y otros fenómenos y aprenden sobre su inutilidad a la luz del conocimiento actual, estableciendo un paralelo con otras teorías.

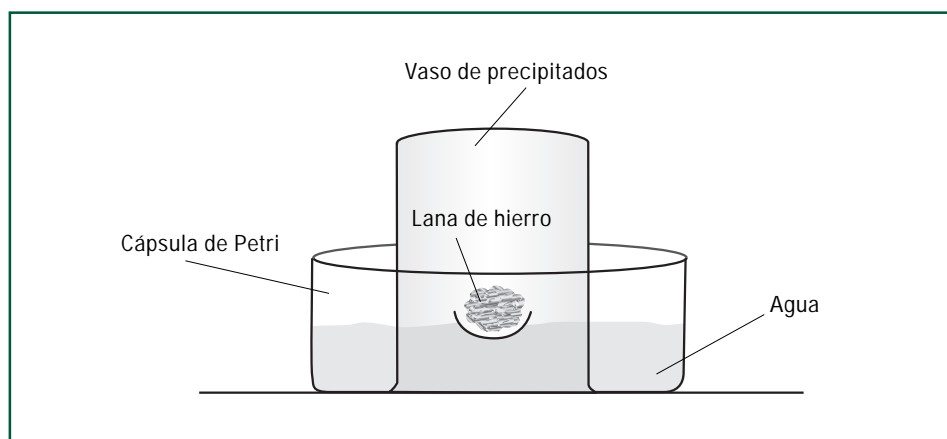
Ejemplos

- Indagan y experimentan acerca de la teoría del flogisto.
- Se informan acerca de la teoría del flogisto y comparan su interpretación de los procesos de combustión con la explicación actual.
- Predicen las eventuales variaciones de masa que deberían observarse en la oxidación de una muestra de estaño, de acuerdo con la teoría del flogisto.
- Realizan un experimento de oxidación de un metal y comparan su resultado con la predicción que se desprende de la teoría del flogisto.

Experimento

Oxidación de hierro.

- Determinan la masa de una porción de lana de hierro muy fina (similar a la que se usa para la limpieza de ollas). La colocan en una cápsula de porcelana y ponen encima un vaso de precipitados invertido, dentro de una cápsula de Petri con agua.



Después de varios días retiran la cápsula de porcelana, la secan calentando suavemente y determinan la masa del residuo.

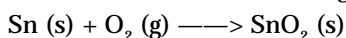
- ¿Qué se observa?
 - ¿Cómo se puede explicar el resultado del experimento?
 - ¿En qué consistía la teoría del flogisto? ¿Cómo se explicaba la oxidación de un metal?
- Indagan sobre quién tiene el mérito de haber derrumbado, definitivamente, con pruebas experimentales, la teoría del flogisto. ¿En qué consistió dicho experimento?

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante notar que la reacción de oxidación del hierro se acelera considerablemente cuando el dispositivo se expone a la luz solar directa, debido al aumento de temperatura.

Un papel importante desempeñó la teoría del flogisto propuesta a fines del siglo XVII y que parecía explicar una amplia gama de fenómenos, incluyendo la corrosión de metales y la combustión de materias combustibles. Según esta teoría la combustibilidad de una sustancia se debe a que ésta poseería un principio invisible llamado “flogisto”. Al quemarse, el flogisto abandonaría el cuerpo, lo que traería como consecuencias un cambio en sus características. Asimismo, los metales serían ricos en flogisto, pero lo perderían al corroerse. Un metal corroído podría recobrar sus características iniciales si recupera el flogisto que habría perdido durante la corrosión.

En el último punto del ejemplo, se propone la realización de un experimento de oxidación de un metal, ya que ese proceso desempeñó un importante papel en la desestimación de la teoría del flogisto. Ya Boyle había observado que la corrosión de un trozo de metal implica un aumento de masa. Así, por ejemplo, si una muestra de estaño reacciona con oxígeno se produce óxido de estaño:



De la reacción resulta que la masa del óxido de estaño deberá ser igual a la suma de las masas del estaño y del oxígeno. La teoría del flogisto predice, en cambio, una disminución de la masa del estaño pues éste, supuestamente, perdería flogisto.

Evaluación

La evaluación se relacionará con la comprensión de la teoría del flogisto, principalmente en un contexto histórico usando símiles como el “éter” o el “calórico”. Es importante también evaluar la valoración que hacen los estudiantes de esta teoría desde el punto de vista de la interpretación de los hechos experimentales.

Por otra parte, conviene evaluar la destreza y cuidado mostrados por los estudiantes en la realización del experimento.

Actividad 6

Se familiarizan con algunos de los rasgos principales de los avances en la experimentación y en el pensamiento teórico en la investigación química del siglo XVII y primera mitad del siglo XVIII.

Ejemplo A

- Actualizan sus conocimientos acerca del surgimiento del capitalismo en Europa y del desarrollo de la revolución industrial con sus repercusiones sobre el desarrollo científico en sus diversas manifestaciones.
- Confeccionan una línea del tiempo con los principales acontecimientos en el conocimiento del mundo natural en los siglos XV, XVI y XVII.
- Reconocen los siglos XVII y XVIII como un período de transición entre las ideas primitivas provenientes de la alquimia medieval y las ideas centrales de la química moderna.

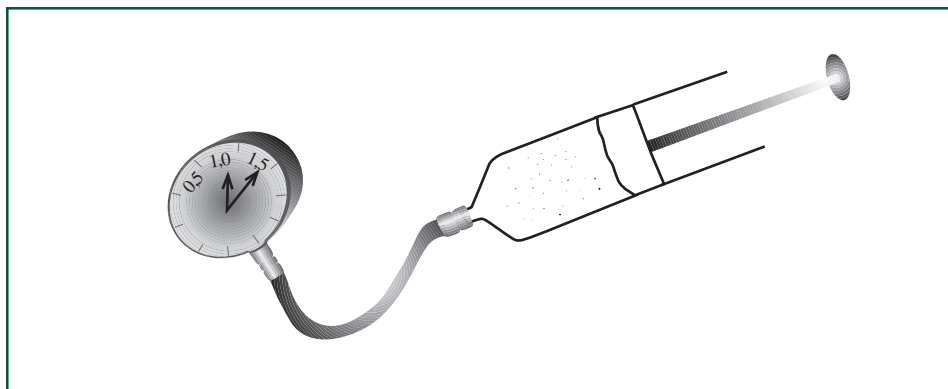
Ejemplo B

- Duplican en forma simplificada uno o dos de los experimentos químicos más relevantes de Boyle (relación entre volumen y presión de un gas), Black (producción de dióxido de carbono mediante calentamiento de carbonato de magnesio, "magnesia alba"), Scheele (que, entre otros, aisló el nitrógeno del aire), Cavendish (producción de hidrógeno mediante combinación de ácido clorhídrico y sulfúrico con un metal) o Priestley (producción de oxígeno).
- Ubican el experimento realizado en su contexto histórico y discuten acerca del aporte que significó para el desarrollo de la química. Para ello se sugieren los siguientes experimentos:

Experimento

Investigan acerca de las relaciones entre volumen y presión de un gas.

- Indagan primeramente sobre la vida y obra de Robert Boyle (1627-1691), principalmente en relación a su ley de los gases (1662) y al papel del aire en la combustión, respiración y transmisión del sonido. Debaten acerca del resurgimiento de las ideas atomistas en Boyle.



- Conectan firmemente un manómetro analógico (tipo reloj) a una jeringa plástica desechable de 50 mL que contiene 25 mL de aire a presión atmosférica. Comprimen el gas a la mitad de su volumen y leen la presión. Luego expanden el gas al doble del volumen inicial y determinan la presión. Confeccionan una tabla similar a la siguiente:

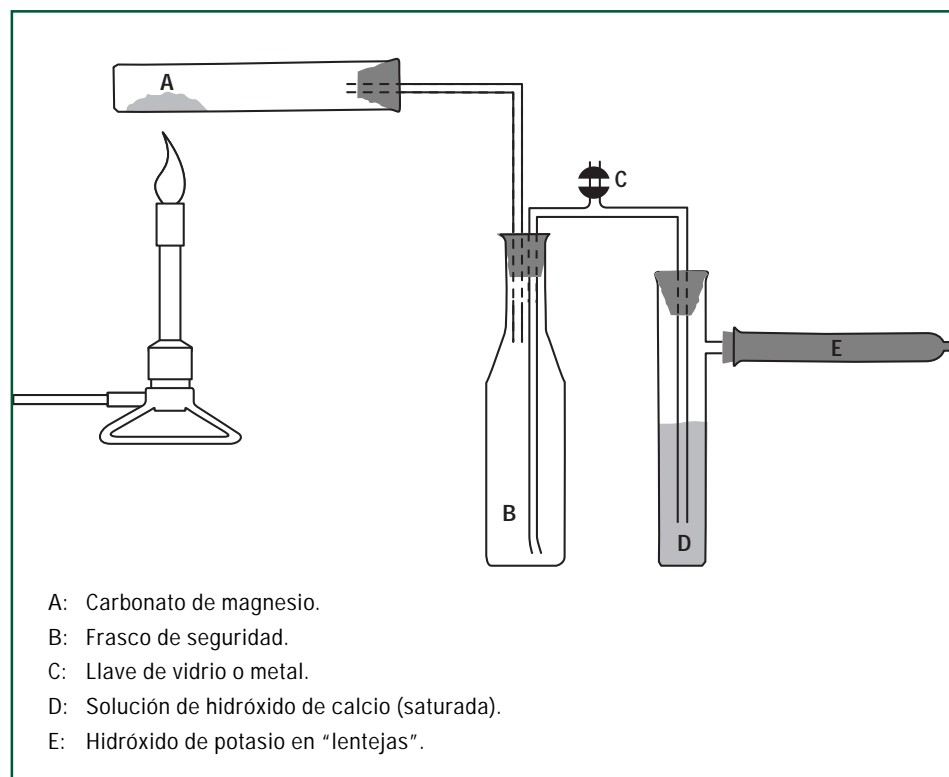
Volumen/mL	Presión/atm	$P \cdot V$ /atm mL
25	1	25
12,5	2	25
50	0,5	25

- Debaten sobre el resultado del experimento e intentan encontrar alguna relación a nivel corpuscular que explique el fenómeno observado. (Por ejemplo, cuando se reduce el volumen del gas, manteniendo la temperatura constante, se acorta en promedio el trayecto de las moléculas lo que significa un mayor número de choques contra las paredes y, por lo tanto, un aumento de la presión gaseosa).

Experimento

Reproducen alguno de los experimentos de Black mediante los que descubrió el dióxido de carbono, "aire fijado".

- Se informan acerca de la vida de Joseph Black (1728-1799), particularmente en relación a su descubrimiento del dióxido de carbono (1756) producido en la descomposición térmica de carbonatos de calcio y magnesio, en la respiración, fermentación y en la combustión del carbón.
- Calientan carbonato de magnesio contenido en un tubo de vidrio abierto en un extremo y que está unido a través de un frasco de seguridad a un recipiente que contiene agua de cal. Observan lo que sucede y debaten acerca de la interpretación del experimento.

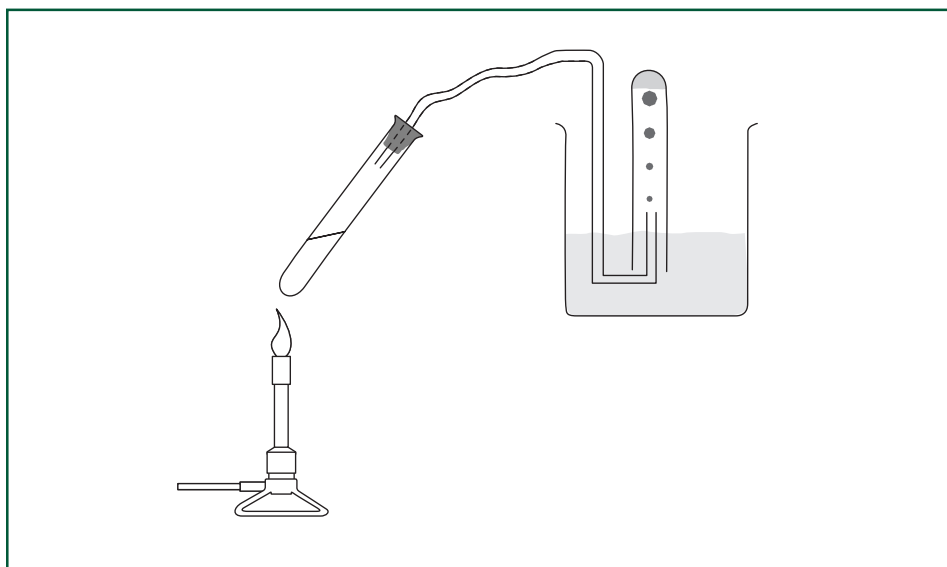


- Escriben la ecuación de descomposición del carbonato de magnesio ("magnesia alba") y calculan el volumen de dióxido de carbono que se obtiene a presión atmosférica y temperatura ambiente (20 °C).

Experimento

Producen nitrógeno e investigan acerca de algunas de sus propiedades.

- Mezclan, en un tubo de ensayo, algunos mililitros de una disolución concentrada de cloruro de amonio NH_4Cl con una disolución concentrada de nitrito de potasio, KNO_2 . Tapan el tubo, según se muestra en la parte izquierda de la figura, pero sin insertar todavía la manguera en el tubo de ensayo del lado derecho. Calientan suavemente y después de un momento, cuando se estime que el nitrógeno ha desplazado el aire contenido en el tubo de ensayo y en la manguera, insertan ésta en otro tubo de ensayo invertido, que ha sido previamente llenado con agua, según se muestra en la parte derecha de la figura:



- Justo antes de finalizar el calentamiento, retiran cuidadosamente el tapón del tubo, para evitar la succión del agua contenida en el vaso. Toman nota de sus observaciones e intentan explicarlas.
- Escriben, con apoyo del docente, la reacción química que ha tenido lugar y la igualan de modo que la estequiometría sea correcta.
- Indagan cómo reunir el gas desprendido en la reacción en un recipiente que contiene una planta acuática, por ejemplo elodea, y preparan otros dos recipientes similares, pero que en lugar de nitrógeno contienen CO_2 y aire. Observan lo que sucede, después de varios días, cuando se comparan las plantas en cada uno de los recipientes. Intentan interpretar sus hallazgos.

INDICACIONES AL DOCENTE

Los siglos XVII y XVIII, hasta la divulgación de los trabajos de Lavoisier, son considerados como un período de transición entre la química de los alquimistas y lo que se suele llamar la química moderna.


En el siglo XV se había iniciado el renacimiento en Europa Central, época caracterizada por el resurgimiento de las artes y las humanidades. La consolidación de las ideas heliocéntricas gracias a los trabajos de Copérnico, Galileo y Newton habían socavado la autoridad de Aristóteles. Sus ideas acerca de la constitución de la materia fueron puestas en tela de juicio y resurgió con fuerza la concepción atomista de Leucipo y Demócrito. Como resultado de ello, empezaron a considerarse seriamente teorías que incluían “átomos”, “partículas” o “corpúsculos”.

Boyle propuso un modelo de gas basado en la idea de un “gas de partículas” para explicar la “elasticidad” de los gases. Incluso Newton discutió el comportamiento de un gas suponiendo que estuviera compuesto por partículas, aunque las consideró estáticas. Se preparaba el camino para un resurgimiento general de la teoría atómica. Los trabajos de Boyle fueron fundamentales para la posterior formulación de la teoría cinético molecular de los gases.

A ello se agrega el hecho de que la investigación química se hizo más cuantitativa y se desarrolló la experimentación controlada con un creciente uso de la balanza. Se aislaron nuevas sustancias y se estudiaron sus propiedades. Boyle avanzó hacia una definición moderna de los conceptos de “elemento” y “compuesto”.

La presente actividad pretende dar algunas bases para que los estudiantes comprendan la magnitud de la transformación que va convirtiendo paulatinamente la alquimia medieval en lo que será la química moderna iniciada por Lavoisier y Dalton.

En el experimento que pretende reproducir los hallazgos de Boyle en relación con el comportamiento de los gases es importante evitar, dentro de lo posible, el contacto directo de la mano con la jeringa para que la temperatura del gas no varíe en forma sustancial. Por otra parte, la unión entre el manómetro y la jeringa deberá ser a través de una manguera flexible corta y angosta, de modo que el volumen de aire contenido en ella sea prácticamente despreciable comparado con el volumen de gas medido en la jeringa.

 En relación con la producción de CO_2 por calentamiento de MgCO_3 se debe alcanzar una temperatura relativamente alta, de alrededor de $500\text{ }^\circ\text{C}$, pero se debe cuidar de no calentar en exceso, ya que un vidrio tipo Pyrex® se reblandece a $600 - 700\text{ }^\circ\text{C}$. La rapidez con que se produce la evolución de dióxido de carbono es un buen índice de si la temperatura alcanzada por el sólido es apropiada. Este experimento deberá contar con una cuidadosa supervisión del docente, ya que el trabajo a altas temperaturas involucra riesgos acerca de los cuales los estudiantes deberán ser adecuadamente informados. El uso permanente de lentes de protección es aquí una de las medidas de seguridad más importantes.

Interesa que los estudiantes comprendan que los descubrimientos no se producen, por lo general, de manera súbita sino que son procesos que significan el aporte de muchos científicos durante un período de tiempo. De este modo, por ejemplo, ¿quién tiene el crédito de haber descubierto el oxígeno? ¿Scheele, que lo aisló? ¿Priestley, que definió sus propiedades? ¿o quizás, Lavoisier, que lo identificó como un elemento? Además de ello es importante que alumnos y alumnas visualicen que para atribuir un descubrimiento a un científico siempre ha sido de importancia fundamental la comunicación oportuna de los hallazgos. Así es como el descubrimiento del nitrógeno se atribuye a

Daniel Rutherford, un estudiante de medicina inglés, ya que fue el primero en publicar sus hallazgos. Sin embargo, en la misma época descubrieron el nitrógeno los químicos ingleses J. Priestley y H. Cavendish y el químico sueco, C.H. Scheele.

Evaluación

La evaluación podrá estar dirigida, principalmente, a la valoración de la importancia del capitalismo y la revolución industrial para el desarrollo científico posterior.

El experimento de Boyle es una excelente oportunidad para evaluar la comprensión de los estudiantes acerca del comportamiento de los gases y su relación con la teoría corpuscular de la materia. Finalmente, el experimento de Black y la obtención de nitrógeno podrán ser evaluados en su comprensión y en su valoración como hitos importantes en la historia de la química.

Unidad 2

Historia de la química desde mediados del siglo XVIII hasta nuestra época

Contenidos

- Aparición de la medida como un instrumento clave de la investigación química.
- Evolución de la química moderna hasta nuestros días.

Aprendizajes esperados

Alumnos y alumnas:

- valoran la invención de la balanza y el principio de conservación de la masa como pilares fundamentales para el desarrollo de la química;
- distinguen entre las leyes de proporciones definidas y de proporciones múltiples y saben aplicarlas a la obtención de algunos compuestos binarios;
- comprenden los principios de la teoría atómica de Dalton;
- identifican la hipótesis de Avogadro y son capaces de aplicarla a situaciones simples;
- describen con algún detalle la esencia de los aportes de tres científicos que en el siglo XX fueron galardonados con el premio Nobel de Química.

Orientaciones didácticas

En esta segunda unidad se continúa con el desarrollo de la historia de la química ya iniciado y en ella el docente sabrá mantener el interés de los estudiantes en un punto elevado para que en su descubrimiento de la ciencia la comprendan y se entusiasmen con la búsqueda acometida por el espíritu curioso e inquieto del investigador. En esta búsqueda los estudiantes no sólo serán espectadores, sino que también serán sus actores a través de la experimentación. Podrán así revivir lo que otros experimentaron y, en cierto modo, tendrán la oportunidad de hacer la historia de la ciencia.

En el contexto anterior resulta importante que los estudiantes se impregnen de esa historia, de sus personajes con sus emociones, pero también con sus fracasos y éxitos. Ello será inevitable, ya que no toda la experimentación propuesta es fácil: requerirá esmero, dedicación y constancia. Esto es importante, no sólo como la vivencia directa de alumnos y alumnas con valores que se asocian al buen ejercicio de la ciencia, sino que también como cualidades importantes a desarrollar en cualquier labor que ellos emprendan.

Esta unidad llevará a los estudiantes, a través de algunos hitos históricos de la ciencia, hasta las puertas de nuestro siglo. Habrán tenido la oportunidad de conocer algo de la historia, de sus protagonistas y del lugar que hoy ellos ocupan como espectadores al término de ese proceso, pero quizás, algún día, formando parte de la historia de generaciones venideras.

El docente podrá considerar que su misión se ha cumplido plenamente si los estudiantes han adquirido al final no sólo conocimientos y valores, sino que también una conciencia de la perspectiva y del sentido histórico del ser humano y de la ciencia como una de sus creaciones.

Actividades genéricas y ejemplos

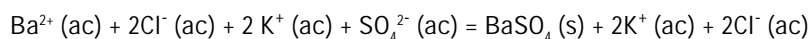
Actividad 1

Indagan acerca de la ley de conservación de la masa y se demuestra experimentalmente su validez.

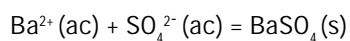
Ejemplo

- Se informan acerca del aporte de Lavoisier en relación a la ley de conservación de la masa y la comprueban experimentalmente realizando una reacción de precipitación a partir de disoluciones acuosas.
- Elaboran una biografía de Lavoisier en la que reportan sus contribuciones más relevantes para la química.
- Indagan sobre la ley de conservación de la masa y acerca de la importancia de la balanza para su comprobación.
- Escriben la ecuación química correspondiente a la reacción de una solución de cloruro de bario con una de sulfato de sodio, en su forma iónica y molecular. El docente orienta a un grupo de estudiantes para que escriban la ecuación en forma correcta y les informa que el sulfato de bario es un compuesto insoluble en agua.

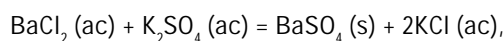
ec. iónica



ec. iónica resumida



ec. molecular



Realizan el siguiente experimento 1.

Experimento 1

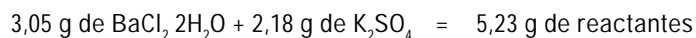
Comprobación del principio de conservación de la masa para la reacción de una disolución de cloruro de bario con una disolución acuosa de sulfato de potasio.

- A partir de la sal dihidratada, $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ preparan, en un matraz aforado de 50 mL, una disolución de cloruro de bario 0,25 M. Para ello calculan la masa molar de la sal y concluyen que deben disolver 3,05 g de ésta en suficiente agua para completar 50 mL de disolución.
- A continuación preparan 50 mL de una disolución 0,25 M de sulfato de potasio, calculando previamente la masa de la sal K_2SO_4 que deben determinar para preparar dicha disolución.

El docente comprueba que los cálculos realizados por los estudiantes son correctos. (2,18 g de K_2SO_4).

- Agregan rápidamente, bajo agitación, la solución de cloruro de bario caliente a un vaso de precipitados de 250 mL, que contiene la disolución de sulfato de potasio caliente (casi a ebullición).
- Dejan el vaso envuelto en un paño y, una vez que el precipitado ha decantado bien, lo filtran, sin agitar, a través de un papel de filtro fino sin descartar el líquido filtrado. Lavan el precipitado 1-2 veces con 10-15 mL de agua, que la reúnen con el líquido anterior.
- Secan el precipitado, junto con el papel, en una cápsula de porcelana previamente pesada, primero calentando suavemente, luego más intensamente hasta que el papel se ha calcinado por completo.
- Determinan la masa del sólido y comprueban que según la estequiometría debe haber 0,0125 moles de BaSO_4 ($M=233,4$) es decir, 2,9 g.
- Luego evaporan lentamente el agua del líquido filtrado, con agitación, y determinan la masa del sólido resultante. Comprueban que deben haber 0,0250 moles de KCl, ($M=74,56$), es decir, 1,9 g del sólido.

Hacen un balance simple de masa:



- Tratan de comprender por qué existe una diferencia de masa entre reactantes y productos. Orientados por el docente, advierten que en los reactantes hay agua de

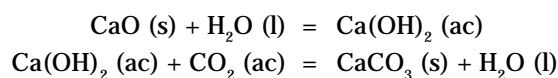
hidratación del cloruro de bario, que corresponde a 0,025 moles de agua, esto es, 0,45 g. Cuando se resta el agua de hidratación a los reactantes obtienen $5,23 - 0,45 = 4,78$ g, es decir, $\approx 4,8$ g de reactante, lo que corresponde a la masa del producto obtenido.

INDICACIONES AL DOCENTE

En el experimento propuesto los estudiantes podrán verificar la validez del principio de conservación de la masa. Es importante, sin embargo, que también experimenten con procesos en los cuales parece no cumplirse dicho principio. Ejemplos de dichos procesos son los siguientes:

a) *Reacción de agua de cal con dióxido de carbono atmosférico.*

Disuelven una cantidad previamente pesada de óxido de calcio, por ejemplo, 5,0 g, en poca agua destilada o desionizada (10-15 mL) contenida en un vaso de precipitados de 25 mL. Debido a la escasa solubilidad del óxido de calcio en agua se obtendrá una suspensión cremosa. Después de varias horas que la suspensión ha permanecido en contacto con la atmósfera y durante las cuales los estudiantes han ocasionalmente revuelto la masa para evitar el endurecimiento de la suspensión, sacan del vaso el sólido resultante, lo secan a 110 °C usando un mechero de alcohol, y lo pesan. Repiten el calentamiento hasta que la masa sea constante. Los alumnos y alumnas verifican que la masa de sólido ha aumentado e indagan cómo poder explicar el fenómeno observado, informándose sobre las reacciones que han tenido lugar:



Determinan la relación entre la masa carbonato de calcio final, seco, y el óxido de calcio inicial. Ella deberá ser:

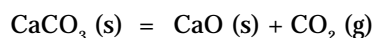
$$\text{CaCO}_3 / \text{CaO} = 1,78$$

Finalmente, intentan explicar como la masa de sólido ha aumentado en aproximadamente un 80%.

b) *Descomposición térmica del carbonato de calcio.*

La descomposición térmica del carbonato de calcio permitirá a los estudiantes comprobar que es posible obtener el óxido de calcio anhidro y que la masa final corresponde a la cantidad de óxido de calcio inicialmente pesada en el experimento precedente.

El proceso de descomposición térmica será preferentemente realizado por el docente, ya que involucra un riesgo mayor, porque es necesario calentar a temperaturas relativamente elevadas (700-750 °C) para producir, a una velocidad razonable, la descomposición térmica del carbonato de calcio:



Finalmente, los estudiantes podrán explicar el origen de los fenómenos observados en ambos experimentos (aumento y disminución de la masa de sólido, respectivamente) en términos de que en el primer caso hubo reacción con el dióxido de carbono atmosférico, mientras que en el segundo experimento se produjo descomposición del carbonato de calcio con liberación de ese mismo gas a la atmósfera.

Evaluación

Para la evaluación de esta etapa es importante averiguar si los estudiantes están adquiriendo cierta capacidad para discernir a qué se debe que en muchos casos (realmente en la mayoría de ellos) aparenta no cumplirse la ley de conservación de la masa. Los siguientes ejemplos son típicos:

Casos	Ejemplos
Desprendimiento de gases a la atmósfera.	Descomposición térmica del carbonato de calcio. Reacción de FeS con HCl para formar FeCl ₂ (ac) y H ₂ S (gas).
Captación de gases (oxidación).	Reacción del hierro con oxígeno atmosférico.
Absorción de agua atmosférica.	Hidratación del cloruro de calcio anhidro.
Deshidratación (parcial o total).	Deshidratación de sulfato de cobre pentahidratado.
Precipitación en forma hidratada.	Precipitación de sulfato de hierro (III) con hidróxido de sodio.
Volatilización.	Combustión de magnesio con oxígeno (parte del Mg y MgO se volatiliza) Calentamiento de cloruro de amonio

En esta actividad cabe evaluar también la habilidad desarrollada en la realización del trabajo experimental, el cuidado de los materiales, las debidas precauciones en el cuidado del experimentador y del medio ambiente. Además, se evaluará la acuciosidad en la realización del trabajo, la sistematización en las observaciones y en la presentación y discusión de los datos.

Finalmente, se podrá evaluar el grado de valoración de los aportes de Lavoisier a la química moderna.

Actividad 2

Indagan sobre las teorías de constitución de la materia y las comparan con las teorías actuales.

Ejemplo

- Debaten sobre la teoría atómica del griego Demócrito y la contrastan con la teoría atómica de Dalton.
- Indagan sobre la teoría atómica de Demócrito y su significado. Debaten acerca del significado del concepto “átomo” y lo contrastan con la acepción moderna del término.
- Elaboran una reseña bibliográfica acerca del químico inglés John Dalton (1766-1844), y de los principales postulados en relación a su teoría atómica.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que el docente enfatice las diferencias existentes entre la teoría atómica de Demócrito y la actual concepción del átomo, principalmente en lo referido a lo siguiente:

- Los átomos serían eternos e indivisibles, para lo cual sabemos que hay excepciones: los fenómenos de fusión nuclear y de fisión nuclear, para el caso de núcleos inestables, muestran que la naturaleza de los átomos no es inmutable.
- Los átomos serían compactos y llenan el espacio que ocupan. A partir del modelo atómico concebido por Rutherford, basado en los experimentos de bombardeo con partículas α sabemos que el núcleo ocupa una muy pequeña región del espacio en relación al tamaño del átomo. Además, éste no es una esfera dura y compacta: sus bordes o límites, según la teoría cuántica, no están claramente definidos.
- Los átomos difieren en su forma lo que determinaría, junto a otras propiedades como textura, ordenamiento y posición espacial, sus diferentes características. En rigor, la forma de los átomos aislados es actualmente considerada esférica para todos ellos.
- La relación entre los átomos y el origen del Universo: para Demócrito los átomos se reunieron formando la materia como una manifestación de su naturaleza, que no es coherente con las actuales teorías de formación del Universo.
- El alma humana estaría constituida también por átomos de una especial naturaleza. Si bien esto delimita con la teología, se acepta que el alma es un principio inmaterial. Las diferentes culturas reconocen un principio inmaterial de la vida humana, si bien muchas culturas primitivas atribuyen un alma a todos los seres vivos.

Con respecto a la teoría atómica de Dalton, es importante que el docente dirija el debate, apoyando a los estudiantes para que indaguen acerca del significado de cada uno de los postulados y lleguen así a comprender que aunque ellos son la base de la teoría atómica moderna también requieren de una cierta flexibilidad para dar cuenta de hechos experimentales que en ese entonces eran desconocidos.

Evaluación

En esta actividad se evaluará el grado de comprensión de la teoría atómica de Dalton y de su comparación con la teoría atómica de Demócrito, junto con la valoración de estas teorías para el desarrollo de la física (atómica) y de la química en su estado actual de desarrollo. Es importante verificar si los estudiantes pueden definir el rango de validez de cada uno de los postulados de Dalton y si muestran un conocimiento aceptable de los rasgos biográficos de este científico.

Actividad 3

Se informan sobre algunos de los descubrimientos y teorías científicas que han sido determinantes para el desarrollo de la química teórica desde comienzos del siglo XX hasta nuestros días.

Ejemplo

- Indagan acerca de las contribuciones científicas de Max Planck, Albert Einstein, Louis De Broglie, Ernest Rutherford, Niels Bohr, Erwin Schrödinger, Werner Heisenberg y Paul A. M. Dirac que desarrollaron nuevas concepciones acerca de la estructura atómica.
- Los estudiantes, organizados en varios grupos, indagan sobre la vida y obra de los científicos anteriores, en particular en relación con los siguientes aportes:

Max Planck:	cuantización de la radiación
Albert Einstein:	interpretación del efecto fotoeléctrico
Louis De Broglie:	dualismo corpúsculo-onda
Ernest Rutherford:	estructura del átomo
Niels Bohr:	modelo atómico en relación con la comprensión del origen de los espectros del hidrógeno
Erwin Schrödinger:	invención de la mecánica ondulatoria para describir el comportamiento del electrón en el átomo de hidrógeno
Werner Heisenberg:	comprensión del concepto de medición en el mundo atómico y el principio de incertidumbre
Paul A. M. Dirac:	teoría del espín electrónico, como resultado de la aplicación de la teoría de la relatividad a la descripción del electrón.

INDICACIONES AL DOCENTE

Esta actividad permitirá a los estudiantes comprender mejor la existencia de múltiples nexos entre la física y la química, que en el caso de la teoría atómica hallan un lugar de interés común en la comprensión de los fenómenos a escala microscópica. Ello podrá ser ilustrado a través del estudio de los rasgos biográficos de esos científicos, todos ellos físicos, cuyos aportes son fundamentales para el desarrollo de la química moderna. Será importante recordar, por ejemplo, que Marie Curie fue galardonada con los premios Nobel de Física y de Química por trabajos que pertenecen al ámbito de ambas ciencias. Esta será una ocasión propicia para enfatizar el carácter interdisciplinario de la ciencia y así como se habla de la física y de la química existen disciplinas mixtas tales como la química-física y la físico-química y, junto a la biología, a la química orgánica y a la química inorgánica, se ha desarrollado también la biofísica, la bioquímica y la química bioinorgánica.

Es importante que la biografía de estos personajes sea vívida y que surjan también aspectos de su semblanza humana, más allá de lo que fueron sus aportes a la ciencia. Así por ejemplo, es importante que los estudiantes conozcan algo acerca de la vida de Max Planck que, no obstante haber sido muy lograda en el ejercicio de su profesión, estuvo ensombrecida por trágicas circunstancias familiares, que sólo pudo sobrellevar gracias a su integridad y valentía. Pocos años después de la muerte temprana de su esposa, su hijo mayor murió en acción de guerra; al año siguiente murió una de sus hijas y dos años más tarde la otra, gemela de la anterior. La casa de Planck fue totalmente destruida durante el bombardeo de Berlín en 1944 y al año siguiente su único hijo sobreviviente encontró una muerte horrible en manos de la Gestapo, al aparecer implicado en un atentado contra Hitler. La dolorosa desaparición del último de sus hijos doblegó definitivamente su voluntad de vivir. Max Planck murió dos años después.

Evaluación

El desarrollo de esta actividad se presta para evaluar cómo los estudiantes valoran el aporte realizado por hombres y mujeres de ciencia, una perspectiva del lugar que ocupa cada una de esas contribuciones en el concierto del avance de la ciencia y el conocimiento de algunos de los rasgos biográficos de esos personajes.

Esta es también la ocasión apropiada para evaluar, en la perspectiva actual, cómo alumnas y alumnos perciben el impacto de esos descubrimientos. ¿Fueron buenos para la humanidad? ¿En qué sentido se puede considerar que algunos de ellos fueron fatales y desencadenaron tragedias y épocas oscuras para la humanidad (las bombas atómicas, el desastre nuclear de Chernobyl, la guerra fría, etc.)?

Actividad 4

Reconocen la trascendencia de las contribuciones científicas de tres químicos laureados con el premio Nobel, los que aportaron los fundamentos de la disociación de electrolitos y un ingenioso método para la purificación de sustancias.

Ejemplo

- Alumnos y alumnas realizan una investigación bibliográfica sobre S. A. Arrhenius y A. J. Porter Martin y R. L. Millington Syngé. Analizan, en base a ejemplos, el fundamento de la teoría de Arrhenius y realizan un experimento en el que se demuestra la disociación de una sal en sus correspondientes iones. Con respecto de los científicos Martin y Syngé, constatan la relevancia para el desarrollo de la química del método de aislamiento desarrollado por ellos.
- Se informan, de manera general, de la biografía de los científicos A. J. Porter Martin (1910-) y R. L. Millington Syngé (1914-1994).
- Indagan acerca del método y teoría de la cromatografía de partición desarrollado por Martin y Syngé (1914-1994):
 - ¿En qué consiste este método de separación?
 - ¿Por qué el método se llama cromatografía “de partición”?
 - ¿En qué se basa éste?
 - ¿Quién había descubierto la cromatografía?
- A continuación, los estudiantes realizan algunos experimentos.

Experimento

Conductividad eléctrica de una disolución acuosa de sal.

- En dos vasos iguales disponen 100 mL de agua, en lo posible destilada o deionizada. En uno de los vasos disuelven suficiente NaCl como para obtener una disolución 2 M.
- A continuación colocan dentro de los vasos dos láminas de cobre de aproximadamente 4 cm² conectadas con una pila de 3 V (o dos pilas secas normales de 1,5 V conectadas en serie). El circuito dispondrá, además, de un interruptor y de una ampolleta o LED apropiado.
- Debaten acerca de lo que se observa en ambos casos.
- Intentan interpretar sus observaciones:
 - ¿Qué se observa con una disolución acuosa 2 M de azúcar (sacarosa)? (experimentar)

Experimento

Partición de yodo en agua y queroseno.

- A cada uno de dos tubos de ensayo que contienen 1 mL de agua agregan 1 mL de queroseno ("parafina"). Introducen luego un pequeño cristal de yodo y agitan energicamente durante algunos segundos, tapando cada tubo. Dejan reposar la mezcla hasta que se haya separado en dos capas.
- Luego, a uno de los tubos agregan una punta de espátula de yoduro de potasio. Agitan nuevamente hasta su completa disolución.
 - ¿Qué observan?
 - ¿Cómo interpretan sus observaciones?
 - ¿A qué se puede deber la diferente coloración de la solución cuando agregan cristales de KI?
 - ¿Qué contiene la capa inferior y superior de la mezcla?
- Indagan por qué el agua y el queroseno son prácticamente inmiscibles.
 - ¿Qué deducen respecto de la solubilidad del yodo en agua y en queroseno?

Experimento

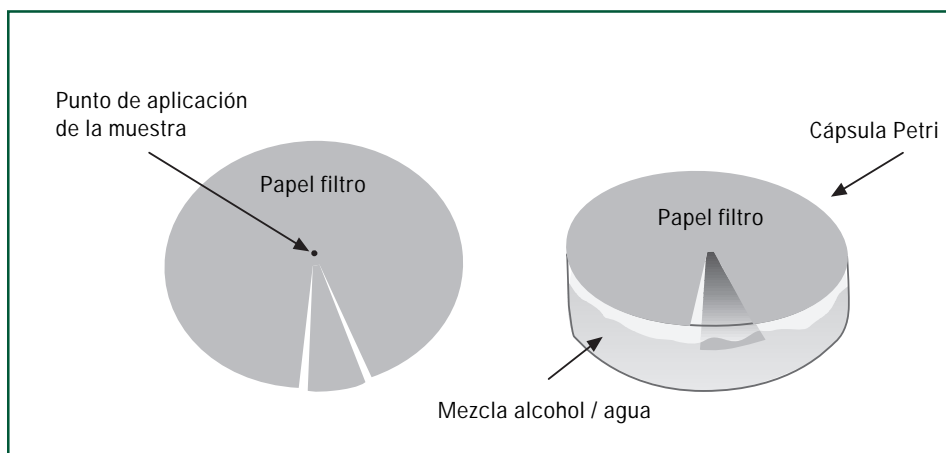
Partición de β -caroteno en agua y queroseno.

- En un tubo de ensayo vierten 2 mL de agua y 2 mL de queroseno. Agregan una pequeña cantidad de β -caroteno. Agitan enérgicamente y dejan en reposo hasta que los líquidos se separan en dos capas (fases):
 - ¿Qué se observa?
 - ¿Qué contiene la capa inferior y superior de la mezcla?
- Indagan por qué el agua y el queroseno son prácticamente inmiscibles.
 - ¿En cuál de los líquidos es más soluble el β -caroteno?
 - Indagan acerca de qué alimentos contienen β -caroteno.

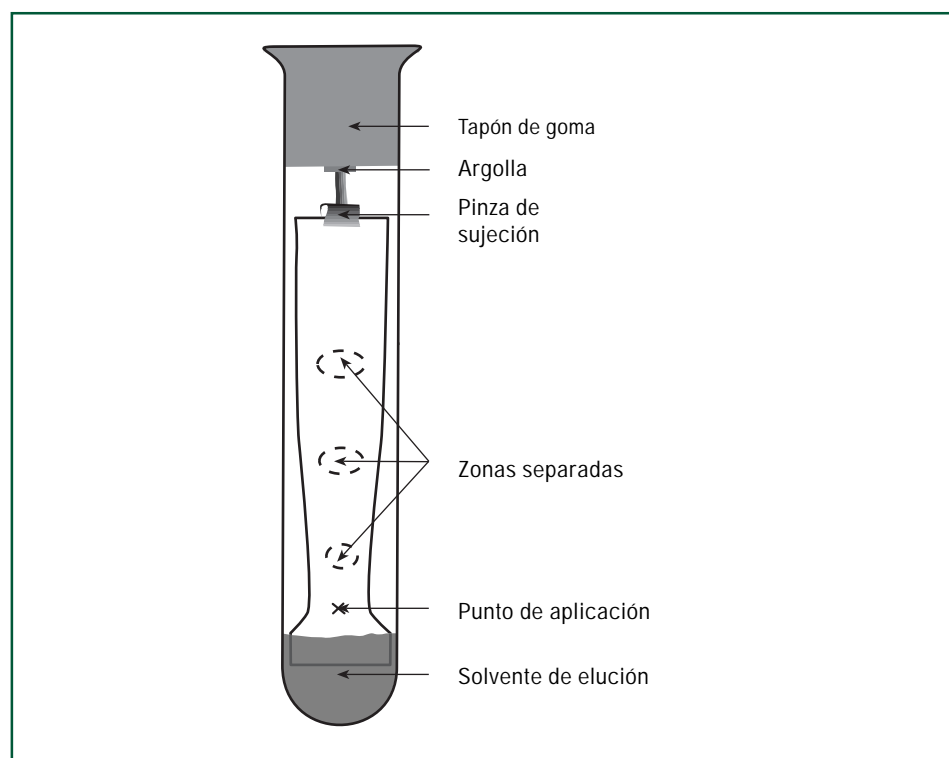
Experimento

Realización de una cromatografía de papel.

- En un papel filtro para filtración de sólidos finos aplican cuidadosamente, con un capilar de vidrio, una pequeña cantidad de una mezcla de jugos de zanahoria, naranja, betarraga y pimentón rojo, de modo que la mancha se mantenga lo más pequeña posible. Luego cortan el papel como se indica en la figura e introducen la lengüeta de papel en un pequeño volumen de una mezcla de 80% de etanol y 20% de agua contenida en una cápsula Petri. Tapan la cápsula y la dejan, observando periódicamente si se produce algún cambio.



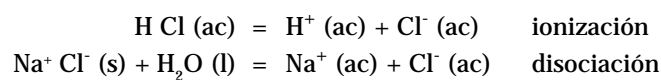
- Alternativamente, pueden realizar el experimento aplicando la mezcla de jugos sobre un extremo de una tira de papel y usando para la elución del cromatograma un tubo de ensayo, según se muestra en la figura siguiente:



INDICACIONES AL DOCENTE

Los experimentos anteriormente descritos permitirán a alumnas y alumnos valorar la importancia de los aportes de los científicos nombrados. Es importante relacionar las contribuciones de Arrhenius a varios contenidos de los programas de Química de 1º, 2º y 3º Medio, tales como los conceptos de ácido y base, propiedades coligativas de las disoluciones, el fenómeno de disolución de un cristal iónico, electrólisis, etc.

Es importante que los estudiantes distingan claramente entre los fenómenos de ionización y de disociación. La ionización es la formación de iones y ello involucra normalmente la intervención del solvente. De este modo, es incorrecto decir que el cloruro de sodio se ioniza en agua, ya que los iones Na^+ y Cl^- son las unidades constitutivas del cristal. En cambio, cuando un compuesto molecular como el HCl se separa para formar iones H^+ y Cl^- dicho proceso es propiamente una ionización. El proceso en que un compuesto iónico sólido se disuelve, separándose en sus iones en solución, implica que dichos iones deban disociarse y recibe el nombre de disociación.



Ambos procesos, ionización y disociación, se presentan comúnmente juntos. (Aquí se deberá omitir toda referencia a que los iones en disolución pueden asociarse formando pares iónicos o agregados iónicos de mayor tamaño. Su disociación está determinada por las propiedades dieléctricas del solvente).

Por otra parte, la cromatografía es una técnica de separación de extraordinaria importancia en el análisis de productos de origen natural en extractos de diversas plantas y también tiene relevancia en la prueba de presencia de drogas en la orina, en la sangre y en otros fluidos biológicos. Es posible detectar cantidades ínfimas de drogas en muestras de diverso origen, lo que tiene múltiples aplicaciones en medicina forense, en tratamientos de rehabilitación, en el área del deporte, en la selección de personal, etc.

Evaluación

En la evaluación es importante averiguar en qué medida los estudiantes se han familiarizado con lo más elemental de las técnicas cromatográficas, con sus fundamentos, con el modo de ser realizadas, su utilidad y con el significado de los conceptos básicos: ¿Por qué se denomina cromatografía? ¿Qué es el fenómeno de partición? ¿Qué relación tiene éste con la técnica anterior? ¿Qué significa eluir un cromatograma?

En relación con los OFT se debe evaluar el interés de alumnas y alumnos por conocer la realidad y su capacidad para utilizar conocimientos ya adquiridos y la información bibliográfica contenida en revistas, textos o enciclopedias e informática.

También es importante que los estudiantes expresen su comprensión de la relación entre la técnica cromatográfica y su utilización en variados campos de trabajo de interés para la sociedad (química forense, química orgánica de productos naturales, investigación de nuevos fármacos, etc.).

La comprensión de la teoría de Arrhenius podrá ser evaluada a través de la exposición de los estudiantes de propiedades características que dependen de la disociación iónica en solución. Del mismo modo, se puede evaluar el grado de comprensión alcanzado respecto de la distinción entre ionización y disociación, y de su comprensión como fenómenos relacionados pero no de idéntica naturaleza.

Actividad 5

Se informan sobre descubrimientos de química que han significado un valioso aporte a la medicina y acerca de los trabajos de un notable investigador que fue laureado con el premio Nobel de química y que, además, recibió más tarde el premio Nobel de la Paz: Linus Pauling.

Ejemplo

- Realizan una investigación biográfica sobre Marie Curie y debaten algunos de sus descubrimientos y su contribución al diagnóstico clínico.
- Indagan acerca de la personalidad del químico Linus Pauling y comentan sus aportes en diversas áreas de la ciencia.
- Indagan acerca de algunos rasgos biográficos de Marie Curie (1867-1934) y de los trabajos que le merecieron, junto con Henri Becquerel, el premio Nobel de Física.
- Averiguan sobre los trabajos de Marie Curie por los que recibió, en 1911, el premio Nobel de Química.
- Indagan en relación a las aplicaciones de los descubrimientos de Marie Curie (reactores nucleares en la producción de electricidad, radiología, radioterapia del cáncer, prospecciones petrolíferas y la invención de armas nucleares).
- Discuten sobre el fenómeno de radiactividad en relación a los distintos modelos históricos del átomo y a los intentos de los alquimistas de descubrir una forma de realizar la transmutación de sustancias.
- Los estudiantes se informan sobre lo siguiente y exponen al curso mostrando en forma gráfica los conceptos involucrados:
 - Isótopos y factores que inciden en su estabilidad.
 - Desintegración radiactiva. Emisiones α , β y γ .
 - Método de datación del carbono-14. En qué se basa y para qué se utiliza.
 - Naturaleza de los rayos X. Utilización de los rayos X en la química, física y medicina.
 - Radioterapia. En qué se basa y para qué sirve.
- Debaten acerca de la responsabilidad de un científico que realiza un descubrimiento que luego es utilizado con fines de destrucción.

- Se informan acerca de la vida de Linus Pauling (1901-1994) y de las contribuciones que le valieron los premios Nobel de Química (1954) y de la Paz (1962), además del Premio Internacional Lenin para la Paz (1972).
 - ¿Con qué famosos científicos europeos trabajó Pauling en los inicios de su carrera?
 - ¿Cuál fue el aporte de Pauling a la investigación de las estructuras de las moléculas?
 - ¿Qué técnica utilizó Pauling cuya naturaleza había sido investigada por Marie Curie?
 - ¿Qué es la electronegatividad y qué importancia tiene la escala de electronegatividad desarrollada por Pauling?

INDICACIONES AL DOCENTE

En esta actividad es importante destacar los aspectos valóricos de la ciencia. Así por ejemplo, el descubrimiento de la radiactividad y de la fisión nuclear pueden considerarse a la luz de diversos aspectos valóricos:

- Esos descubrimientos llevaron más tarde a la fabricación de las armas atómicas que involucró un enorme cambio en la vida de la humanidad, primero luego de la masacre de Hiroshima y Nagasaki, después con la guerra fría que mantuvo en vilo a los seres humanos durante décadas frente a la amenaza de una guerra nuclear. Se han sumado a ello los problemas ambientales derivados de la eliminación de desechos radiactivos y del transporte de sustancias radiactivas por los océanos.
- La energía atómica, por otra parte, es utilizada en la producción de energía por muchos países que carecen de combustibles y de suficientes recursos hidrológicos. Se le usa también en la esterilización de instrumental médico y en la radioterapia del cáncer. Los isótopos producidos por diferentes tecnologías nucleares sirven para el diagnóstico y para el tratamiento de muchas enfermedades. Los isótopos también tienen importantes aplicaciones en la agricultura y en la investigación en muy diversas áreas.

Las contribuciones científicas de Linus Pauling son de gran importancia, pero él fue, además, uno de los científicos que durante el siglo XX contribuyó más eficazmente al fortalecimiento de la paz. En relación con los usos de la energía nuclear es importante que los estudiantes indaguen y conozcan cómo aportó Pauling, a través de su esforzada gestión, en lograr un desarme de las potencias nucleares, alcanzando los pueblos una relación más pacífica entre sí. Por ello se hizo acreedor del premio Nobel de la Paz en 1962, y también recibió posteriormente el Premio Internacional Lenin para la Paz (1972).

Un texto que puede ser un punto de partida adecuado para el debate sobre el uso de la energía nuclear se encuentra en Quim Com, Química en la Comunidad, Addison-Wesley Iberoamericana, México, 1998. (Cap. 5, Sección D. Cómo vivir con riesgos y beneficios).

Evaluación

Es conveniente evaluar en esta actividad el desarrollo de aspectos valóricos de alumnos y alumnas.

¿Cómo perciben el armamentismo? ¿Será movido por ansias de poder o quizá predominantemente por temor? ¿Qué rol desempeñan o deben desempeñar los científicos en áreas de trabajo que pueden ser utilizadas en la carrera armamentista? ¿Le asiste responsabilidad al que realiza un hallazgo científico o perfecciona una tecnología que claramente puede ser usada con fines bélicos? ¿Qué grandes conflictos ha sufrido la humanidad durante los siglos XIX y XX?

Pueden investigar el papel que jugó el físico Albert Einstein en la decisión del presidente norteamericano Franklin D. Roosevelt de impulsar la construcción del primer artefacto nuclear a través del proyecto Manhattan (1942-1945). Realizan un debate entre dos grupos: uno de abogados defensores de Einstein, otro de acusadores. Esta puede ser una buena oportunidad para evaluar las posiciones valóricas de los estudiantes y cómo perciben la ciencia en relación con la sociedad.

Actividad 6

Alumnos y alumnas adquieren el conocimiento sobre la teoría estructural enunciada por J. H. van't Hoff y J. A. Le Bel y valoran el aporte de esta teoría en la comprensión de aspectos y procesos fundamentales de la química de la vida.

Ejemplos

- Alumnas y alumnos se informan acerca de rasgos biográficos de J. H. van't Hoff y J. A. Le Bel.
- Manipulan modelos moleculares hasta comprender el fundamento de la teoría de van't Hoff y Le Bel acerca del carácter tridimensional de ciertas moléculas derivadas del carbono, en las cuales cuatro átomos y/o grupos se encuentran unidos a dicho átomo.
- Emplean modelos moleculares muy simples, en los cuales el átomo de carbono es el átomo tetraédrico central, y construyen moléculas verificando la verdad de las siguientes afirmaciones:
 1. Sólo se puede construir un modelo molecular tetraédrico de fórmula CH_3Cl .
 2. Sólo se puede construir un modelo molecular tetraédrico para las fórmulas CH_2Cl_2 y CH_2ClBr .
 3. Es posible construir dos modelos moleculares para la fórmula CHClBrF .

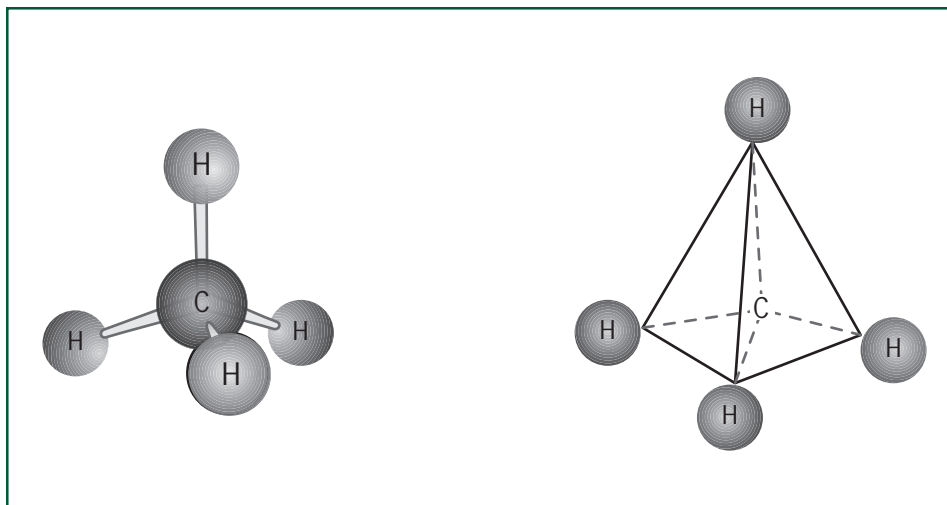
- Deducen desde una perspectiva objeto/imagen el concepto de asimetría o quiralidad de moléculas y de objetos.
- Reconocen la existencia de asimetría a nivel de objetos y adquieren una visión simplificada acerca de la interacción específica de moléculas biológicas en procesos relacionados con la química de la vida.

INDICACIONES AL DOCENTE

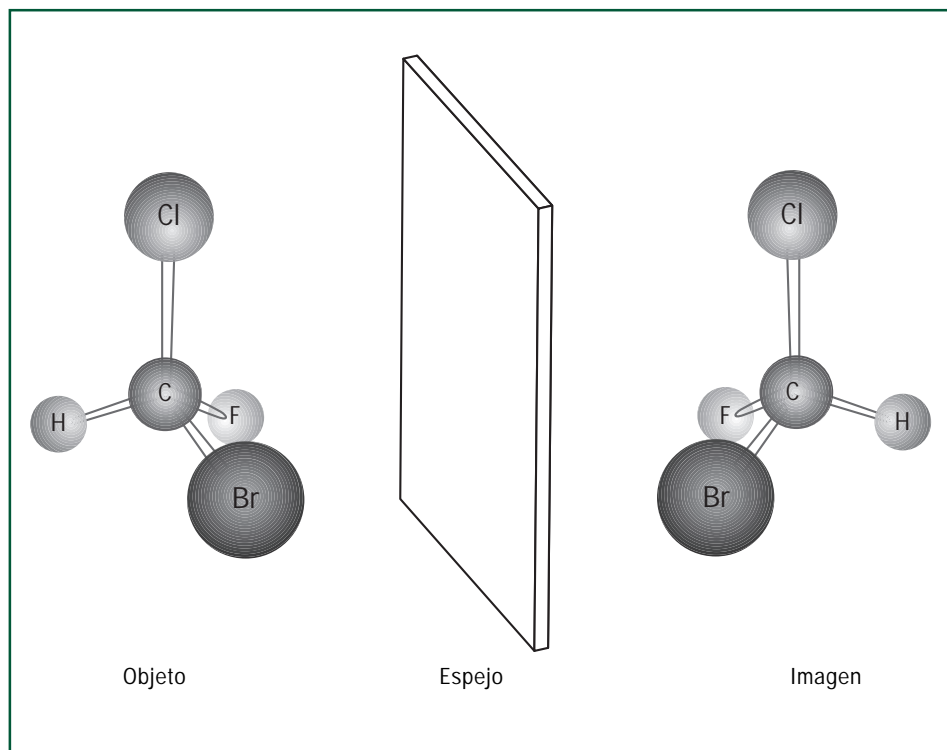
En 1874 J.H. van't Hoff y J.A. Le Bel describieron en forma independiente y casi simultánea una brillante teoría estructural que estableció las bases fundamentales sobre la forma tridimensional de moléculas derivadas del átomo de carbono. Estos autores proyectaron a nivel tridimensional las fórmulas estructurales que ya habían sido descritas por Kekulé, Couper y Butlerov. Dicha teoría establece que los enlaces del átomo de carbono, por ejemplo, en el metano, se localizan espacialmente en la dirección de los vértices de un tetraedro regular. Si a los cuatro vértices se unen cuatro átomos o grupos diferentes, la molécula puede existir en dos formas distintas.

Para la mejor comprensión de la teoría sobre la tridimensionalidad molecular es apropiado el ejercicio de construcción y visualización de moléculas como: CH_3Cl , CH_2Cl_2 y CH_2ClBr .

Estructura tetraédrica del metano

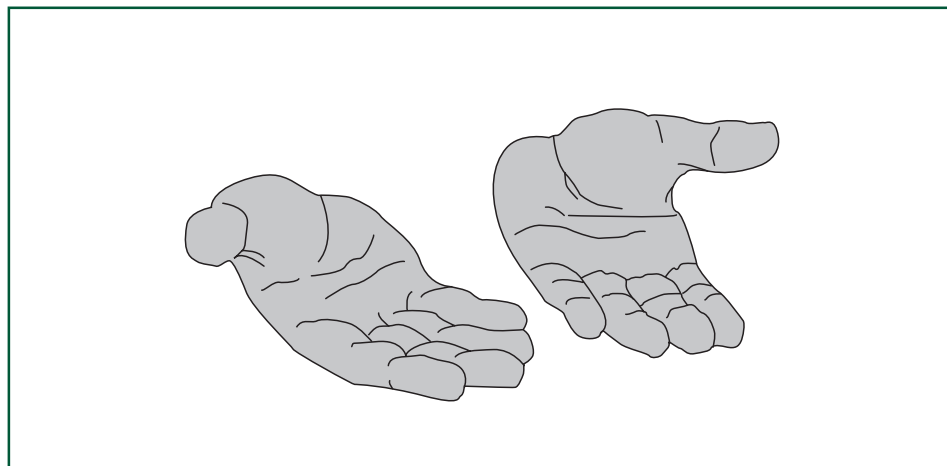


En el caso de la estructura de la molécula de CHClBrF resulta necesario construir dos modelos con los cuales se pueda comprobar que uno de ellos corresponde al objeto y el otro a su imagen en el espejo. Cuando se manipulan adecuadamente dichos modelos es posible demostrar que no se pueden superponer entre sí. Se recomienda mostrar la superposición de dos modelos de la molécula de CH_3Cl , lo que puede ser logrado por rotaciones.

Dos estructuras diferentes de la molécula CHClBrF 

Los dos modelos moleculares de fórmula CHClBrF se examinan y se constata que son diferentes puesto que no se pueden superponer entre sí. Inferen de esta comprobación que estas estructuras corresponden a sustancias diferentes. Esta situación se compara con nuestras manos derecha e izquierda: Las manos derecha e izquierda son aparentemente iguales pero no se pueden superponer. Aquí se trabaja con el concepto imagen-objeto.

Las manos tienen entre sí una relación imagen/objeto



Cuando un objeto y su imagen especular no se superponen, se dice que el objeto es quiral. El término quiral deriva de la palabra griega “cheir” que significa mano. Este concepto se extiende a la molécula de fórmula CHClBrF que, por presentar dos posibles arreglos de los cuatro átomos en torno del átomo de carbono, posee dos estructuras las cuales muestran una relación imagen/objeto al igual que las manos; una estructura corresponderá a la mano derecha y la otra a la mano izquierda. Se deduce en consecuencia que las estructuras de fórmula CH_3Cl , CH_2Cl_2 y CH_2ClBr , en las cuales su imagen especular se superpone con el objeto corresponderán a moléculas aquirales; en consecuencia, una sola estructura es posible para estas fórmulas. El mejor procedimiento para la comprensión de la quiralidad es mostrar a los estudiantes por medio de un espejo, que la imagen de la mano derecha corresponde a la mano izquierda y que ambas manos, derecha e izquierda, son diferentes puesto que no se pueden superponer.

Es interesante plantear a los alumnos y alumnas acerca de la quiralidad de nuestro cuerpo recurriendo a la comparación con su imagen especular. Todos estos procesos mentales de giros imaginarios requieren cierta destreza, la cual se adquiere a través de la observación de objetos reales. En este sentido, los alumnos y alumnas deben trabajar con diferentes elementos de nuestro quehacer cotidiano para comprobar el concepto de quiralidad (dos objetos de una misma serie por ejemplo: dos martillos, dos sillas, un par de calcetines, un par de guantes, dos resortes o espirales de sentido derecho e izquierdo, dos tornillos, etc.). Una situación interesante se puede comentar para demostrar que las manos no son superponibles y es empleando un par de guantes; en la mano derecha sólo ajusta el guante derecho y lo mismo ocurre con la mano izquierda. Si ambas manos fueran superponibles o “iguales” los guantes serían intercambiables pero no lo son. Se puede además concluir que cada guante (por ejemplo, el derecho) es quiral porque no es superponible con el otro (izquierdo).

Se advierte a los alumnos y alumnas que la quiralidad es una propiedad ampliamente extendida. El cuerpo humano es estructuralmente quiral puesto que, por ejemplo, el corazón se encuentra localizado en el lado izquierdo y el hígado a la derecha del mismo (la imagen especular de nuestro cuerpo no se superpone con nuestro cuerpo-objeto). Muchas plantas trepadoras se adhieren en forma de espiral-derecha o espiral-izquierda. La mayoría de las moléculas que elaboran las plantas y animales son quirales y sólo una forma se encuentra en la especie correspondiente.

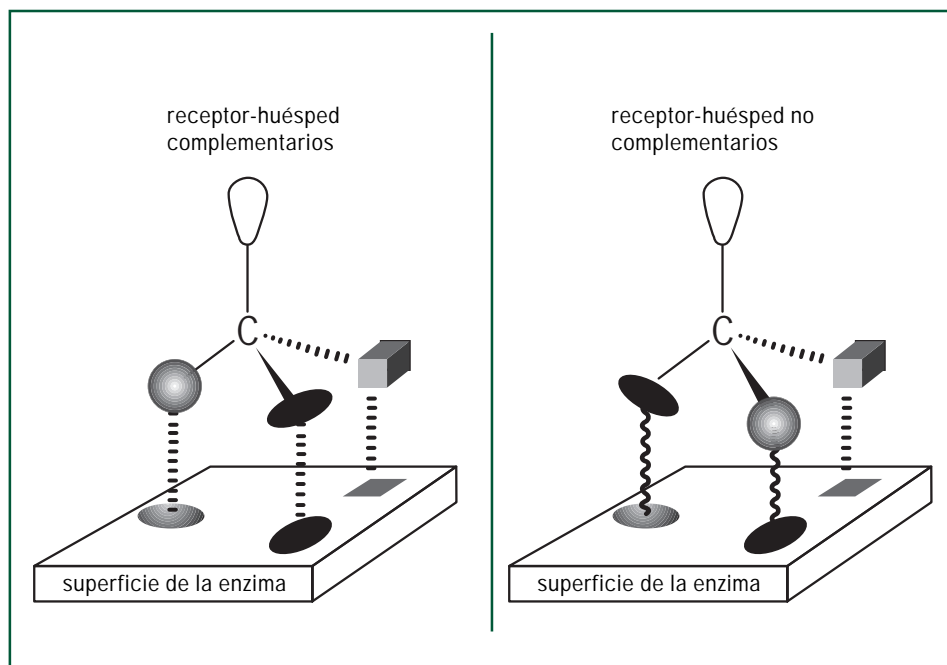
Las proteínas que realizan funciones biológicas variadas como catálisis y transporte de nutrientes y participan en la estructura ósea, se componen de fragmentos moleculares quirales conocidos como L-aminoácidos. Las imágenes especulares de los fragmentos anteriores denominados D-aminoácidos aparecen sólo en formas de vida inferiores como, por ejemplo, en la paredes celulares de ciertas bacterias. Diecinueve de los veinte aminoácidos naturales que forman parte de las proteínas naturales son quirales y todos ellos son clasificados como “mano-derecha”. Las moléculas de azúcares naturales son en su mayoría clasificadas como “mano-derecha”, incluyendo los azúcares del ADN. El propio ADN es una estructura helicoidal quiral y todos los ADN se encuentran plegados en el sentido derecha.

Las moléculas quirales pueden expresar su quiralidad diferente (derecha-izquierda) de diversas formas, por ejemplo, cómo interactúan con nuestro organismo. Una de las formas quirales del limoneno se encuentra en la naranja y le confiere el aroma característico a esta fruta. La otra forma quiral, que es la imagen especular de la anterior, se encuentra en el limón y corresponde al aroma particular de este cítrico. Este ejemplo indica que disponemos de receptores olfatorios

capaces de distinguir la diferente quiralidad del limoneno lo que significa que los sitios receptores deben también ser quirales para reconocer, al igual que los guantes, las dos estructuras diferentes del limoneno.

¿Por qué dos formas quirales de una misma sustancia difieren tan notablemente en sus propiedades biológicas? Para ejercer su acción biológica, una molécula debe “encajar” en un receptor quiral en el sitio de acción, de manera análoga a como una mano “encaja” en su guante correspondiente. Así como la mano derecha sólo ajusta en un guante derecho, una forma quiral sólo puede ajustar en un receptor quiral que tenga la forma complementaria adecuada. En la siguiente figura se ilustra esta situación entre una molécula quiral y un receptor biológico quiral. Una forma ajusta perfectamente en el receptor (sitio específico), pero la otra forma quiral (imagen especular) no es complementaria con el sitio o receptor biológico.

Interacción sustrato quiral-receptor biológico



El docente puede relatar a los alumnos y alumnas los efectos dramáticos que fueron provocados por la droga talidomida la cual posee quiralidad. De las dos estructuras de esta molécula una de ellas disminuye los síntomas de somnolencia característico del embarazo; sin embargo, la otra estructura que acompaña a la primera en la droga, es la responsable de los defectos de nacimiento de muchos niños cuyas madres ingirieron talidomida.

Evaluación

La evaluación deberá constatar que los estudiantes posean la destreza necesaria para comprender que los modelos moleculares permiten visualizar la tridimensionalidad de ciertas moléculas derivadas del carbono. Es fundamental también que se compruebe que los estudiantes, mediante la simple observación de un objeto o una molécula simple, deduzcan rápidamente la quiralidad o ausencia de esta característica.

En el plano de los OFT conviene evaluar la apreciación que hacen acerca de la trascendencia de los aportes de la teoría estructural de van't Hoff y J. A. Le Bel, que ha sido empleada por muchos científicos para interpretar aspectos fundamentales del mecanismo de acción de fármacos y otros procesos vitales.

La comprensión de la teoría estructural debe también evaluarse con moléculas derivadas del carbono que, en algunos sitios de la misma exhiban un carbono quiral. En este sentido, se sugiere mostrar estructuras que son activas como algunos fármacos, por ejemplo, el antiinflamatorio naproxeno, una droga o medicamento no esteroide de amplio uso en tratamientos antiinflamatorios, en que sólo una de las formas quirales es la activa.

Unidad 3

Introducción a la termodinámica

Contenidos

- Primer y segundo principio de la termodinámica.
- Utilización de tablas para evaluar entalpías de reacciones.
- Utilización de tablas de entalpía y de entropía para predecir la espontaneidad de reacciones químicas: relación entre entropía y desorden; distinción entre estabilidad cinética y termodinámica de un sistema en relación a un determinado proceso.
- Cálculo de constantes de equilibrio de reacciones en fase gas a partir de datos termodinámicos.

Aprendizajes esperados

Alumnos y alumnas:

- reconocen el primer principio de la termodinámica como un caso particular del principio de conservación de la energía;
- asocian el concepto de entropía al segundo principio de la termodinámica;
- calculan cambios de entalpías de reacciones y los relacionan con las energías de enlace;
- distinguen entre estabilidad cinética y estabilidad termodinámica de un sistema, y
- calculan constantes de equilibrio de reacciones simples en base a datos termodinámicos.

Orientaciones didácticas

En esta última unidad se cierra el círculo en la formación de los estudiantes del 3° Medio que eligieron tomar el curso diferenciado de Química. En efecto, en la formación general se comenzó por la unidad Nociones de reactividad y de equilibrio químico, que es una introducción elemental a la termodinámica, pero que debido a su carácter general en ella no pudieron ser abordados aspectos que sí son acometidos en esta sección, completando y profundizando la formación de los estudiantes.

Se mantiene en esta unidad el enfoque histórico, integrado a las unidades anteriores, pero es importante que el docente al interactuar con sus alumnos y alumnas en el proceso de aprendizaje de esta materia aclare que la química no podría apropiarse de la termodinámica. Su carácter general la sitúa por sobre aquella, también por sobre la física, la geología o la bioquímica. En realidad, la termodinámica se fue estructurando como una ciencia a partir de los aportes de investigadores de muy diversa formación, pero también como una herramienta para lograr comprender y perfeccionar inventos de interés práctico. Se ha dicho, por ejemplo, que la termodinámica debe a la máquina a vapor mucho más de lo que ésta debe a aquella. Esto quiere decir que las bases termodinámicas del funcionamiento de una máquina a vapor, principalmente los ciclos termodinámicos en su relación con la segunda ley de la termodinámica y con el concepto de entropía, se desarrollaron mucho después de que James Watt, hacia 1770, diseñara exitosamente la máquina de vapor en la Universidad de Glasgow. Pero tampoco es justo decir que la máquina a vapor fue obra exclusiva de Watt: fueron muchos los que, en diversas épocas y lugares del mundo, contribuyeron a ello.

Fue el francés Sadi Carnot quien, cincuenta años más tarde, investigó cuidadosamente si era posible elevar el rendimiento de la máquina a vapor, publicando en 1824 sus *Reflexiones acerca del poder motriz del fuego*. Para ello utilizó la errada concepción del calórico, en boga en su época, llegando no obstante a concluir correctamente que la eficiencia de una máquina térmica ideal, sin considerar sus particularidades de diseño mecánico, depende sólo de la diferencia de temperatura de sus partes más calientes y más frías (la que se identifica con la temperatura exterior o temperatura del condensador del vapor) y no de la sustancia, vapor de agua o el fluido que sea, con la cual opera.

Los estudiantes podrán situarse ya a las puertas del desarrollo de la termodinámica como una verdadera ciencia: las contribuciones de Carnot permitieron más tarde, en la segunda mitad del siglo XIX, a R. Clausius en Alemania y a Lord Kelvin en Inglaterra, enunciar la segunda ley de la termodinámica e introducir el concepto de entropía, íntimamente asociado a la fracción de energía que no es aprovechable para realizar trabajo y que en el caso de la máquina a vapor es transferida en forma de calor al entorno.

De esta manera, alumnas y alumnos podrán seguir de cerca los aportes de muchos científicos a la química, entre los cuales cabrá destacar a J. W. Gibbs, que posibilitaron una aplicación directa de la termodinámica a los problemas de equilibrio químico y a la determinación de la factibilidad de los procesos. Justamente es en este punto donde, con el estudio del equilibrio químico, culmina el estudio de la termodinámica y de la historia de la química en este programa.

Los estudiantes deberán estar conscientes de que posteriormente hubo nuevos avances y que la contribución científica de Gibbs, Boltzmann y de muchos otros hombres y mujeres permitió unir la termodinámica con la teoría atómica de la materia a través de un tratamiento estadístico. Éste no detalla la suerte de cada una de las partículas, pero es capaz de calcular correctamente sus propiedades a partir de las propiedades generales atómicas y unos pocos postulados o principios de validez general.

Actividades genéricas y ejemplos

Actividad 1

Alumnas y alumnos expresan su comprensión de conceptos termodinámicos básicos y se introducen los conceptos de función y variable de estado.

Ejemplo

- Alumnos y alumnas precisan el significado de los conceptos de sistema termodinámico, entorno, procesos, variables y funciones de estado, espontaneidad e irreversibilidad.
- Primero el docente induce a los estudiantes a debatir acerca del significado de los conceptos básicos aprendidos en el curso de Química de 3° Medio, Formación General, particularmente en relación a los conceptos de sistema, entorno y procesos.
- El docente propone como ejemplos los siguientes sistemas y procesos. Los estudiantes identifican el sistema inicial y final como abierto, cerrado o aislado.

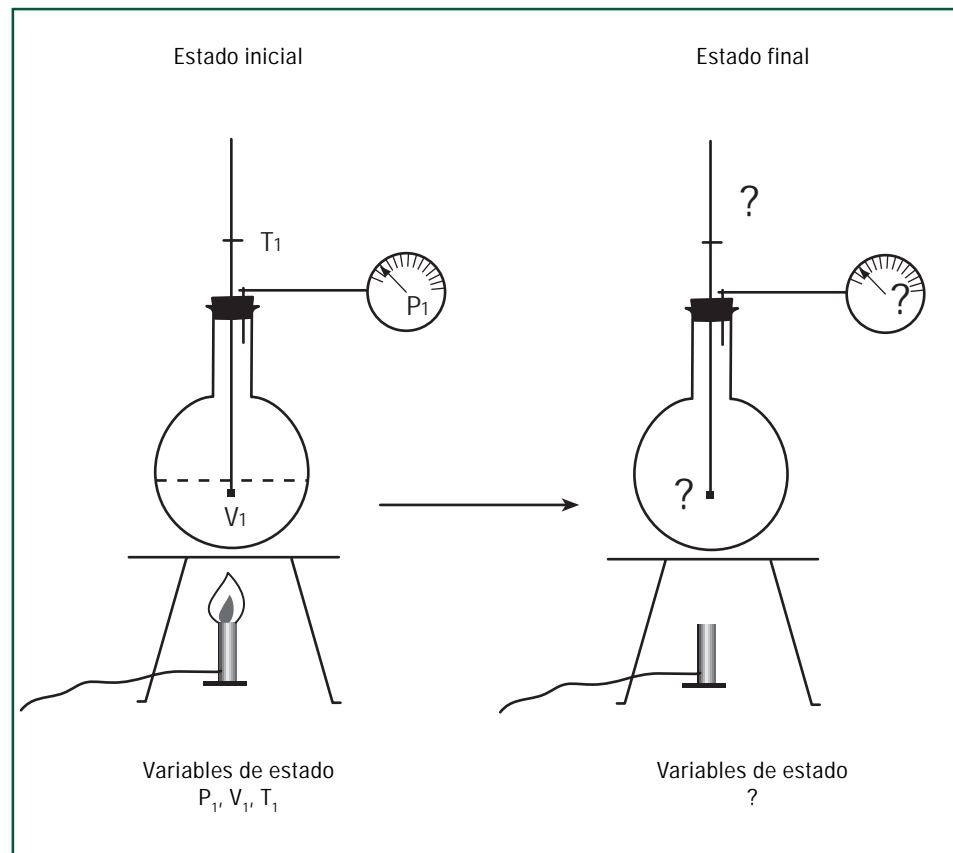
Sistema en el estado inicial	Sistema en el estado final	Proceso
Témpano de hielo caído de un ventisquero, flotando en el mar, en aguas a 5 °C.	Agua líquida.	¿Es el proceso endotérmico o exotérmico? ¿Reversible o irreversible?
Un terrario, que contiene una planta verde, herméticamente cerrado en una atmósfera compuesta sólo de una mezcla de CO ₂ y vapor de H ₂ O.	El mismo terrario, pero una vez que ha sido expuesto durante varias horas a la luz solar indirecta.	¿Es el proceso reversible o irreversible? ¿Aumentó o disminuyó la energía libre del sistema? ¿Es su composición química idéntica a la inicial?
Un cartucho de dinamita y un fósforo encendido.	Los gases y sólidos resultantes de la explosión de la dinamita.	¿Es el proceso reversible o irreversible? ¿Espontáneo o no espontáneo? ¿Exotérmico o endotérmico?

En base a la comprensión de los conceptos demostrada por los estudiantes, se les guía para que precisen su significado y los apliquen a nuevas situaciones.

- El docente define las variables de estado como las propiedades que caracterizan completamente el (estado del) sistema. Los estudiantes indaguen cómo caracterizarían los estados inicial y final de los sistemas antes descritos en relación a su temperatura, al volumen que ocupan, su presión y composición química.

En general, la función de estado de un sistema podrá ser definida por el profesor o la profesora como una propiedad que depende de los valores de las variables de estado. Así por ejemplo, la función de estado energía (interna) de un sistema no reactivo constituido de un componente depende de sólo tres variables de estado: presión, volumen y temperatura.

- La siguiente figura podrá ser útil para que los alumnos y alumnas indaguen acerca de cómo cambian las variables de estado en el proceso de calentamiento de un líquido contenido en un recipiente hermético, traslúcido y resistente, que está provisto de termómetro y manómetro.



Los estudiantes indican las variables de estado del sistema en su estado final y proponen para éste las lecturas en las escalas del termómetro y del manómetro, así como el nivel estimado para el volumen del líquido.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que el docente introduzca los conceptos de variable de estado y de función de estado, ampliando los conocimientos que los estudiantes ya poseen. Su utilidad es considerable ya que permitirá a alumnas y alumnos distinguir variables de estado de otras que no lo son, y que son irrelevantes con respecto a la suerte o estado de un sistema o que pueden ser calculadas a partir de ellas.

Las funciones de estado completan el marco teórico, reduciendo la descripción completa de un sistema a unas pocas funciones simples. De este modo, es importante que los estudiantes identifiquen la energía interna, la entalpía, la entropía y la energía libre como funciones de estado y que, luego, en el contexto de la primera ley de la termodinámica, reconozcan que calor y trabajo, independientemente considerados, no son funciones de estado pero que, sin embargo, en forma conjunta se componen para dar los cambios de la energía interna de un sistema que sí es una función de estado.

Evaluación

Los logros de los estudiantes podrán ser evaluados en relación a su grado de comprensión de los conceptos involucrados en esta actividad, a su capacidad para explicarlos a sus compañeros y a aplicarlos a situaciones simples. Estas deberán ser concretas y responder a la experiencia común de los estudiantes: calentar agua para un té, disolver sal en el caldo, exponerse al viento luego de bañarse en un río, prender un fósforo, etc.

El desarrollo de esta actividad es también una ocasión apropiada para evaluar los avances alcanzados en relación a los OFT:

- la capacidad de utilizar fuentes de información bibliográfica e informática y de aplicar los conocimientos ya adquiridos;
- el desarrollo del espíritu crítico e informado; la fundamentación en las respuestas, el rigor expresado en conductas apropiadas como, por ejemplo, no aventurar un juicio sin estar en condiciones de defenderlo con buenos argumentos ante sus pares;
- el interés de aprender, de transmitir conocimiento a otros y la expresión de compañerismo apoyando a los compañeros y compañeras en su proceso de aprendizaje.

Actividad 2

Se enuncia en forma general el primer principio de la termodinámica (la energía del universo es constante) y se diferencia entre los conceptos de funciones de estado y funciones de camino.

Ejemplo

- Los estudiantes discuten el desarrollo histórico del primer principio de la termodinámica y debaten acerca de su significado y aplicaciones.
- Un grupo de estudiantes indaga sobre la generalidad del principio de conservación de la energía aplicado a diversos sistemas y procesos.
- Otro grupo de alumnas y alumnos investiga sobre aspectos históricos del primer principio de la termodinámica.

El docente explica que la termodinámica distingue dos maneras en que un sistema puede recibir o liberar energía: calor (q) y trabajo (w).

- Alumnos y alumnas debaten sobre qué tipos de trabajo puede intercambiar un sistema con su entorno.

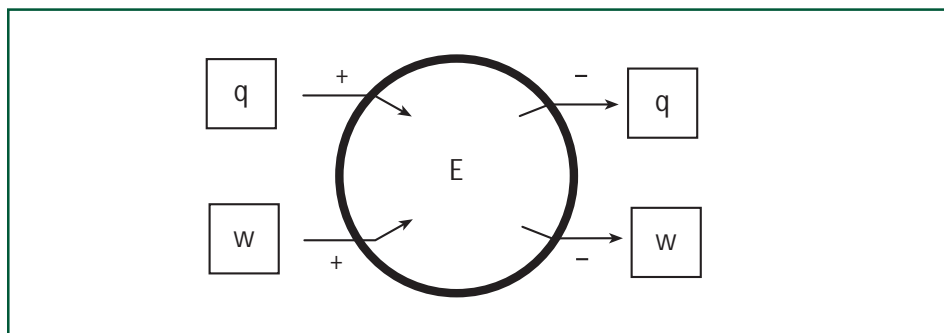
El docente complementa las proposiciones de los alumnos con otros tipos de trabajo: mecánico, eléctrico, elástico, etc.

Los estudiantes intentan encontrar ejemplos en los que un sistema intercambie esos tipos de trabajo con el entorno. El docente puede orientar, a través de preguntas, a alumnos y alumnas a comprender qué tipo de trabajo es, por ejemplo:

- el que realiza el motor a explosión de un vehículo;
 - el que entrega un resorte comprimido al que se deja oscilar;
 - el que provee una pila seca que está conectada a un circuito.
- Se invita a los estudiantes a deducir si en los casos anteriores se produce también intercambio de calor.
 - Alumnos y alumnas indagan acerca del significado de la energía interna: ¿por qué se le llama “interna”? ¿qué tipos de energía incluye?
 - Finalmente, el docente formula matemáticamente el primer principio de la termodinámica:

$$\Delta E = q + w$$

y define el signo algebraico del calor y trabajo usando un esquema, por ejemplo:

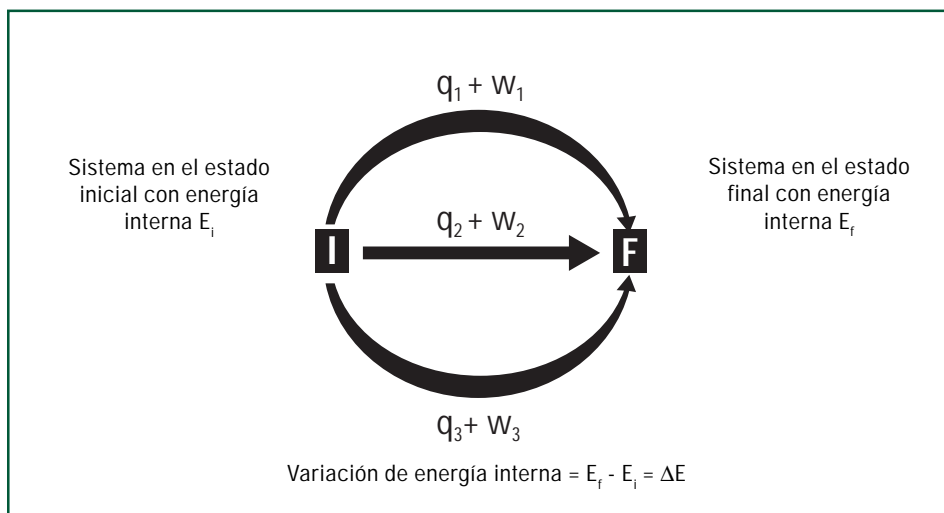


- Los estudiantes debaten en torno a la comprensión que han alcanzado acerca del primer principio de la termodinámica.

En este punto conviene desarrollar los conceptos de *funciones de estado* y *funciones de camino*.

- El docente señala que la energía interna es una *función de estado* y que el cambio de energía de un sistema depende sólo de los estados final e inicial y es siempre la misma para todos los caminos posibles. Explica, además, que calor y trabajo no son funciones de estado sino *funciones de camino* y que, por lo tanto, su valor depende del camino o manera en que el sistema es llevado de un estado al otro.

Los estudiantes comprenderán que existen muchas maneras (en realidad, infinitas) de producir un mismo cambio en las variables de estado con distintos aportes de calor y trabajo.



Los estudiantes podrán comprender que en el esquema anterior diferentes aportes de calor y trabajo se suman resultando un mismo incremento de energía interna, ΔE . En otras palabras, $q_1 + w_1 = q_2 + w_2 = q_3 + w_3 = \dots = \Delta E$, tal como, por ejemplo, existen infinitos pares de números reales cuya suma es 8,

$$6 + 2 = 5 + 3 = 0,3 + 7,7 = 0,31 + 7,69 = \dots = 8$$

- El docente propone a alumnas y alumnos aplicar el primer principio y debatir lo que sucede en los siguientes casos particulares:
 - Un sistema es sometido a un cambio en ausencia de trabajo. En el caso de una pila, por ejemplo, se deja que se descargue sola.
 - Un sistema está aislado e impedido de transmitir calor, pero sus límites permiten que transfiera trabajo.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que los estudiantes debatan ampliamente el significado del concepto de energía interna, aunque pueda resultar más simple hablar sólo de *energía*. Es preferible que se debata la energía interna como la propia de las partículas de un sistema y de todas sus interacciones. De este modo, se debe incluir dentro de la energía interna las contribuciones debidas a la energía cinética de las partículas, a la energía rotacional y vibracional, así como la energía electrónica, esto es, la energía resultante de las interacciones mutuas entre los núcleos y electrones de las moléculas. Cabe señalar, además, que en un gas ideal se supone que no existen interacciones entre los átomos o moléculas que lo componen.

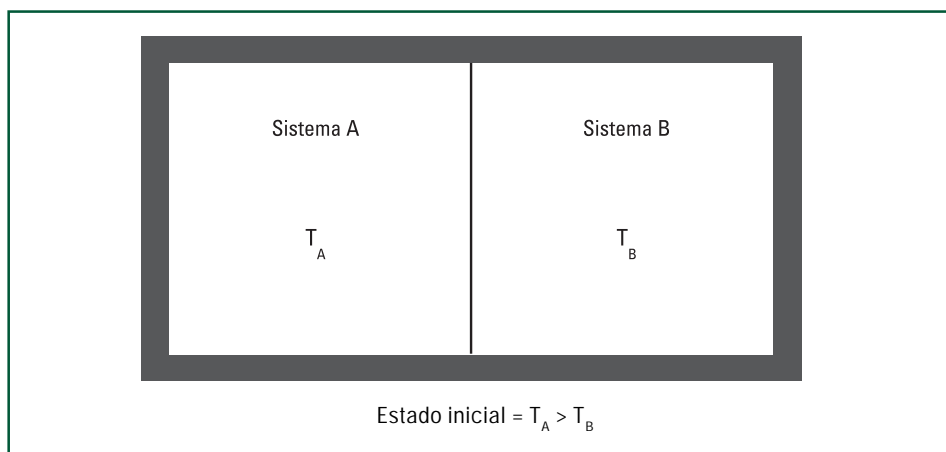
Evaluación

Las actividades propuestas en el ejemplo pueden ser utilizadas para evaluar los progresos realizados por los estudiantes en la comprensión de los conceptos básicos de la termodinámica y del primer principio.

Por otra parte se podrán plantear problemas simples para que los alumnos y alumnas los resuelvan:

- Una linterna que funciona con pilas secas es encendida y dejada en un recipiente aislado. Se define el sistema como el recipiente y su contenido. ¿Qué clase de trabajo realizó la pila? ¿Qué predicción podríamos hacer en relación a la energía (interna) del sistema una vez que la pila se ha descargado por completo? Ahora, si se divide el sistema en varias partes o subsistemas, uno de los cuales es la pila: ¿qué se puede decir respecto de su energía interna final?

- Imaginar un sistema cerrado y rígido que es enfriado poniéndolo en contacto a través de su única pared conductora del calor con otro sistema similar a menor temperatura. Escriba una relación en la que se aplique la primera ley de la termodinámica a cada uno de estos sistemas y al “hipersistema” definido como el conjunto de ellos.



Actividad 3

Aprenden el uso de tablas de entalpía para calcular el calor intercambiado por un sistema a presión constante y lo relacionan con las energías de enlace.

Ejemplo

- Indagan y debaten sobre el desarrollo histórico del concepto de calor.
- Calculan la entalpía de combustión del hidrógeno y del metano (g) a partir de valores de tabla y los comparan con los valores obtenidos a partir de las energías de enlace.
- Un grupo de estudiantes indaga acerca de la teoría del calórico y de cómo el concepto de calor fue evolucionando hasta llegar a su acepción actual.

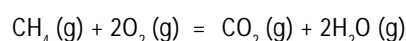
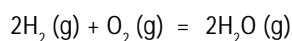
El docente recuerda a los alumnos y alumnas que la entalpía fue definida como una función de estado, y que el cambio de entalpía es igual al calor intercambiado entre el sistema y su entorno a presión constante. En forma general, la entalpía se define como la suma de la energía interna del sistema, E , y el producto de la presión y su volumen:

$$H = E + pV$$

De allí, entonces, que a presión constante se cumple que el cambio de entalpía es $\Delta H = \Delta E + p\Delta V$. El docente explica que el término $p \cdot \Delta V$ es un término de trabajo asociado al cambio de volumen del sistema y que, según la convención adoptada, el trabajo realizado por el sistema tiene un signo algebraico negativo, $p \cdot \Delta V = -w$

$$\Delta H = \Delta E - w$$

- Luego los estudiantes indagan sobre la razón por la que en procesos (incluyendo reacciones químicas) en que sólo intervienen sólidos y líquidos o en aquellos procesos en los cuales no hay variación en la cantidad de moles entre reactantes y productos el cambio de entalpía es numéricamente igual al cambio de energía interna.
- El docente propone algunas reacciones entre gases; alumnas y alumnos las balancean hasta que su estequiometría sea correcta y deciden si la aproximación anterior se aplica. Estas reacciones pueden ser, por ejemplo:



- A continuación, el docente pregunta a los estudiantes qué ocurrirá respecto al término w (o ΔH relativo a ΔE) en los procesos (incluidas reacciones químicas) en los que participan sólo sólidos y líquidos.

Concluyen finalmente, apoyados por el docente, que en esos casos el término de trabajo w es nulo o muy pequeño en relación con ΔE y numéricamente las variaciones de entalpía son aproximadamente iguales a las de energía interna. Es decir, llegan a concluir que en esos casos $w \ll \Delta E$, y entonces se aproxima:

$$\Delta H \approx \Delta E$$

A presión constante $\Delta H = q$ y por lo tanto, reemplazando arriba, se obtiene

$$q \approx \Delta E$$

Y en consecuencia, comprenden la razón de ser de la aproximación:

El calor intercambiado a presión constante, que es igual a ΔH , es para una reacción química aproximadamente igual a la variación de energía interna, ΔE .

Esto es válido para todas las reacciones en que sólo intervienen sólidos y líquidos, así como también para reacciones entre gases en las que se cumple $\Delta n = 0$.

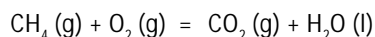
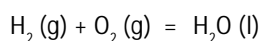
El profesor o la profesora explica a los estudiantes que la *entalpía es función de la temperatura, presión* y el número de moles. Por ese motivo, se tabulan los valores de

las entalpías molares a una cierta temperatura y presión, normalmente a 25 °C (298 °K) y 1,0 atm, indicándose ello así:

$$\Delta H_{298}^{\circ} \text{ (kJ/mol)}$$

El docente agregará que como sólo es posible calcular cambios de entalpía y ésta depende del estado físico *se ha convenido en asignar una entalpía cero a todos los elementos químicos en sus formas estables a 25 °C y 1,0 atm.*

- Se presenta a los estudiantes tablas con las entalpías de formación de diversos compuestos y las utilizan para calcular la entalpía de la reacción de combustión de hidrógeno y de metano:



- Igualan las ecuaciones anteriores.

A continuación calculan la entalpía de esta última reacción, pero para el caso en que el agua resultante se encuentra al estado vapor.

- Finalmente elaboran un ciclo termoquímico, para esta última reacción, en términos de energías de enlace y estiman la entalpía de reacción haciendo uso de los valores de las energías de enlace.
- Comparan la entalpía de reacción obtenida con la que se calcula a partir de las energías de enlace.

INDICACIONES AL DOCENTE

Los estudiantes ya conocen la ley de Hess. En este ejemplo podrán valorarla dentro de la perspectiva más general e integradora de la termodinámica.

Es muy importante que alumnos y alumnas comprendan que la entalpía es una propiedad que depende de la temperatura y de la presión, por lo que es necesario especificarlas. Para un sistema de composición variable, lo que se refiere en general a los sistemas reactivos, la entalpía depende, además, de la composición química.

Evaluación

La evaluación puede dirigirse en esta actividad a evaluar la capacidad de los estudiantes para elaborar con mayor detalle, interpretar y explicar las conclusiones que se desprenden de los ejemplos. Se podrá prestar especial atención al correcto uso del lenguaje científico, al grado de comprensión de los conceptos y a la capacidad de explicarlos a sus compañeros.

Para evaluar esta actividad, los estudiantes pueden realizar un trabajo bibliográfico sobre los aportes de G. H. Hess (1802-1850) a la fundamentación de la termodinámica, particularmente en la llamada “ley de las sumas constantes de los calores”. ¿Por qué se le considera uno de los precursores de la termodinámica? En la perspectiva actual, ¿podríamos prescindir de la ley de Hess? Fundamentar la respuesta.

Otra actividad de evaluación interesante es que los estudiantes indaguen acerca del cambio de entalpía que involucra el proceso $C(s, \text{grafito}) \rightarrow C(s, \text{diamante})$ o el proceso inverso. Para ello pueden consultar la página web <http://www.sunderland.ac.uk/~hsObcl/td23.htm> en la que ello se explica en forma muy simple. Dicha página está en idioma inglés, pero el texto no es extenso y hay cuadros que facilitan su comprensión.

La actividad anterior permitirá, además, evaluar aspectos de los OFT: constancia, rigor, capacidad de trabajar en equipo (por ejemplo, para realizar la traducción), uso apropiado de recursos informáticos, capacidad de extraer información en forma fiel si ella está contenida en otro idioma.

Actividad 4

Debaten acerca de la información nutricional de diversos alimentos y la relacionan con datos termodinámicos.

Ejemplo

- Debaten si desde el punto de vista nutricional todos los alimentos son más o menos equivalentes. Relacionan información nutricional de los alimentos con los cambios de entalpía asociados a su combustión.
- El docente invita al debate proponiendo si, dada la información nutricional que ellos manejan, da lo mismo ingerir una misma masa, por ejemplo 100 g, de los siguientes alimentos:
 - queso
 - leche
 - uva

- pasas
- almendra
- zanahoria

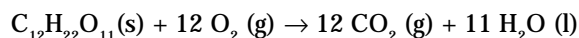
Si el valor energético de estos alimentos no es el mismo, en cuál de ellos será superior y en cuál inferior. Realizan predicciones e intentan fundamentarlas.

Los estudiantes intercambian sus puntos de vista y finalmente se informan en fuentes confiables acerca del valor energético de esos alimentos.

- Comparan los valores informados en las tablas con sus predicciones e intentan hallar algún criterio que permita, de manera aproximada, predecir entre dos alimentos cuál será el que tiene mayor valor energético.
- Debaten si un alimento con alto valor energético es necesariamente un buen alimento. Proponen para la discusión los siguientes alimentos: azúcar, aceite, pescado, carne magra de vacuno.
- Indagan cómo se determina experimentalmente el valor energético de los alimentos. Para ello el docente da algunas palabras claves: *calor de combustión, calorímetro, y valor (o contenido) energético.*

INDICACIONES AL DOCENTE

El contenido energético de un alimento se determina por combustión en un aparato (calorímetro). Así, por ejemplo, cuando se quema una cucharada de sacarosa (azúcar) se desprende una cierta cantidad de calor y se forman los productos CO_2 gaseoso (g) y H_2O líquida (l).



Es importante indicar, en todas las ecuaciones, el estado físico de las sustancias tal como ellas se encuentran al estado puro, a una presión normal de 1 atm y a una temperatura de 25 °C. Ello es necesario porque la entalpía depende de su estado físico, de la temperatura y presión. El cambio de entalpía de una reacción es diferente si un producto o reactante se halla, por ejemplo, al estado líquido o gaseoso. En la reacción dada por la ecuación anterior, el agua se encuentra al estado líquido, pero si se encontrase al estado vapor se debería aportar la entalpía necesaria para vaporizar el líquido; esto es la entalpía de vaporización. El calor desprendido en el proceso sería entonces menor en esa cantidad si se compara con el calor desprendido en la reacción en que el producto final es agua líquida.

Es importante recordar que la combustión en un calorímetro se realiza a volumen constante, lo que implica que $Q = \Delta E$ pero en el caso de la sacarosa $\Delta V \approx 0$, y por lo tanto $\Delta E \approx \Delta H$.

El calor intercambiado en la reacción descrita por la ecuación anterior será idéntica, si se hace a presión constante, por ejemplo, a la obtenida cuando la misma masa de azúcar sirve como alimento y es metabolizada a través de una serie de complejos procesos en un organismo vivo para producir los mismos productos finales. Podríamos decir que en el ser vivo se produce una “combustión

celular lenta” sin llama, pero generando la misma energía calórica porque los estados iniciales y finales son, en ambos casos, idénticos (a presión constante).

Es importante que el docente recuerde a las alumnas y alumnos que el calor desprendido o absorbido a presión constante es idéntico al cambio la variable de estado entalpía, ΔH .

$$Q_p = \text{calor intercambiado a } p \text{ cte} = \Delta H = \text{entalpía final del sistema} - \text{entalpía inicial del sistema}$$

Datos del valor energético de diversos alimentos se encuentran en las tablas del apéndice de Quim Com, Química en la comunidad, Addison Wesley, Longman. México, 1995. Se debe atender a que los valores están referidos, en general, a diferentes masas y por ello conviene que los estudiantes ejerciten cómo realizar un simple cálculo para que la energía se refiera a una misma masa, por ejemplo, 100 g de alimento.

Evaluación

Es importante en esta actividad evaluar la comprensión alcanzada por los estudiantes respecto de las entalpías o calores de combustión y del valor energético de los alimentos.

¿Cómo se explica que se hable indistintamente de calor y de entalpía de combustión?

¿En qué unidades físicas se mide el calor de combustión?

¿Depende el valor energético de un alimento de la cantidad ingerida?

El valor energético de las zanahorias es muy bajo. ¿Por qué es posible alimentar un conejo con ellas y éste aumentará de peso de manera importante?

¿En que se diferencia, con respecto a la asimilación, el sistema digestivo de un conejo y del ser humano?

El siguiente trabajo puede servir para evaluar a los estudiantes, considerando también aspectos valóricos.

Indagan acerca del valor energético de la ingesta diaria promedio de los habitantes de:

- Chile
- India
- Estados Unidos
- Alemania Federal
- Africa Central (un país cualesquiera de esta región)

¿Qué concluyen de los valores informados?

¿Qué sugerirían si estuviesen a cargo de un programa de nutrición a nivel mundial?

¿Cómo implementarían, concretamente, las medidas que proponen?

¿Qué proposición harían para aprovechar el exceso de recursos alimentarios en países desarrollados del hemisferio norte, destinándolos a otros países en los que hay gran escasez de ellos?

¿Con qué argumentos intentarían convencer de lo contrario a un ejecutivo de una gran empresa de alimentos que opina que una parte de la producción debe ser destinada al consumo animal, a muy bajo precio, para que se produzca un aumento de la demanda que haga subir el precio del producto?

Actividad 5

Se introduce la segunda ley de la termodinámica y se relacionan los cambios de entropía de una máquina térmica con la fracción de energía calórica que no es utilizable como trabajo.

Ejemplo

- Se aborda la segunda ley de la termodinámica desde un punto de vista práctico. Se relaciona el concepto de entropía con ideas elementales de mecánica estadística.
- Alumnas y alumnos indagan acerca de la invención de la máquina a vapor, en qué consiste, cuáles fueron las innovaciones más destacadas para optimizar su funcionamiento y qué impacto tuvo dicha invención en la revolución industrial.
- El docente enuncia la segunda ley de la termodinámica y los estudiantes debaten sobre lo que han comprendido.
- Dibujan un esquema de una máquina térmica, los reservorios a una temperatura superior e inferior y las relaciones de calor y trabajo que resultan.
- El docente propone una máquina térmica que funciona a una temperatura del hervidor de 100 °C, mientras que el condensador se encuentra a 0 °C.

¿Qué fracción del calor cedido por la fuente caliente es convertido en trabajo mecánico? Alumnos y alumnas hacen apuestas al respecto. ¿Será un 80% o quizás un 50%, o tal vez sólo un 30%?

- Intentan comprender cómo se aplica la segunda ley a las máquinas térmicas y discuten el significado de la relación que permite calcular su rendimiento o eficiencia:

$$\eta = (T_1 - T_2) / T_1$$

- Calculan la eficiencia para el caso de la máquina térmica antes propuesta y comparan el resultado (26,8%) con sus predicciones.
- Contrastan la asimetría de las conversiones de trabajo en calor y viceversa. Buscan ejemplos comunes en los que hay conversión de trabajo en calor por ejemplo, el calor transformado a partir de energía mecánica por el roce entre dos superficies, el calentamiento de la broca de un taladro o de un alambre que es doblado repetidamente, la acción de la corriente eléctrica (trabajo eléctrico) sobre una resistencia, etc.
- Luego imaginan que se inventan dispositivos para revertir los procesos anteriores: la superficie y el bloque se enfrían y éste comienza a moverse en dirección opuesta a la

que traía; la broca y el cuerpo horadado se enfrían y comienza a girar el taladro sin estar enchufado; el alambre se enfría y ejecuta movimientos de deformación, la resistencia se enfría y comienza a circular corriente eléctrica por el circuito en dirección contraria a la original, etc.

¿Qué tienen en común todos estos procesos imaginarios en relación a su espontaneidad y dirección en que ocurren? ¿Cómo se puede caracterizar el calor, si se piensa que está “almacenado” como energía cinética de las partículas que componen la materia, referido a los movimientos macroscópicos que lo generaron?

- Indagan sobre la contribución científica de L. Boltzmann y J. Gibbs en relación a la termodinámica.

El docente explica que un sistema evoluciona siempre hacia estados de mayor probabilidad y que, según Boltzmann, la entropía se define como $S = k \ln W$, en la que S es la entropía del sistema, k una constante de proporcionalidad llamada constante de Boltzmann y W la probabilidad del sistema.

Para explicar la probabilidad del sistema el docente puede valerse de un ejemplo muy simple: los estudiantes imaginan un “microsistema” consistente de dos partículas A y B de un gas encerradas en un volumen que se imagina constituido por n celdillas en las que puede ubicarse cada vez sólo una partícula. La partícula A (o B) se puede ubicar de n maneras diferentes, cada vez en una de las celdillas. La otra partícula B (o A) se ubicará, para cada una de ellas, de $n-1$ maneras (ya que no puede colocarse en la misma celdilla).

El número total de maneras de ubicar ambas partículas será $n(n-1)$ y si suponemos que n es un número enorme, entonces podemos aproximar:

$$n(n-1) \approx n^2$$

Se tiene, entonces, que $W \approx n^2$.

La probabilidad de este sistema simple será $S = k \ln n^2$. Si tenemos 10^{45} celdillas podemos calcular, reemplazando el valor de k ,

$$S = 1,38 \cdot 10^{-23} \ln 10^{90} \text{ J/K} = 2,86 \cdot 10^{-21} \text{ J/K}$$

Si bien este número es muy pequeño se puede imaginar qué sucedería si el número de celdillas se redujera a sólo 4. La probabilidad es ahora $4(4-1) = 12$ y la entropía se calcula

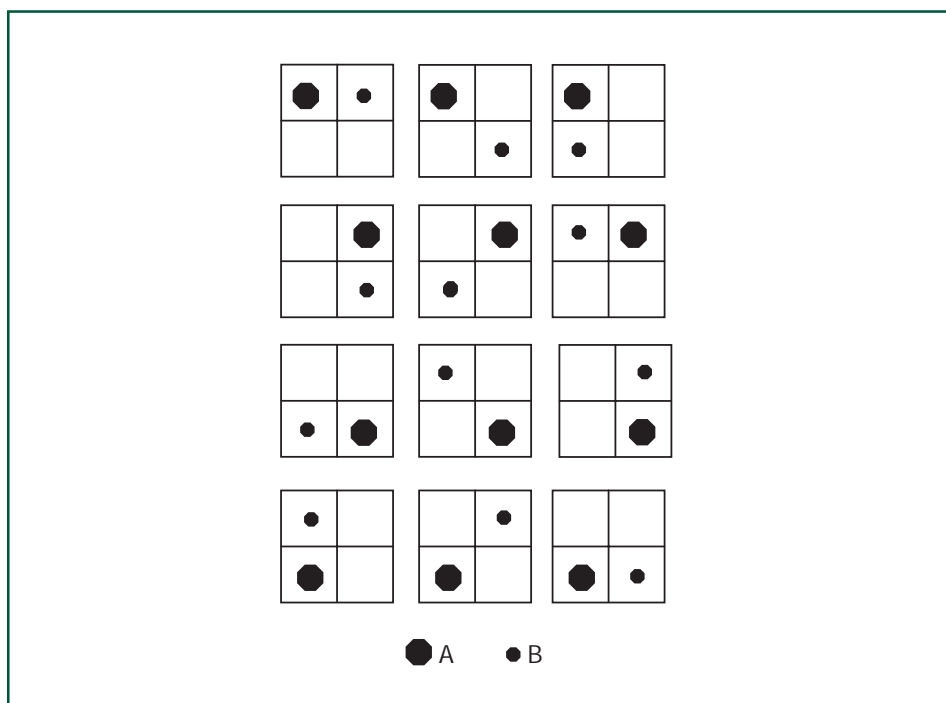
$$S = 1,38 \cdot 10^{-23} \ln 12 \text{ J/K} = 3,43 \cdot 10^{-23} \text{ J/K}$$

Los estudiantes indagan acerca de si aumentó o disminuyó la entropía del sistema al restringir el número de celdillas.

Advertirán que la entropía disminuyó en aproximadamente 84 veces y el docente podrá ahora inducirlos a relacionar esto con la menor libertad de "movimiento" de las partículas. Esto explica que un líquido tenga menor entropía que un gas (el que a la misma temperatura y presión ocupa un volumen mucho mayor).

¿Qué sucede ahora si aumenta la temperatura? Algo similar a lo que ocurre con las ubicaciones espaciales: las partículas disponen de mayor energía, que se distribuye en un mayor número de "celdillas de energía" y la entropía aumenta. El sistema se ha desordenado y ha aumentado su entropía.

La situación de las dos partículas en cuatro celdillas puede ser ilustrada como sigue, en donde estas distribuciones deben ser intentadas por los estudiantes. (Aquí se ha distinguido entre las partículas A y B, pero esto es sólo una formalidad ya que las partículas (moléculas) no las podemos seguir en su movimiento individual y, para todos los fines prácticos, son idénticas e indistinguibles).



Ahora es posible regresar al contenido del segundo principio. ¿Qué perdió el sistema (la máquina térmica) al ser transferido calor desde la fuente a alta temperatura a la de más baja temperatura, suponiendo que dicho sistema es aislado? ¿Energía?

Los alumnos inician un debate y deberán concluir que la energía no ha variado pero que sí se ha perdido la *oportunidad de realizar trabajo*. Esa fracción de calor transferido se asocia a un aumento de la entropía: si la temperatura de ambas fuentes es la misma, la máquina térmica no puede funcionar. Este es un resultado similar al de una máquina que funciona con dos recipientes de agua a diferente temperatura. Si mezclamos el agua de ambos recipientes habrá aumentado la probabilidad del sistema, por lo tanto su entropía, pero la capacidad de efectuar trabajo por esa vía se habrá reducido a cero. (Ver las indicaciones al docente de la actividad 5, Unidad 1, del programa de Química, Formación General).

Finalmente, el docente explica y deja establecido lo siguiente:

La entropía de un sistema aislado se mantiene en los procesos reversibles ($\Delta S = 0$) pero siempre aumenta en los procesos irreversibles ($\Delta S > 0$).

Todos los procesos que ocurren espontáneamente son irreversibles y están acompañados por un aumento neto de entropía.

Ese aumento neto de entropía involucra que el sistema, el alrededor o ambos han aumentado su entropía de modo que:

$$\Delta S_{\text{SISTEMA}} + \Delta S_{\text{ALREDEDOR}} > 0$$

En otras palabras, la entropía del universo siempre aumenta y aumenta el “desorden”, disminuyendo cada vez la oportunidad de realizar trabajo.

Para terminar, el docente puede dejar planteadas algunas situaciones hipotéticas, o predecibles, consideradas en cuanto a la oportunidad de realizar trabajo:

- Todos los combustibles fósiles han sido utilizados, convirtiéndose en CO_2 y H_2O .
- El sol se ha enfriado al terminarse su combustible nuclear, adquiriendo finalmente una temperatura igual a la de la Tierra.
- Toda el agua de la Tierra se encuentra en forma de océanos y los continentes se han transformado en archipiélagos con islas de poca altura.

INDICACIONES AL DOCENTE

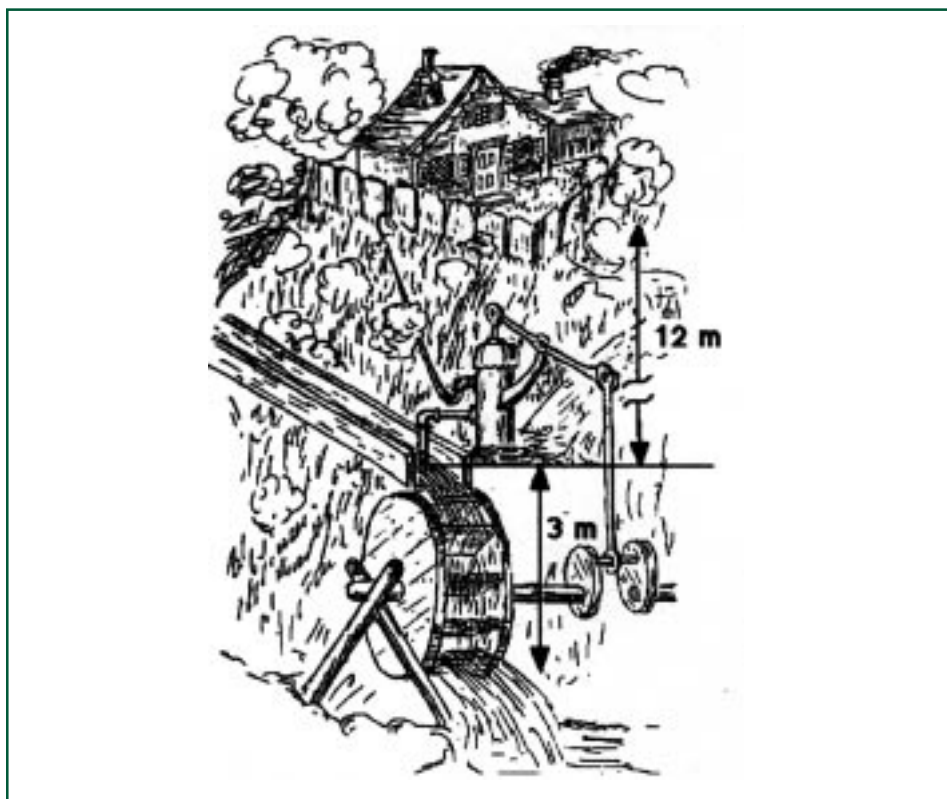
Es importante que los estudiantes comprendan que la segunda ley de la termodinámica involucra una asimetría en las transformaciones de energía y que si bien es posible transformar energía mecánica en calor, de manera total, lo inverso no es cierto. En otros términos, la idea de que el calor es la forma más degradada de energía proveerá a los estudiantes de una primera aproximación al concepto de entropía.

A través de diversos ejemplos se podrá ilustrar el concepto de probabilidad (termodinámica) de un sistema. Los estudiantes comprenderán que a medida que crece el número de configuraciones (llamados microestados) aumenta también la probabilidad del sistema y su entropía.

Es importante tener presente que la 2ª ley de la termodinámica es un tema difícil que sólo puede ser comprendido luego de bastante reflexión y ejercitación, de manera que es preciso ser paciente con la relativa lentitud de algunos estudiantes para comprenderlo. Recordar que se trata de una ley o principio y es imposible una demostración formal en los términos aquí expuestos.

Una analogía muy útil para la comprensión de la 2ª ley ha sido planteada por el físico George Gamow en su obra *Biografía de la física*, Revista de Occidente, Madrid, 1962. Se imagina una casa sobre una colina y un arroyo que corre más abajo. Se quiere elevar agua hasta la casa utilizando una bomba que funciona con una caída de agua del mismo arroyo. ¿Será posible bombear toda el agua del arroyo? Claramente ello es imposible, ya que faltaría agua para hacer funcionar la bomba.

Hay una energía transferida por el agua que cae en las ruedas del molino y que se utiliza para accionar la bomba. Ésta eleva el agua desde el arroyo realizando un trabajo que sería equivalente al trabajo entregado por esta “máquina hidráulica”. Un simple cálculo permite demostrar, basándose en la energía potencial del agua en la casa y en la parte baja de la cascada con respecto a la posición de la bomba, que si la casa está a una altura que es 4 veces superior a la altura de la caída del agua sobre las aspas del molino, la bomba deberá funcionar con 4/5 partes del agua del arroyo y sólo 1/5 del caudal podrá ser subido a la casa. (El “rendimiento” es aquí sólo un 20%), en el caso ideal que la bomba funcione sin pérdidas por roce).



Evaluación

En esta actividad es muy importante evaluar los aprendizajes logrados por los alumnos y alumnas y realizar un seguimiento de los progresos alcanzados. Ello puede ser realizado a través de las actividades del ejemplo, especialmente en el contexto de la comprensión de los conceptos involucrados y de su aplicación a casos sencillos.

La aproximación al tema a través de la mecánica estadística permitirá al docente evaluar el grado de comprensión del concepto de entropía alcanzado por los estudiantes a través de la resolución de problemas similares al del ejemplo. Así podrán distribuir objetos, por ejemplo, piedrecillas o semillas de legumbres, en celdas dibujadas con tiza o utilizando un piso de baldosas o de pastelones. Sólo se deberá cuidar que los sistemas escogidos como ejemplos sean muy simples, ya que la probabilidad de sistemas que aparentan ser simples fácilmente puede alcanzar varios miles o cientos de miles de millones de configuraciones y ello sólo conseguirá desanimar a los estudiantes en su intento por resolver el problema.

Con relación a los OFT esta es una excelente oportunidad para evaluar la comprensión de la importancia del cuidado del medio ambiente y de los recursos con los que cuenta el ser humano. El desarrollo de formas ordenadas de observación y el registro de datos, la aplicación del método científico, el pensamiento crítico y la búsqueda de fuentes de información para alcanzar una mejor comprensión de los conceptos son, sin lugar a dudas, aspectos que se pueden enfatizar en la evaluación de esta actividad.

Actividad 6

Alumnas y alumnos conocen acerca de contribuciones científicas de importancia histórica para la posterior enunciación del segundo principio de la termodinámica.

Ejemplo

- Se informan sobre rasgos biográficos de Sadi Carnot y Emile Clapeyron y de sus aportes a la termodinámica.
- Un grupo de estudiantes indaga sobre la biografía de Sadi Carnot y de las razones prácticas que lo llevaron a estudiar la teoría de los gases [17-a].
- Otro grupo de alumnos y alumnas se informa sobre la biografía de Emile Clapeyron y da a conocer sus aportes referentes a la formulación matemática del ciclo de Carnot [17-b].

- Observan en una versión animada cómo se relacionan las variables presión y volumen en un cilindro que contiene un gas ideal y visualizan como se “construye” el ciclo de Carnot [17-c]. Intentan relacionar el ciclo de Carnot con la segunda ley de la termodinámica.

INDICACIONES AL DOCENTE

Esta actividad pretende introducir a los estudiantes en la comprensión del ciclo de Carnot. No se trata pues que aquí alumnas y alumnos lleguen a conocer en detalle el ciclo de Carnot, pero sí que puedan comprender en forma general qué es un ciclo termodinámico, en qué consiste el ciclo de Carnot, cuáles son sus etapas y cómo éstas corresponden a los movimientos del pistón y a los procesos que ocurren en cada una de ellas.

Es muy importante que los estudiantes aprendan a valorar la contribución a la ciencia de hombres y mujeres que fueron pioneros.

Evaluación

La evaluación podrá dirigirse a la comprensión de los conceptos termodinámicos básicos involucrados en el ciclo de Carnot, a su relación con el segundo principio de la termodinámica y, muy especialmente, a la valoración de los aportes realizados por Clapeyron y Carnot a la termodinámica.

¿Cómo se imaginan la termodinámica sin el aporte ingenieril de Watt o sin la contribución científica de Carnot?

¿Qué mérito tiene Carnot, como persona que no se preocupó mayormente de recalcar la importancia de sus trabajos, sino más bien dejó que la historia juzgara dichos aportes?

¿En qué consiste, concretamente, el ciclo de Carnot?

¿De qué etapas consta?

¿A qué corresponden dichas etapas en el funcionamiento de una máquina térmica?

¿Cómo se calcula la eficiencia de una máquina térmica y cómo podría ser incrementada?

¿Por qué una máquina a vapor tiene diferente rendimiento en invierno que en verano?

En el contexto de los OFT parece importante evaluar actividades relacionadas con la búsqueda de información bibliográfica y con el uso adecuado de medios informáticos como internet. Por otra parte, respecto del desarrollo del pensamiento será preciso evaluar en esta actividad las formas de observación, el grado de indagación, exhaustiva o superficial, en torno a los fundamentos termodinámicos elementales del ciclo de Carnot y el rigor en los planteamientos más que pretender explicar cómo ocurren las distintas etapas de dicho ciclo.

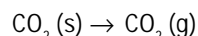
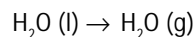
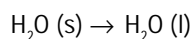
Actividad 7

Ejercitan el uso de tablas termodinámicas para el cálculo de los cambios de entropía asociados a diversos procesos.

Ejemplo

- Utilizando tablas de entropía calculan los cambios de entropía que ocurren en los cambios de estado de fusión y evaporación (supuestos reversibles) e intentan relacionar los valores obtenidos con el concepto de que la entropía se asocia con el orden microscópico o número de microestados de los sistemas.

- Los estudiantes indagan sobre los cambios de entropía para los siguientes procesos:

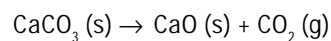


- Relacionan los valores de los cambios de entropía al simple modelo desarrollado en la actividad 5, por ejemplo, en los siguientes términos:

- ¿Cómo se compara el número de ubicaciones (celdillas) posibles para las moléculas en un sólido y en un líquido?
- ¿Qué relación parece existir entre el orden del sistema y el número de configuraciones posibles, teniendo en cuenta que, además, en un gas las moléculas individuales poseen mayor energía (cinética o traslacional) cuando se compara con un líquido o gas?

En este punto el docente explica un concepto un poco más abstracto: tal como se puede imaginar el espacio dividido en pequeñas celdillas, podemos hablar de un "espacio de energías", también dividido en pequeñas celdillas de energía.

- ¿Qué significa, en términos de la magnitud de W , un espacio de energías más voluminoso?
- Finalmente, predicen acerca del cambio de entropía para el proceso (supuesto a 25 °C)



- Calculan en tablas el cambio de entropía y comparan el resultado (signo algebraico de ΔS) con sus predicciones.

Intentan explicar la razón de que el cambio de entropía sea positivo, recurriendo al modelo de las celdillas.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante recordar las dificultades que los estudiantes suelen tener en manejar conceptos como el de entropía, sin embargo, paulatinamente el docente sabrá guiarlos para que comprendan cuál es la esencia de estos conceptos y de qué manera un simple modelo estadístico netamente intuitivo puede dar una indicación correcta del signo de los cambios de entropía de un sistema.

Evaluación

Alumnas y alumnos podrán ser evaluados en cuanto a su comprensión de los conceptos básicos involucrados en la actividad, unidades en que se expresa la entropía, significado estadístico (grueso) del concepto y predicción correcta del signo algebraico para la variación de la entropía en procesos simples.

Actividad 8

Alumnos y alumnas aprenden a correlacionar los valores de las constantes de equilibrio en reacciones en fase gaseosa con la variación de energía libre estándar ΔG° . Asimismo, conocen el efecto de la presión y de la temperatura sobre la posición del equilibrio en esa clase de reacciones.

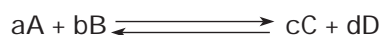
Ejemplos

- Para reacciones en fase gas utilizan, con apoyo del docente, tablas termodinámicas para calcular los cambios de entalpía y de entropía.
- Los estudiantes calculan a partir de esos valores el cambio de energía libre de las reacciones.
- Relacionan los cambios de energía libre de las reacciones con la constante de equilibrio.

En base a la estequiometría de las reacciones deducen el efecto de la presión y de la temperatura sobre el equilibrio. (Principio de Le Chatelier).

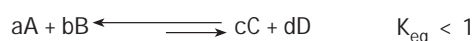
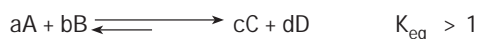
INDICACIONES AL DOCENTE

Es conveniente iniciar esta actividad destacando que todas las reacciones químicas pueden expresarse como procesos en equilibrio en que las sustancias de partida (reactivos A y B) reaccionan para formar los productos (C y D), los cuales pueden reconvertirse en las sustancias de partida. La coexistencia de estos procesos directo e inverso se expresa mediante una ecuación en la que K_{eq} es una medida relativa, en el equilibrio, de las concentraciones de las sustancias que participan en la reacción.



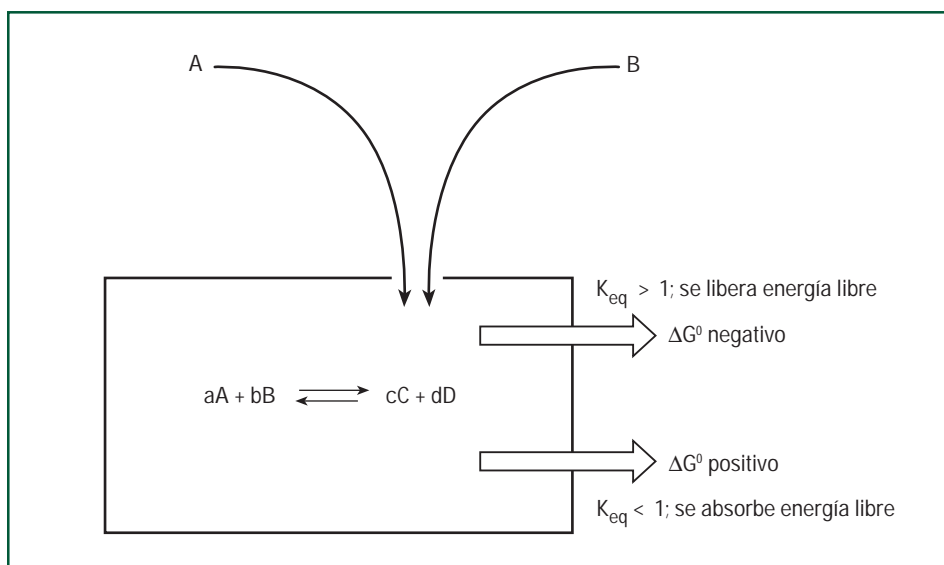
$$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

El valor de K_{eq} indica en qué posición -derecha o izquierda- del equilibrio se encuentra termodinámicamente más favorecida la reacción. Por ejemplo, si K_{eq} es mayor que 1, entonces el resultado de multiplicar las concentraciones de los productos $[C]^c [D]^d$ es mayor que el resultado de multiplicar las concentraciones de los reactivos $[A]^a [B]^b$ y, por lo tanto, la reacción ocurre predominantemente de izquierda a derecha. A la inversa, si K_{eq} es menor que 1, la reacción ocurre en mayor extensión de derecha a izquierda.



¿Qué determina el sentido en que se favorece un equilibrio? Para que la constante de equilibrio de una reacción sea favorable y ésta proceda en el sentido buscado, formándose los productos, la energía libre de los productos debe ser menor que la de los reactivos.

El cambio de la energía libre total durante una reacción química se denomina cambio de energía libre de Gibbs, ΔG . Para que una reacción sea favorable, esto es que genere productos, el valor de ΔG de la reacción debe ser negativo (G productos - G reactivos) < 0 , lo cual significa que el exceso de energía libre se transfiere hacia el entorno; en el caso de una reacción desfavorable, que ocurre principalmente en el sentido de los reactivos, ΔG tiene valor positivo, lo cual significa que la reacción no ocurre espontáneamente: sería necesario un aporte de energía libre al sistema, lo cual ocurre en los procesos acoplados, siendo uno de los más relevantes el de fotosíntesis. En efecto, dióxido de carbono y vapor de agua son sustancias que se obtienen de procesos de degradación (combustión, respiración, fermentaciones, etc.) y tienen un bajo contenido en energía libre. Pero la radiación electromagnética (luz) es una forma de energía “organizada” y de alto contenido de energía libre, que puede aportarla para la síntesis de los productos que la planta utiliza en su metabolismo.



Puesto que tanto la constante de equilibrio K_{eq} como el cambio de energía libre estándar, ΔG° , expresan si una reacción está favorecida o desfavorecida termodinámicamente, ambos términos están relacionados entre sí. A continuación se muestra la relación entre el cambio de energía libre estándar, ΔG° , y la constante de equilibrio de la reacción, K_{eq} .

$\Delta G^\circ =$ energía libre de los productos - energía libre de los reactantes, en su estado estándar

$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{eq}$, en que $K_{eq} = e^{-\Delta G^\circ/RT}$

donde $R = 1,986 \text{ cal}/(\text{K} \cdot \text{mol}) = 8,309 \text{ J}/(\text{K} \cdot \text{mol})$ es la constante molar de los gases

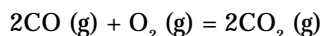
$T =$ temperatura absoluta (en grados Kelvin)

$e = 2,718$, base de los logaritmos naturales

$\ln K_{eq} =$ logaritmo natural de K_{eq}

Las reacciones en fase gaseosa son muy apropiadas para evaluar la magnitud de las constantes de equilibrio empleando parámetros termodinámicos. El siguiente ejemplo puede ser apropiado para ilustrar la aplicación de estas propiedades al cálculo de la K_{eq} .

Cálculo de la K_{eq} en la reacción de oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono en condiciones estándar.



Para realizar el cálculo de la K_{eq} de esta reacción mediante la expresión que relaciona ΔG° con dicha constante se puede calcular la variación de energía libre ΔG° empleando los parámetros ΔH° y ΔS° obtenidos de alguna fuente de datos.

1. Cálculo de ΔG° a través de la expresión $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$\Delta H^\circ = 2 \Delta H^\circ \text{ formación } \text{CO}_2 (\text{g}) - [2 \Delta H^\circ \text{ formación } \text{CO} (\text{g}) + \Delta H^\circ \text{ formación } \text{O}_2 (\text{g})]$

$\Delta H^\circ = 2 \text{ mol} \times (-393,1) \text{ kJmol}^{-1} - [2 \text{ mol} \times (-110,4 \text{ kJmol}^{-1}) + 1 \text{ mol} \times 0 \text{ kJmol}^{-1}] = -565,4 \text{ kJ}$

$\Delta S^\circ = 2 S^\circ \text{CO}_2 (\text{g}) - [2 S^\circ \text{CO} (\text{g}) + S^\circ(\text{O}_2) (\text{g})]$

$\Delta S^\circ = 2 \text{ mol} \times 213,4 \text{ JK}^{-1} \text{mol}^{-1} - [2 \text{ mol} \times 197,7 \text{ JK}^{-1} \text{mol}^{-1} + 1 \text{ mol} \times 204,8 \text{ JK}^{-1} \text{mol}^{-1}] = -173,4 \text{ JK}^{-1} = -0,173 \text{ kJK}^{-1}$

Luego aplicando la expresión $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$

$\Delta G^\circ = -565,4 \text{ kJ} - (298 \text{ K} \times (-0,173) \text{ k JK}^{-1}) = -514 \text{ kJ}$ y como está referido a la formación de 1 mol de CO_2

$\Delta G^\circ = -514 \text{ kJ mol}^{-1}$

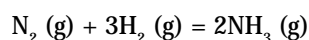
Se puede advertir que la oxidación del monóxido de carbono a dióxido de carbono es una reacción termodinámicamente favorable, esto es, el equilibrio se encuentra favorecido a la formación del producto.

2. Cálculo de la K_{eq} a partir de la ecuación $\Delta G^\circ = -RT \ln K_{\text{eq}}$
 $-514 \text{ kJ mol}^{-1} = - (8,309 \times 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} \ln K_{\text{eq}})$
 $\ln K_{\text{eq}} = 207,6$; luego $K_{\text{eq}} = 1,42 \times 10^{90}$

Los cálculos predicen que la oxidación es irreversible y que a esa temperatura el equilibrio está totalmente desplazado hacia el producto. Sin embargo, a temperatura ambiente la reacción es extremadamente lenta por lo que el monóxido de carbono permanece como tal por largo tiempo y por ese motivo, y debido a su elevada toxicidad, se deben evitar ambientes que lo contengan.

Efecto de la presión, la temperatura, la concentración o el volumen sobre el equilibrio químico.

Para que los alumnos comprendan el efecto que tienen dichos cambios sobre un equilibrio en fase gaseosa, es adecuado analizar la reacción de formación de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno.



El principio de Le Chatelier permite resumir esos efectos del siguiente modo: toda acción externa sobre un sistema en equilibrio tendrá como consecuencia que el sistema se ajustará en orden a contrarrestar parcialmente dicha acción.

Esta reacción, que se conoce como la reacción de Haber, es la base del proceso de síntesis de amoníaco, materia prima fundamental para la síntesis de abonos y explosivos, que alcanzó gran relevancia durante la primera guerra mundial cuando en Alemania se logró realizarla de manera económica.

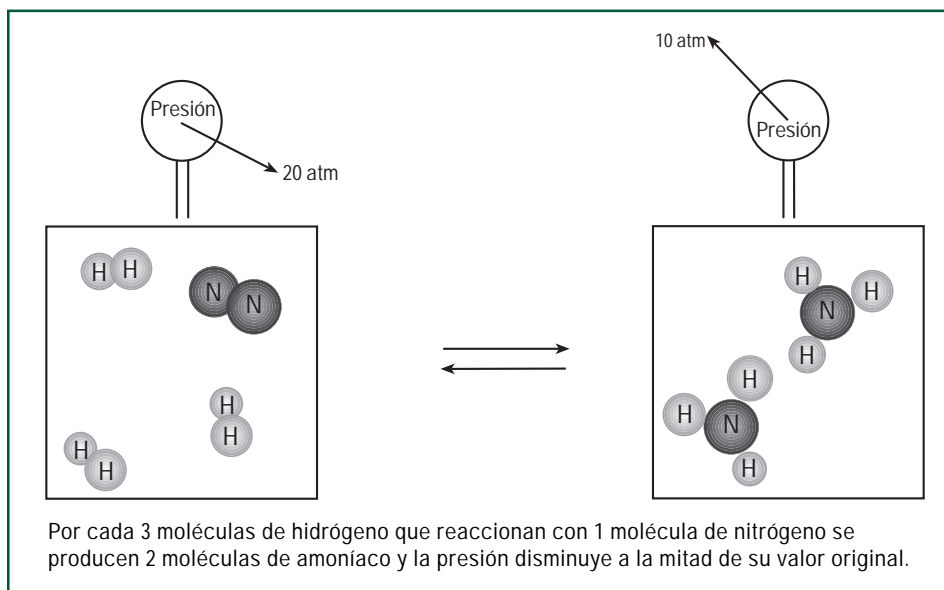
La reacción es exotérmica, esto es, se libera calor cuando se forma amoníaco. Si se entrega calor al sistema para aumentar su temperatura, tendrá lugar la disociación de amoníaco en nitrógeno e hidrógeno absorbiéndose así parte del calor. De esta forma, se produce un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (reactantes).

La situación se puede analizar en términos de las velocidades de reacción directa e inversa. En el caso de la reacción de Haber, si se aumenta la temperatura, la reacción inversa que es endotérmica atenúa el efecto de la acción impuesta y ocurre un aumento de su velocidad restableciéndose el equilibrio y favoreciéndose la descomposición del amoníaco.

Los otros efectos pueden ser analizados de manera análoga.

La figura siguiente ilustra el efecto de la presión sobre el equilibrio en la reacción de Haber. En la figura del lado izquierdo aparecen los reactantes, en tanto que al lado derecho se observa un modelo correspondiente a las moléculas de producto. En la reacción se reduce el número de moléculas a la mitad, de modo que la presión gaseosa de los productos es también la mitad de la ejercida por los reactantes a la misma temperatura:

Efecto de la presión sobre el equilibrio de la reacción de Haber.

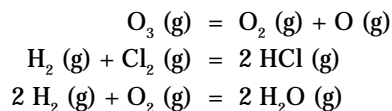


Un aumento de la presión produce un desplazamiento del equilibrio hacia la formación de productos. En términos del principio de Le Chatelier, se puede decir que el sistema “reacciona”, desplazándose el equilibrio de manera tal que atenúa la acción realizada sobre él.

En otros términos, una disminución de la presión provoca una disminución del rendimiento de producto, formándose menos moléculas de amoníaco, ya que el sistema “reacciona” compensando el efecto, y el equilibrio se desplaza formando una proporción mayor de reactantes.

Evaluación

En esta actividad final conviene evaluar los conocimientos adquiridos de una manera global. Los estudiantes podrán probar su comprensión de los principios termodinámicos básicos (cambios de entalpía, de entropía y de energía libre y la relación de ésta con la constante de equilibrio). El principio de Le Chatelier será una aplicación apropiada para que los alumnos y alumnas expresen su grado de comprensión sobre los factores que afectan la posición del equilibrio químico. Los siguientes ejemplos, que cubren las diferentes situaciones, pueden ser adecuados a ese fin:



El cálculo de una constante de equilibrio es todavía un problema que encierra, para la mayoría de los estudiantes, demasiada complejidad; pero sí se podrá evaluar si en términos generales comprenden de qué se trata.

Observación

Al término de las actividades experimentales los alumnos y alumnas ayudarán al docente a ordenar el laboratorio, eliminando responsablemente, esto es, con cuidado del medio ambiente, los restos de todas las disoluciones usadas en las prácticas, que no sean susceptibles de ser reutilizadas.

Las soluciones ácidas y básicas serán neutralizadas con carbonato de sodio y ácido clorhídrico, respectivamente.

Las soluciones neutras serán diluidas con bastante agua y descartadas vertiéndolas en los desagües. El docente supervisará que todas estas operaciones sean realizadas de manera correcta y responsable.

Para la eliminación de las otras sustancias se remite a las indicaciones al docente y a la bibliografía.

Bibliografía

1. El Instituto e Museo di Storia della Scienza posee una interesante lista de vínculos con sitios dedicados a la historia de la ciencias, entre ellos, algunos dedicados a la historia de la química. En inglés.
galileo.imss.firenze.it/~tsettle/index.html
2. Artículo sobre la teoría del flogisto. Dr. Renato Iraldi - Física y matemáticas UCV, Venezuela. En español.
<http://strix.ciens.ucv.ve/~physis/revista/n003/renato.html>
3. Vistazo a la historia de la química en los siglos XVII y XVIII. Uned de España. En español.
<http://telelab3.iti.uned.es/codigo/historia/svxii/ciencias.htm>
4. Alchemical material in spanish. Contiene numerosos textos de autores medievales. En español.
www.levity.com/alchemy/spanish.html
5. Numerosos vínculos a sitios dedicados a la historia de la química. En inglés.
www.chemistrycoach.com/history-of-chemistry.htm
6. History of science sourcebook. Contiene una amplia lista de materiales relacionados con historia de la ciencias desde la antigüedad. En inglés. <http://www.fordham.edu/halsall/science/sciencesbook.html>
7. Mujeres y alquimia, y en particular sobre María la judía, de Susan Ross.
www.levity.com/alchemy/miriam.html
8. Breves biografías de mujeres científicas, en: <http://www.setcip.gov.ar/cientificas.htm>
9. Horacio García, *El investigador del fuego*, Antoine L. Lavoisier. Pangea editores, S.A. De c.V., México, 1991, ISBN968-6177-35-3
10. Horacio García, *El químico de las profesiones*, Dimitri I. Mendeléiev. Pangea editores, S.A. De c.V., México, 1990, ISBN968-6177-30-2
11. Horacio García, *La cacería de lo inestable*, Marie Curie. Pangea editores, S.A. De c.V., México, 1993, ISBN968-6177-55-8
12. <http://nobelprizes.com/nobel/chemistry/chemistry.html>
13. <http://www.bartleby.com/65/le/lebeljo.html>
14. Datos biográficos de Marie Curie pueden ser obtenidos de las páginas web:
 - a) <http://www.mbnet.mb.ca/~mmci/papers/lisa/curie2.html>
 - b) <http://zen.sunderland.ac.uk/~hb5hco/marie.html>
15. Acerca de la biografía de Linus Pauling pueden ser consultados:
 - a) la página web <http://www.nobel.se/peace/laureates/1962/pauling-bio.html>
 - b) José Antonio Chamizo, *El científico de sonrisa contagiosa*, Linus Pauling Pangea editores, S.A. De c.V., México, 1994, ISBN 968-6177-62-0
 - c) Encyclopaedia Britannica, micropaedia vol. 9, Chicago, 1995.
16. B. Bensaude-Vincent, I. Stengers. Historia de la química. Addison-Wesley/ Universidad Autónoma de Madrid, España (1997). ISBN 84-7829-011-7
17. En relación a la biografía de Sadi Carnot y al ciclo termodinámico se recomienda consultar:
 - a) www-groups.dcs.st-and.ac.uk/~history/mathematicians/carnot_sadi.html
 - b) www-groups.dcs.st-and.ac.uk/~history/

- mathematicians/clapeyron.html
- c) ingreso via www.yahoo.com; carnot cycle. Versión animada: 13.3 the carnot cycle and the efficiency on engines y page 336 (demo).
18. Acerca de Le Chatelier y de su principio se puede consultar:
<http://google.yahoo.com/bin/query?p=le+chatelier&hc=0&hs=0>
<http://step.sdsc.edu/projects95/chem.In.history/essays/lechatelier.html>
<http://www.cheilstu.edu/genchemhelphomepage/topicreview/bp/ch16/lechat.html#prob7>
19. Una tabla cronológica de los descubrimientos científicos desde 700 a.C. hasta 1999 se halla en la página web
<http://www.rose.cc.ok.us/faculty/gjackson/chem-tab.html>
Es una útil aproximación, en todo caso bastante condensada, a la cronología de la historia de la química.
20. Quim Com, química en la comunidad, Addison Wesley, Longman. México, 1995
21. Vega de Kuyper, J.C., *Manejo de residuos de la industria química y afin*. Ediciones Universidad Católica de Chile. Santiago, Chile, 1997.

Anexo

Algunos valores termodinámicos

ESPECIE	$\Delta H^\circ_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^\circ_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^\circ_{f,298,15}$ (kJ/mol)	ESPECIE	$\Delta H^\circ_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^\circ_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^\circ_{f,298,15}$ (kJ/mol)
Aluminio				Cesio			
Al(s)	0	28,3	0	Cs ⁺ (ac)	-248	133	-282,0
AlCl ₃ (s)	-704,2	110,7	-628,9	CsF(ac)	-568,6	123	-558,5
Al ₂ O ₃ (s)	-1676	50,92	-1582	Cloro			
Bario				Cl(g)	121,7	165,1	105,7
BaCl ₂ (s)	-860,1	126	-810,9	Cl ⁻ (g)	-226	-	-
BaSO ₄ (s)	-1465	132	-1353	Cl ₂ (g)	0	223,0	0
Berilio				HCl(g)	-92,31	186,8	-95,30
Be(s)	0	9,54	0	HCl(ac)	-167,4	55,10	-131,2
Be(OH) ₂ (s)	-907,1	-	-	Cromo			
Bromo				Cr(s)	0	23,8	0
Br(g)	111,8	174,9	82,4	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇ (s)	-1807	-	-
Br ₂ (l)	0	152,23	0	Cobre			
Br ₂ (g)	30,91	245,4	3,14	Cu(s)	0	32,15	0
BrF ₃ (g)	-255,6	292,4	-229,5	CuO(s)	-157	42,63	-130
HBr(g)	-36,4	198,59	-53,43	Flúor			
Calcio				F ⁻ (g)	-322	-	-
Ca(s)	0	41,6	0	F ⁻ (ac)	-332,6	-	-278,8
Ca(g)	192,6	154,8	158,9	F(g)	78,99	158,6	61,92
Ca ²⁺ (g)	1920	-	-	F ₂ (g)	0	202,7	0
CaC ₂ (s)	-62,8	70,3	-67,8	HF(g)	-271	173,7	-273
CaCO ₃ (s)	-1207	92,9	-1129	HF(ac)	-320,8	-	-296,8
CaCl ₂ (s)	-795,0	114	-750,2	Hidrógeno			
CaF ₂ (s)	-1215	68,87	-1162	H(g)	218,0	114,6	203,3
CaH ₂ (s)	-189	42	-150	H ₂ (g)	0	130,6	0
CaO(s)	-635,5	40	-604,2	H ₂ O(l)	-285,8	69,91	-237,2
CaS(s)	-482,4	56,5	-477,4	H ₂ O(g)	-241,8	188,7	-228,6
Ca(OH) ₂ (s)	-986,6	76,1	-896,8	H ₂ O ₂ (l)	-187,8	109,6	-120,4

ESPECIE	$\Delta H^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^{\circ}_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	ESPECIE	$\Delta H^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^{\circ}_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)
Calcio				Yodo			
Ca(OH) ₂ (ac)	-1002,8	76,15	-867,6	I (g)	106,6	180,66	70,16
CaSO ₄ (s)	-1433	107	-1320	I ₂ (s)	0	116,1	0
Carbono				I ₂ (g)	62,44	260,6	19,36
C(s,grafito)	0	5,740	0	ICl(g)	17,78	247,4	-5,52
C(s,diamante)	1,897	2,38	2,900	HI(g)	26,5	206,5	1,72
C(g)	716,7	158,0	671,3	Hierro			
CCl ₄ (l)	-135,4	216,4	-65,27	Fe(s)	0	27,3	0
CCl ₄ (g)	-103	309,7	-60,63	FeO(s)	-272	-	-
CHCl ₃ (l)	-134,5	202	-73,72	Fe ₂ O ₃ (s, hematita)	-824,2	87,40	-742,2
CHCl ₃ (g)	-103,1	295,6	-70,37	Fe ₃ O ₄ (s, magnetita)	-1118	146	-1015
CH ₄ (g)	-74,81	186,2	-50,75	FeS ₂ (s)	-177,5	122,2	-166,7
C ₂ H ₂ (g)	226,7	200,8	209,2	Fe(CO) ₅ (l)	-774,0	338	-705,4
C ₂ H ₄ (g)	52,26	209,5	68,12	Fe(CO) ₅ (g)	-773,8	445,2	-697,3
C ₂ H ₆ (g)	-84,86	229,5	-32,9	Plomo			
C ₃ H ₈ (g)	-103,8	269,9	23,49	Pb(s)	0	64,81	0
C ₆ H ₆ (l)	49,03	172,8	124,5	PbCl ₂ (s)	-359,4	136	-314,1
C ₈ H ₁₈ (l)	-268,8	-	-	PbO (s, amarillo)	-217,3	68,70	-187,9
C ₂ H ₅ OH (l)	-277,7	161	-174,9	Pb(OH) ₂ (s)	-515,9	88	-420,9
C ₂ H ₅ OH (g)	-235,1	282,6	-168,6	PbS(s)	-100,4	91,2	-98,7
CO(g)	-110,5	197,6	-137,2	Rubidio			
CO ₂ (g)	-393,5	213,6	-394,4	Rb(s)	0	76,78	0
CS ₂ (g)	117,4	237,7	67,15	RbOH(ac)	-481,16	110,75	-441,24
COCl ₂ (g)	-223,0	289,2	-210,5	Silicio			
Litio				Si(s)	0	18,8	0
Li(s)	0	28,0	0	SiBr ₄ (l)	-457,3	277,8	-443,9
LiOH(s)	-487,23	50	-443,9	SiC(s)	-65,3	16,6	-62,8
LiOH(ac)	-508,4	4	-451,1	SiCl ₄ (g)	-657,0	330,6	-617,0
Magnesio				SiH ₄ (g)	34	204,5	56,9
Mg(s)	0	32,5	0	SiF ₄ (g)	-1615	282,4	-1573
MgCl ₂ (s)	-641,8	89,5	-592,3	SiI ₄ (g)	-132	-	-
MgO(s)	-601,8	27	-569,6	SiO ₂ (s)	-910,9	41,84	-856,7

ESPECIE	$\Delta H^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^{\circ}_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	ESPECIE	$\Delta H^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^{\circ}_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)
Magnesio				Silicio			
Mg(OH) ₂ (s)	-924,7	63,14	-833,7	H ₂ SiO ₃ (s)	-1189	134	-1092
MgS(s)	-347	-	-	Na ₂ SiO ₃	-1079	-	-
Mercurio				H ₂ SiF ₆ (ac)	-2331	-	-
Hg(l)	0	76,02	0	Plata			
HgCl ₂ (s)	-224	146	-179	Ag(s)	0	42,55	0
HgO(s, rojo)	-90,83	70,29	-58,56	Sodio			
HgS(s, rojo)	-58,2	82,4	-50,6	Na(s)	0	51,0	0
Níquel				Na(g)	108,7	153,6	78,11
Ni(s)	0	30,1	0	Na ⁺ (g)	601	-	-
Ni(CO) ₄ (g)	-602,9	410,4	-587,3	NaBr(s)	-359,9	-	-
NiO(s)	-244	38,6	-216	NaCl(s)	-411,0	72,38	-384
Nitrógeno				NaCl(ac)	-407,1	115,5	-393,0
N ₂ (g)	0	191,5	0	Na ₂ CO ₃ (s)	-1131	136	-1048
N(g)	472,704	153,19	455,579	NaOH(s)	-426,7	-	-
NH ₃ (g)	-46,11	192,3	-16,5	NaOH(ac)	-469,6	49,8	-419,2
N ₂ H ₄ (l)	50,63	121,2	149,2	Azufre			
(NH ₄) ₃ AsO ₄ (ac)	-1268	-	-	S(s, rómbico)	0	31,8	0
NH ₄ Cl(s)	-314,4	94,6	-201,5	S(g)	278,8	167,8	238,3
NH ₄ Cl(ac)	-300,2	-	-	S ₂ Cl ₂ (g)	-18	331	-31,8
NH ₄ I(s)	-201,4	117	-113	SF ₆ (g)	-1209	291,7	-1105
NH ₄ NO ₃ (s)	-365,6	151,1	-184,0	H ₂ S(g)	-20,6	205,7	-33,6
NO(g)	90,25	210,7	86,57	SO ₂ (g)	-296,8	248,1	-300,2
NO ₂ (g)	33,2	240,0	51,30	SO ₃ (g)	-395,6	256,6	-371,1
N ₂ O(g)	82,05	219,7	104,2	SOCl ₂ (l)	-206	-	-
N ₂ O ₄ (g)	9,16	304,2	97,82	SO ₂ Cl ₂ (l)	-389	-	-
N ₂ O ₅ (g)	11	356	115	H ₂ SO ₄ (l)	-814,0	156,9	-690,1
N ₂ O ₅ (s)	-43,1	178	114	H ₂ SO ₄ (ac)	-907,5	17	-742,0
NOCl(g)	52,59	264	66,36	Estaño			
HNO ₃ (l)	-174,1	155,6	-80,79	Sn(s, blanco)	0	51,55	0
HNO ₃ (g)	-135,1	266,2	-74,77	Sn(s, gris)	-2,09	44,1	0,13
HNO ₃ (ac)	-206,6	146	-110,5	SnCl ₂ (s)	-350	-	-

ESPECIE	$\Delta H^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^{\circ}_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	ESPECIE	$\Delta H^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)	$S^{\circ}_{298,15}$ (J/mol·K)	$\Delta G^{\circ}_{f,298,15}$ (kJ/mol)
Oxígeno				SnCl ₄ (l)	-511,3	258,6	-440,2
O(g)	249,2	161,0	231,8	SnCl ₄ (g)	-471,5	366	-432,2
O ₂ (g)	0	205,0	0	SnO ₂ (s)	-580,7	52,3	-519,7
O ₃ (g)	143	238,8	163	Titanio			
OF ₂ (g)	23	246,6	41	TiCl ₄ (l)	-804,2	252,3	-737,2
Fósforo				TiCl ₄ (g)	-763,2	354,8	-726,8
P(g)	314,6	163,1	278,3	Tungsteno			
P ₄ (s, blanco)	0	177	0	W(s)	0	32,6	0
P(s, rojo)	-73,6	91,2	-48,5	WO ₃ (s)	-842,9	75,90	-764,1
PCl ₃ (g)	-306,4	311,7	-286,3	Zinc			
PCl ₅ (g)	-398,9	353	-324,6	ZnO(s)	-348,3	43,64	-318,3
PH ₃ (g)	5,4	210,1	13	ZnS(s)	-205,6	57,7	-201,3
P ₄ O ₁₀ (s)	-2984	228,9	-2698				
H ₃ PO ₄ (s)	-1281	110,5	-1119				
Potasio							
K(s)	0	63,6	0				
KCl(s)	-436,5	82,6	-408,8				
KClO ₃ (s)	-391,2	143,1	-289,9				
KI(s)	-327,9	106,4	-323,0				
KOH(s)	-424,7	78,91	-378,9				
KOH(ac)	-481,2	92,0	-439,6				

Fuente: K,W, Whitten, K,D: Gailey y R,E, Davis, Química General, Mc Graw-Hill, México 1992,