

Química

Programa de Estudio
Tercer Año Medio



Química
Ciencias Naturales

Programa de Estudio
Tercer Año Medio



Química / Ciencias Naturales
Programa de Estudio, Tercer Año Medio, Formación General
Educación Media, Unidad de Curriculum y Evaluación
ISBN 956-7933-54-5
Registro de Propiedad Intelectual N° 116.760
Ministerio de Educación, República de Chile
Alameda 1371, Santiago
www.mineduc.cl
Primera Edición 2000
Segunda Edición 2004

Santiago, octubre de 2000

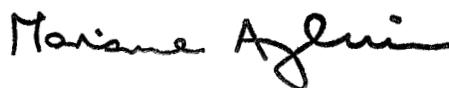
Estimados profesores:

EL PRESENTE PROGRAMA DE ESTUDIO de Tercer Año Medio de la Formación General ha sido elaborado por la Unidad de Curriculum y Evaluación del Ministerio de Educación y aprobado por el Consejo Superior de Educación, para ser puesto en práctica, por los establecimientos que elijan aplicarlo, en el año escolar del 2001.

En sus objetivos, contenidos y actividades busca responder a un doble propósito: articular a lo largo del año una experiencia de aprendizaje acorde con las definiciones del marco curricular de Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios de la Educación Media, definido en el Decreto N°220, de mayo de 1998, y ofrecer la mejor herramienta de apoyo a la profesora o profesor que hará posible su puesta en práctica.

Los nuevos programas para Tercer Año Medio de la Formación General plantean objetivos de aprendizaje de mayor nivel que los del pasado, porque la vida futura, tanto a nivel de las personas como del país, establece mayores requerimientos formativos. A la vez, ofrecen descripciones detalladas de los caminos pedagógicos para llegar a estas metas más altas. Así, al igual que en el caso de los programas del nivel precedente, los correspondientes al Tercer Año Medio incluyen numerosas actividades y ejemplos de trabajo con alumnos y alumnas, consistentes en experiencias concretas, realizables e íntimamente ligadas al logro de los aprendizajes esperados. Su multiplicidad busca enriquecer y abrir posibilidades, no recargar ni rigidizar; en múltiples puntos requieren que la profesora o el profesor discierna y opte por lo que es más adecuado al contexto, momento y características de sus alumnos y alumnas.

Los nuevos programas son una invitación a los docentes de Tercer Año Medio para ejecutar una nueva obra, que sin su concurso no es realizable. Estos programas demandan cambios importantes en las prácticas docentes. Ello constituye un desafío grande, de preparación y estudio, de fe en la vocación formadora, y de rigor en la gradual puesta en práctica de lo nuevo. Lo que importa en el momento inicial es la aceptación del desafío y la confianza en los resultados del trabajo hecho con cariño y profesionalismo.



MARIANA AYLWIN OYARZUN
Ministra de Educación

Presentación	9
Objetivos Fundamentales Transversales y su presencia en el programa	13
Objetivos Fundamentales	15
Cuadro sinóptico: Unidades, contenidos y distribución temporal	16
Esquema conceptual del programa	18
Unidad 1: Nociones de reactividad y de equilibrio químico	20
Actividades	24
Unidad 2: Reacciones ácido-base y redox	68
Actividades	71
Unidad 3: Cinética química	106
Actividades	110
Unidad 4: Reactividad en química orgánica	138
Actividades	141
Glosario	170
Bibliografía	174
Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios	
Primer a Cuarto Año Medio	177

Presentación

EN EL PRESENTE PROGRAMA se inicia el estudio de los principios básicos de la termodinámica, su aplicación a los procesos que ocurren en sistemas químicos y los factores que determinan el estado de equilibrio. Se estudian, a continuación, dos importantes tipos de reacciones: las reacciones ácido-base y de óxido reducción o redox, para continuar con el estudio de los factores que afectan la dinámica con que los procesos tienden al equilibrio y los mecanismos que explican dicha dinámica a nivel molecular. Finalmente se aborda el estudio de algunos principios básicos de reactividad de compuestos orgánicos.

Organización del programa

El programa consta de cuatro unidades:

- Nociones de reactividad y de equilibrio químico.
- Reacciones ácido-base y redox.
- Cinética química.
- Reactividad en química orgánica.

El programa es muy flexible, de modo que el profesor o la profesora podrá alterar el orden en que son desarrolladas las unidades. No obstante lo anterior, se recomienda que la Unidad 1 sea tratada primero ya que, por su generalidad, se puede aplicar también con mayor provecho a los ejemplos de actividades presentados en las otras.

Los ejemplos de actividades que se incluyen aspiran a ser una ayuda y guía eficaz para que el docente desarrolle el programa en la mejor forma. Sin embargo, estos ejem-

plos pueden ser reemplazados por otros similares, adaptándolos al equipamiento del laboratorio escolar, a las necesidades pedagógicas y a las visiones personales del docente respecto a cómo optimizar la consecución de los aprendizajes esperados. Cualquiera sea la modalidad de presentación de los contenidos, ella deberá incluir de manera importante sólidas sesiones de experimentos, en las que alumnas y alumnos aprendan haciendo y construyan el conocimiento aplicando el método científico, conceptualizando sus aprendizajes y contrastando hipótesis. En este contexto, la formación de los estudiantes pasa por la integración de las esferas del conocimiento teórico con las habilidades y destrezas prácticas que permiten aplicarlo en forma concreta a problemas experimentales relativamente simples. Estos experimentos se dan generalmente en contextos que destacan la importancia de la ciencia para la vida cotidiana.

Se reconoce la importancia de la computación para el aprendizaje de la ciencia, en donde esta herramienta es de gran utilidad para apoyar el proceso de enseñanza-aprendizaje, principalmente en el procesamiento de datos y en la búsqueda de información. Sin embargo, las actividades computacionales en caso alguno podrían reemplazar el trabajo de laboratorio.

El esquema conceptual que se incluye al comienzo del programa orientará al profesor o a la profesora para establecer nexos entre los conceptos que estructuran las diferentes unidades. Es muy recomendable que dicho esquema también sea conocido por alumnas y alumnos, de modo que adquieran

un sentido de la utilidad de los diversos conceptos y puedan visualizar el contexto en que éstos se sitúan en cada actividad del programa.

La Unidad 1 establece un marco conceptual básico de la termodinámica, en particular las funciones de entalpía, entropía y energía libre, que se relacionan luego con la idea de que los procesos que ocurren naturalmente siempre responden a cambios que significan una disminución de la energía libre del sistema y que corresponden a procesos espontáneos.

Se introduce el concepto de estado de equilibrio como aquél en el cual permanecen constantes las propiedades macroscópicas del sistema, mientras que a nivel microscópico persisten las transformaciones con la incesante transformación de moléculas de productos en moléculas de reactantes y viceversa.

En la Unidad 2 se consideran dos importantes tipos de equilibrio químico: ácido base y redox, relacionados con la mayoría de los cambios químicos que ocurren en la naturaleza.

Las reacciones ácido-base amplían los aprendizajes de química de Segundo Año Medio, pero aquí se generalizan dichos conceptos y se introducen ejemplos cotidianos de reacciones ácido-base, del proceso de neutralización y de titulaciones. Por otra parte, el estudio de las reacciones redox permite comprender el funcionamiento de las pilas electroquímicas y la producción de energía eléctrica por medio de ellas.

La Unidad 3, que trata la cinética química, aborda el estudio de la velocidad con que ocurren los cambios químicos, cubriendo todo el espectro de reacciones, desde las muy lentas hasta las extremadamente rápidas, algunas de las cuales se desencadenan en forma explosiva, con gran desprendimiento de calor.

En el estudio de esta unidad se introducen dos conceptos claves: por un lado, el

de velocidad de reacción que, entre otras variables, depende de la concentración de los reactantes (y, más raramente, de la concentración de los productos) y de la temperatura; por otra parte, el concepto de energía de activación. La comprensión de este concepto permitirá a los estudiantes racionalizar la existencia de reacciones que ocurren con una velocidad insignificante debido a que la transformación de reactantes en productos significa una barrera energética difícil de traspasar.

Finalmente, en la Unidad 4 se aborda la reactividad de compuestos orgánicos descrita a través de los efectos electrónicos y estéricos. El estudio de la reactividad en química orgánica deberá conectar los cambios que ocurren en la estructura molecular con interacciones microscópicas entre y dentro de las moléculas que se traducen en la ruptura y formación de enlaces, y explicará la existencia de reacciones químicas o procesos dinámicos que modifican la naturaleza de las especies que en ellas intervienen.

Esta unidad extiende y orienta a la práctica la química orgánica aprendida en 2º Medio. Sus aplicaciones a la conservación y fabricación de diferentes productos destacará que el estudio de la reactividad en química orgánica no sólo tiene interés teórico y se cultiva al interior de los laboratorios de investigación académica, sino que también tiene importantes aplicaciones prácticas y se aborda en laboratorios de investigación en la industria.

Los estudiantes aprenderán que la química, tanto orgánica como inorgánica, se conecta con la biología a través de la bioquímica, que estudia los procesos químicos que ocurren en los seres vivos y las transformaciones a través de las que, a nivel celular, se aprovechan los nutrientes contenidos

en los alimentos, almacenando reservas en forma de especies de alto contenido energético, que son transformadas durante la realización de las funciones vitales.

En particular, la química inorgánica no se deberá asociar sólo a los minerales y otros materiales inertes. Una nueva ciencia, la bioinorgánica, estudia las moléculas de interés biológico que poseen elementos metálicos y no metálicos, que son fundamentales para la vida. En la actualidad se reconocen alrededor de treinta elementos químicos cuyos compuestos poseen funciones irremplazables en los seres vivos. La vital importancia de estos elementos contrasta con el hecho de que frecuentemente se hallan en muy pequeñas cantidades. Entre estos elementos se encuentran, por ejemplo, hierro, vanadio, cromo, manganeso, cobre, cinc, cobalto, bromo y yodo.

Todas las unidades de este programa pretenden lograr una integración de la química con los procesos que ocurren en la naturaleza, en particular en los seres vivos, y poseen, por lo tanto, importancia para que los estudiantes comiencen a concluir su formación escolar integrando sus conocimientos y logrando así una mejor comprensión de los procesos naturales, de sí mismos y del lugar que ocupan en la naturaleza.

Tiene gran importancia, en este programa, la relación de la química con la vida cotidiana y con el cuidado y conservación responsable e inteligente del medio ambiente. Por ello se deberá tender a que los estudiantes se formen con solidez y presenten una posición crítica, firme y documentada frente a criterios que privilegian factores económicos y sociales de corto y mediano plazo, como creación de fuentes de trabajo, aumento del ingreso per cápita, crecimiento de las exportaciones, freno al despoblamiento de una re-

gión, etc. a costa de provocar un daño irreversible al medio ambiente.

También se velará por la formación valórica de las alumnas y alumnos y la experimentación deberá enmarcarse en el uso de sustancias de baja toxicidad, en la eliminación responsable de residuos y en una valoración de sus actitudes para que se hagan cargo de la gravedad de los problemas ambientales y busquen y propongan soluciones alternativas para minimizarlos y revertir su tendencia.

La evaluación se considera integrada al proceso de enseñanza-aprendizaje, formando un continuo. Por este motivo el programa tiene una estructura en que al término de cada actividad se ha agregado un conjunto de sugerencias de evaluación, incluyéndose en ellas aspectos relacionados directamente con los aprendizajes esperados, pero también con los Objetivos Fundamentales Transversales (OFT).

El docente desplegará esfuerzos para que en cada actividad se desarrollen diversas formas de evaluación, incluyendo la autoevaluación y la evaluación de pares. Ello no excluye en modo alguno formas más explícitas e integradoras de evaluación escrita u oral que podrán realizarse con la periodicidad que el docente estime conveniente, para asegurar que los aprendizajes hayan sido realmente logrados y para que, en los casos en que ello no sea así, pueda actuar remedialmente en forma oportuna.

Por otra parte, la evaluación debe propender constantemente a una integración de los conocimientos y habilidades ya adquiridas.

La evaluación debe ser un proceso natural y transparente. Por ello es importante que los estudiantes sepan desde un comienzo cómo serán evaluados y qué conocimientos, habilidades y destrezas se espera que logren.

En algunos casos ha parecido preferible que los alumnos y alumnas memoricen alguna información cuya deducción sería factible sólo para estudiantes especialmente dotados. El profesor o la profesora no debe renunciar a este recurso, que podría aparecer metodológicamente extraño, ya que es una ayuda eficaz para el aprendizaje y aplicación de conocimientos cuando el razonamiento que lleva a esa información sigue una cadena conceptual relativamente extensa o compleja. Más tarde, si los estudiantes profundizan en esos temas, podrán comprender bien el origen y razón de ser de dicha información.

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 Transversales y su presencia en el programa

LOS OBJETIVOS FUNDAMENTALES Transversales (OFT) definen finalidades generales de la educación referidas al desarrollo personal y la formación ética e intelectual de alumnos y alumnas. Su realización trasciende a un sector o subsector específico del currículum y tiene lugar en múltiples ámbitos o dimensiones de la experiencia educativa, que son responsabilidad del conjunto de la institución escolar, incluyendo, entre otros, el proyecto educativo y el tipo de disciplina que caracteriza a cada establecimiento, los estilos y tipos de prácticas docentes, las actividades ceremoniales y el ejemplo cotidiano de profesores y profesoras, administrativos y los propios estudiantes. Sin embargo, el ámbito privilegiado de realización de los OFT se encuentra en los contextos y actividades de aprendizaje que organiza cada sector y subsector, en función del logro de los aprendizajes esperados de cada una de sus unidades.

Desde la perspectiva señalada, cada sector o subsector de aprendizaje, en su propósito de contribuir a la formación para la vida, conjuga en un todo integrado e indisoluble el desarrollo intelectual con la formación ético-social de alumnos y alumnas. De esta forma se busca superar la separación que en ocasiones se establece entre la dimensión formativa y la instructiva. Los programas están contruidos sobre la base de contenidos programáticos significativos que tienen una carga formativa muy importante, ya que en el proceso de adquisición de estos conocimientos y habilidades los estudiantes establecen jerarquías valóricas, formulan juicios

morales, asumen posturas éticas y desarrollan compromisos sociales.

Los Objetivos Fundamentales Transversales definidos en el marco curricular nacional (Decreto N° 220), corresponden a una explicitación ordenada de los propósitos formativos de la Educación Media en cuatro ámbitos: *Crecimiento y Autoafirmación Personal, Desarrollo del Pensamiento, Formación Ética, Persona y Entorno*; su realización, como se dijo, es responsabilidad de la institución escolar y la experiencia de aprendizaje y de vida que ésta ofrece en su conjunto a alumnos y alumnas. Desde la perspectiva de cada sector y subsector, esto significa que no hay límites respecto a qué OFT trabajar en el contexto específico de cada disciplina; las posibilidades formativas de todo contenido conceptual o actividad debieran considerarse abiertas a cualquier aspecto o dimensión de los OFT.

Junto a lo señalado, es necesario destacar que hay una relación de afinidad y consistencia en términos de objeto temático, preguntas o problemas, entre cada sector y subsector, por un lado, y determinados OFT, por otro. El presente programa de estudio ha sido definido incluyendo ('verticalizando') los objetivos transversales más afines con su objeto, los que han sido incorporados tanto a sus objetivos y contenidos, como a sus metodologías, actividades y sugerencias de evaluación. De este modo, los conceptos (o conocimientos), habilidades y actitudes que este programa se propone trabajar integran explícitamente gran parte de los OFT defi-

nidos en el marco curricular de la Educación Media.

El Programa de Química de Tercer Año Medio refuerza algunos OFT que tuvieron presencia y oportunidad de desarrollo durante el Primer y Segundo Año Medio y adicionan otros propios de las nuevas unidades.

- 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.
- 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. 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.
- El OFT del ámbito *Persona y su Entorno* referido a la protección del entorno natural y sus recursos como contexto de desarrollo humano. El programa plantea el conocimiento de la química como una herramienta valiosa para la comprensión de la relación entre el ser humano y su entorno, así como de los procesos que ocurren en la naturaleza.
- En las unidades referidas al equilibrio y a la cinética química se propone que los estudiantes identifiquen las relaciones de la ciencia con la vida cotidiana (alimentación, producción de energía, calefacción, etc.) y entiendan, de manera elemental, que todos los procesos naturales

tienen una dinámica cuyo estudio puede ser abordado por la ciencia.

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 empleo de software.

Junto a lo señalado, el programa, a través de las sugerencias al docente que explicita, invita a prácticas pedagógicas que realizan los valores y orientaciones éticas de los OFT, así como las definiciones sobre habilidades intelectuales y comunicativas. En el ámbito de la formación ética ello se expresa a través de:

- La seriedad y exhaustividad en el estudio de todos los antecedentes que preceden al inicio de un trabajo de investigación.
- El respeto por la vida en cualquiera de sus formas.
- La honestidad en la presentación y discusión de todos los resultados.
- La humildad en reconocer abiertamente que nadie es poseedor de la verdad y que el conocimiento de todo ser humano es limitado e imperfecto.

Objetivos Fundamentales

Las alumnas y los alumnos desarrollarán la capacidad de:

1. Comprender conceptos básicos de reactividad y equilibrio químico y relacionarlos con reacciones químicas espontáneas del entorno.
2. Conocer los fundamentos de la estequiometría y hacer cálculos estequiométricos.
3. Entender los fundamentos de la cinética y describir fenómenos cinéticos simples.
4. Realizar mediciones controlando más de una variable, valorando la veracidad y rigurosidad en la investigación científica.
5. Entender los factores que afectan la reactividad en química orgánica.
6. Investigar e integrar información de fuentes bibliográficas científicas.

Unidades, contenidos y distribución temporal

Cuadro sinóptico

Unidades	
1	2
Nociones de reactividad y de equilibrio químico	Reacciones ácido- base y redox
Contenidos	
<ul style="list-style-type: none"> Factores energéticos asociados a la reactividad y al equilibrio químico: espontaneidad, energía libre y entropía; reacciones exotérmicas y endotérmicas. Estequiometría. Observación y clasificación de al menos dos clases de reacciones químicas que ocurran espontáneamente en el entorno inmediato. Conceptos termodinámicos básicos: sistema, entorno y procesos. Conceptos de entalpía, espontaneidad e irreversibilidad. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Procesos espontáneos y no espontáneos. Introducción del concepto de entropía. Variación de entalpía y de entropía en cambios de estado y en reacciones químicas. Introducción del concepto de energía libre. Los cambios de energía libre y su relación con el estado de equilibrio. La constante de equilibrio. Cambios de entalpía en reacciones químicas y su relación con la ruptura y formación de enlaces. 	<ul style="list-style-type: none"> Explicación de reacciones de oxidación y de reducción; estado de oxidación; igualación de ecuaciones redox; introducción a la electroquímica. Realización de experimentos con reacciones ácido base; concepto de titulación; cálculos de pH. Concepto de número de oxidación de un átomo. Convenciones y determinación del número de oxidación. Reacciones redox. Estequiometría. Método de igualación. Pilas electroquímicas. Fundamento teórico de su funcionamiento. Semirreacciones. Importancia tecnológica de las pilas y baterías. Soluciones de ácidos y bases. Determinación del pH. Realización de titulaciones ácido base y redox.
Tiempo estimado	
11 semanas	10 semanas

3

Cinética química

- Medición de la velocidad de una reacción simple, a lo menos a dos temperaturas y a dos concentraciones iniciales de reactantes; determinación del orden de reacción; cálculo de las constantes de velocidad; estimación de la energía de activación.
- Introducción a los mecanismos de reacción; reacciones químicas reversibles y equilibrio químico.
- Composición química y características físicas de catalizadores de uso en la vida cotidiana.
- Redacción de un ensayo de no más de 300 palabras acerca de la influencia de la temperatura en las reacciones de descomposición de alimentos.
- Factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas: temperatura, concentración, catalizadores.
- Mecanismos de reacción y ley cinética. Concepto de etapa elemental. Paso determinante de una reacción.
- Significado de la energía de activación y su relación con la velocidad con que ocurre un proceso.
- Uso de los convertidores catalíticos y su importancia.
- Enzimas, su acción e importancia para la vida.

9 semanas

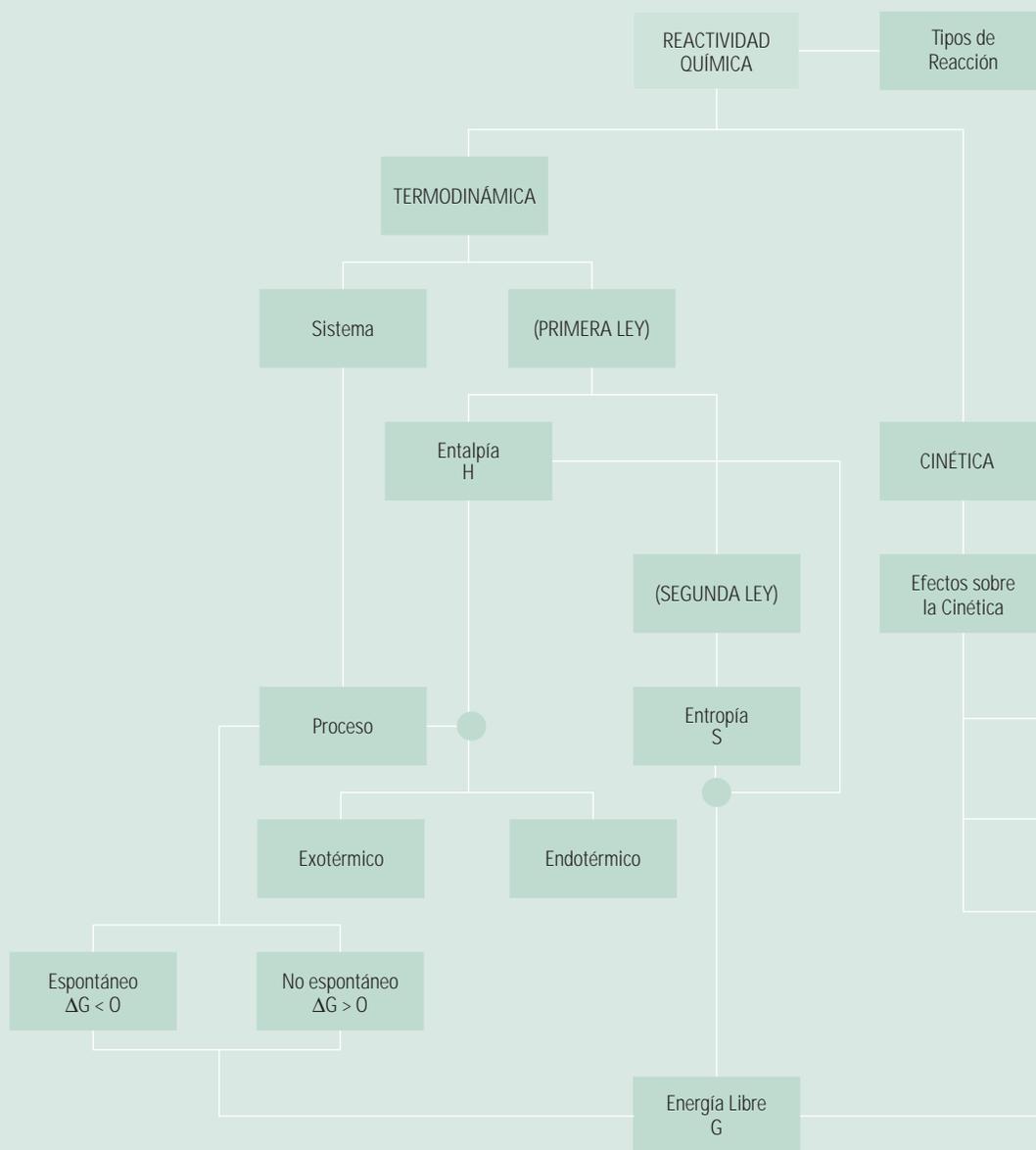
4

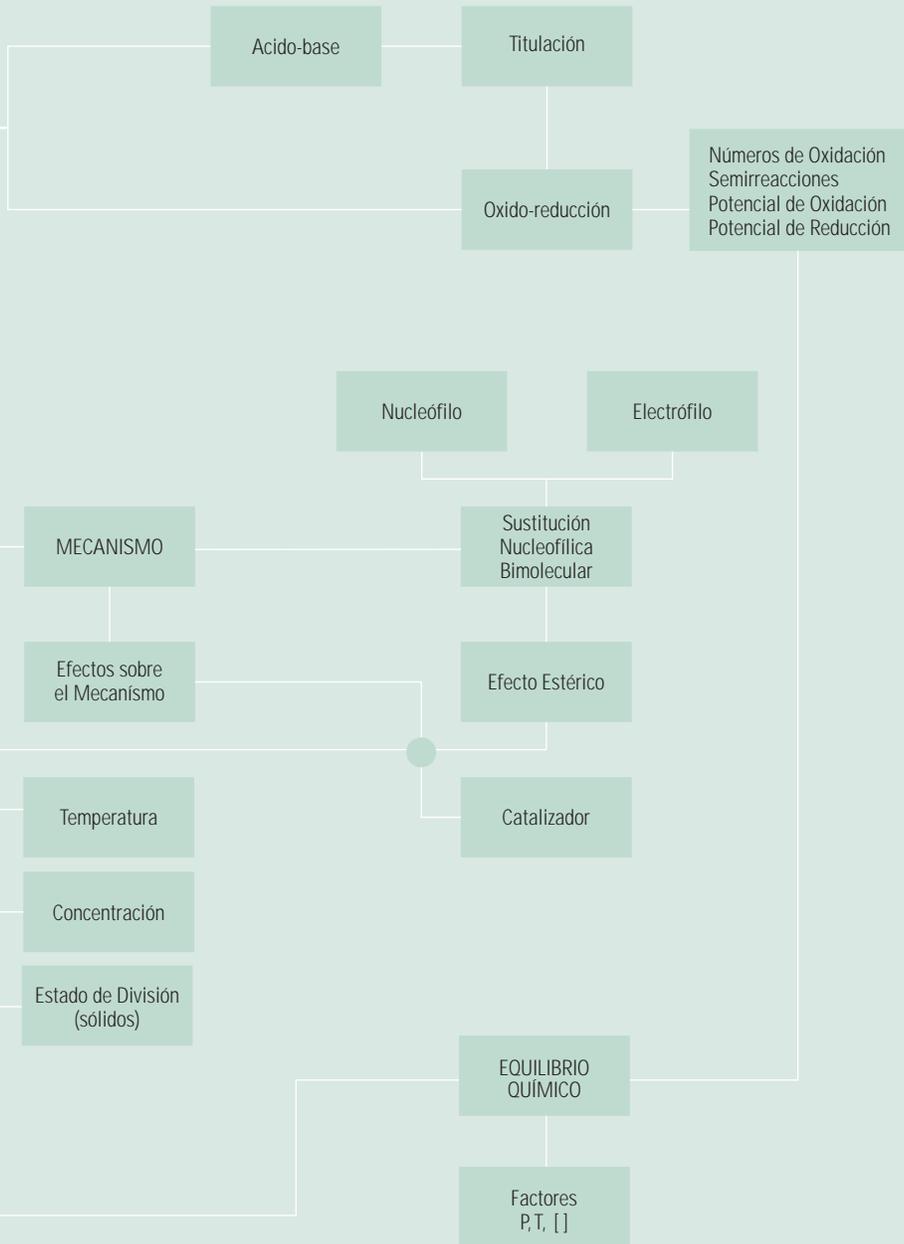
Reactividad en química orgánica

- Fundamentos de las reacciones químicas de compuestos orgánicos: grupos funcionales y reactividad; efectos electrónicos y estéricos.
- Investigación y redacción de un informe analítico acerca de investigaciones actuales de síntesis orgánica.
- Análisis de la contribución de la química orgánica a la producción y almacenamiento de alimentos; aditivos alimentarios; sustancias tóxicas en los alimentos.
- Representación de moléculas orgánicas mediante modelos espaciales y figuras bidimensionales.
- Grupos funcionales en moléculas. Polarización de enlaces y su relación con la reactividad química.
- Identificación de sitios ricos y deficientes de electrones. Conceptos de electrófilo, nucleófilo.
- Reactividad comparada de los miembros de una misma familia de compuestos frente a una reacción particular.
- Conceptos básicos de reactividad orgánica. Mecanismo de reacción nucleofílica bimolecular, S_N^2 . Efectos estéricos.
- Importancia de los compuestos halogenados en diversos ámbitos: tecnología, medicina, agricultura.
- Sustancias con función hidroxilo. Solubilidad y formación de enlace de hidrógeno.
- Concepto de óxido-reducción en sustancias orgánicas. Aplicación a procesos redox de interés biológico.

10 semanas

Esquema conceptual del programa







Unidad 1

Nociones de reactividad y de equilibrio químico

Contenidos

- Factores energéticos asociados a la reactividad y al equilibrio químico: espontaneidad, energía libre y entropía; reacciones exotérmicas y endotérmicas. Estequiometría.
- Observación y clasificación de al menos dos clases de reacciones químicas que ocurran espontáneamente en el entorno inmediato.

Aprendizajes esperados

Las alumnas y los alumnos:

- identifican reacciones y procesos exotérmicos y endotérmicos que ocurren en la vida cotidiana;
- distinguen entre procesos espontáneos y no espontáneos;
- conocen ejemplos de reacciones químicas espontáneas que ocurren en el entorno;
- identifican toda reacción química como un proceso que tiende a una situación de equilibrio;
- reconocen en su significado y aplicación a casos muy simples los conceptos de entalpía, entropía y energía libre;
- relacionan a las reacciones químicas intercambios de energía;
- asocian a los cambios energéticos en una reacción la ruptura y formación de enlaces químicos.

Conceptos estructurantes de la unidad

- | | |
|--------------------------------------|---|
| • sistema | • entalpía |
| • entorno | • entropía |
| • límite | • energía libre |
| • sistema abierto, cerrado y aislado | • procesos espontáneos y no espontáneos |
| • proceso | • equilibrio químico, calor y trabajo |

Orientaciones didácticas

Los contenidos mínimos de esta unidad se pueden escribir así:

- Método y lenguaje de la termodinámica y su importancia: sistemas termodinámicos (aislado, cerrado, abierto), estado de un sistema y, en particular, el estado de equilibrio.
- Intercambios de energía: procesos endotérmicos y exotérmicos. La entalpía y su relación con el calor absorbido o liberado en un proceso.
- Espontaneidad de un proceso y equilibrio. Introducción elemental a los conceptos de entropía y energía libre.

Al concluir esta unidad alumnas y alumnos podrán distinguir entre procesos que ocurren en forma espontánea y los que suceden sólo con un aporte externo de energía libre. Asimismo, comprenderán que todo sistema sometido a un proceso espontáneo tiende a un estado de equilibrio, e identificarán los factores que lo determinan. En este contexto aprenderán que el equilibrio químico es dinámico y valorarán la utilidad de poder determinar los cambios de energía libre.

Es importante que los estudiantes comprendan que todo sistema evoluciona, alcanzando finalmente un estado de equilibrio y que durante este proceso la energía libre del sistema disminuye hasta alcanzar un valor mínimo. Ello permitirá a los alumnos y alumnas comprender, de un modo elemental, que los fenómenos se suceden unos a otros, en procesos dinámicos y que todo sistema evoluciona en forma espontánea a dichos estados que poseen una energía libre mínima.

Es una idea fundamental, en el proceso de aprendizaje, que la termodinámica se ocupa sólo de la factibilidad de un proceso, si son conocidos su estado inicial y final, pero la velocidad con que ello ocurre es materia de la *cinética*, cuyo estudio se aborda en la tercera unidad del programa. Se enfatizará la existencia de sistemas cuya evolución hacia un estado de equilibrio es extraordinariamente lenta. Esto se hará patente en el estado de la atmósfera terrestre, que no es un sistema en equilibrio, ya que, por ejemplo, una solución acuosa de ácido nítrico es termodinámicamente más estable que la mezcla de los gases nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2) y agua líquida. Dicho equilibrio químico está muy lejos de lograrse, aunque ya han transcurrido millones de años desde que esos gases están presentes en la atmósfera terrestre.

Las actividades propuestas en esta unidad tienen como objetivo principal que los alumnos y alumnas puedan relacionar la energética de las reacciones químicas con fenómenos de la vida cotidiana. Así por ejemplo, el proceso de combustión, que fue tratado en forma elemental en 6º Año de Educación Básica, podrá aquí ser comprendido en mayor profundidad como una de las reacciones químicas más relevantes para la vida. La combustión se relaciona, entre otros, con el metabolismo de los seres vivos y con el contenido energético de los alimentos, con la producción de energía termoeléctrica, con la calefacción doméstica y con la energía producida por los motores de combustión interna usados en vehículos para el transporte terrestre, marítimo y aéreo.

En relación con los aprendizajes logrados el año anterior, en 2º Año Medio, los estudiantes podrán asociar la liberación o absorción de energía en una reacción química en forma de calor, luz o energía eléctrica con las diferencias energéticas entre los productos y reactivos

debido a sus diferentes *tipos de enlace*. La idea es, entonces, que alumnas y alumnos se interioricen con los cambios químicos y comprendan y sepan valorar las diferencias energéticas en los enlaces químicos de las sustancias que intervienen en una reacción, como un reservorio de energía que puede ser puesto al servicio de los seres humanos. Se deberá considerar, naturalmente, los factores ecológicos y ambientales que hagan posible, en el largo plazo, su vida en la tierra.

Es importante que el enfoque sea amplio y que los conocimientos adquiridos no sean una mera acumulación enciclopédica de datos, sino que alumnos y alumnas desarrollen destrezas y que los aprendizajes logrados constituyan un fundamento integrador que les permita comprender de manera elemental pero rigurosa, por ejemplo, las bases químicas de los procesos químicos corrientes en la industria, en el área médica, biológica o farmacéutica. Muchos fenómenos que antes pudieron parecer inexplicables adquirirán un significado más pleno al ser considerados desde el punto de vista de ruptura y formación de los enlaces de las sustancias que intervienen en ellos.

Actividades

Actividad 1

Discuten conceptos termodinámicos elementales y los aplican a situaciones simples.

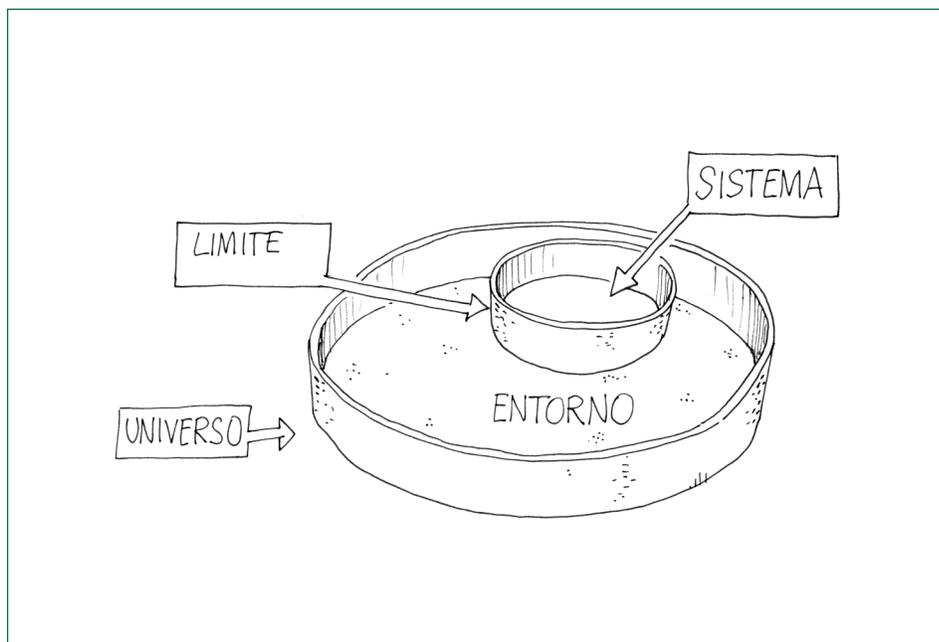
Ejemplo

Se debate y experimenta en relación a los conceptos de sistema (termodinámico), entorno, procesos y estado del sistema.

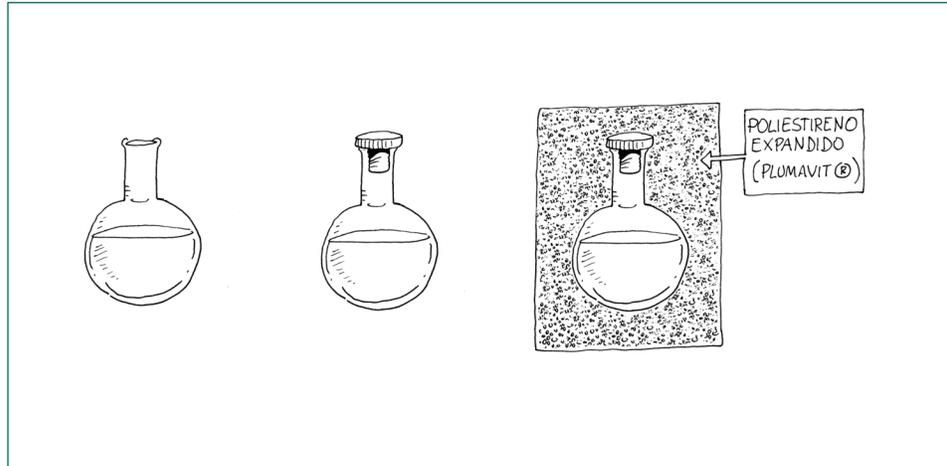
- En primer lugar, se introduce la idea de que la *termodinámica* es una disciplina de naturaleza general, que es aplicable al estudio de los cambios que ocurren en una amplia variedad de sistemas y situaciones.
- Se introducen los conceptos de *sistema*, *entorno* y *proceso*.

Con este fin alumnos y alumnas indagan e intentan definir los términos anteriores, en base a ejemplos propuestos por el docente.

- El profesor o profesora precisa los conceptos involucrados: *proceso* se comprende como un cambio que ocurre en una región del universo denominada *sistema*, delimitado del entorno por una pared o límite.



- Los estudiantes intentan clasificar y caracterizar, de acuerdo a los intercambios de materia y energía entre el sistema y su entorno, los siguientes sistemas propuestos por el docente como *cerrado*, *abierto* y *aislado*.



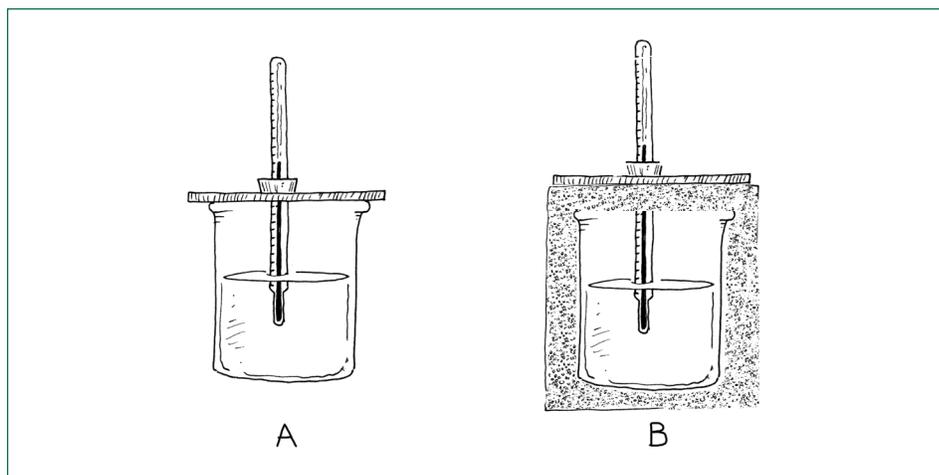
- Alumnas y alumnos indagan acerca de cómo distinguir entre un sistema aislado y no aislado, para lo cual realizan experimentos simples:

Experimento 1

Distinción entre un sistema aislado y otro sin aislar.

Vierten en dos vasos la misma cantidad de agua a 60-70°C. Uno de los vasos está aislado con una lámina de poliestireno, espuma, corcho u otro material aislante, y el otro sin aislar. Insertan un termómetro en el líquido contenido en cada uno de los recipientes.

- Predicen lo que esperan observar cuando se mide la temperatura a distintos tiempos.
- Miden la temperatura del agua luego que ha transcurrido un par de minutos (tiempo “cero”) y luego cada 5 minutos, agitando primero brevemente el líquido. Tabulan sus mediciones y debaten acerca de sus observaciones e intentan explicarlas.



	Sistema A	Sistema B
Tiempo/minutos	Temperatura/°C	Temperatura/°C
0		
5		
10		
15		

- Después de 15 minutos interrumpen las mediciones y las analizan. Contrastan los resultados obtenidos con sus predicciones e intentan explicarlas.
- Tratan de fundamentar por qué se esperó un par de minutos luego de verter el agua en los vasos, antes de comenzar a realizar las mediciones. ¿Qué hubiese sucedido si se midiera la temperatura en forma inmediata? ¿Sería acertado proceder así? ¿Por qué?

Experimento 2

Efecto de una pared aislante sobre la transmisión del calor.

Se protegen la yema del dedo índice con un trozo de una lámina delgada de poliestireno expandido o espuma de poliuretano y tocan un vaso de precipitados con agua a 80-90°C.

- Cuidadosamente, tocan el vaso por un instante muy breve con el dedo sin proteger. ¿Qué concluyen? ¿A qué se debe la diferencia observada? ¿Sería lo mismo proteger el dedo con papel de aluminio? ¿Qué característica diferencia al metal de esos materiales?
- Alumnos y alumnas proponen diversos sistemas, definen sus características y las del entorno correspondiente a cada uno de aquéllos y los clasifican como cerrados, aislados o abiertos.
- Finalmente se explica el significado preciso de esos conceptos y que esta clasificación se basa en las propiedades del límite o pared del sistema.
- Dan ejemplos de procesos e intentan caracterizarlos en relación al cambio de algunas de las propiedades del sistema.
- Enumeran las propiedades que permiten caracterizar un sistema cualquiera. (Seguramente serán mencionadas varias de las siguientes propiedades: color, forma, textura, dureza, masa, temperatura, densidad, estado físico, composición química y volumen).
- Indagan y debaten acerca de si sería necesario indicar la masa y el volumen del sistema, si se indica su densidad, o si es necesario especificar la composición química, si el sistema consiste de una sustancia pura y no sufre una transformación química en el proceso descrito.
- Finalmente, el docente explica que en realidad se necesita un conjunto pequeño de propiedades para definir el *estado del sistema*. Basta con indicar la temperatura, presión y volumen del sistema (T, P, V) y, si el sistema es una mezcla u ocurren en él reacciones químicas, (*sistema reactivo*) se debe agregar la composición química.

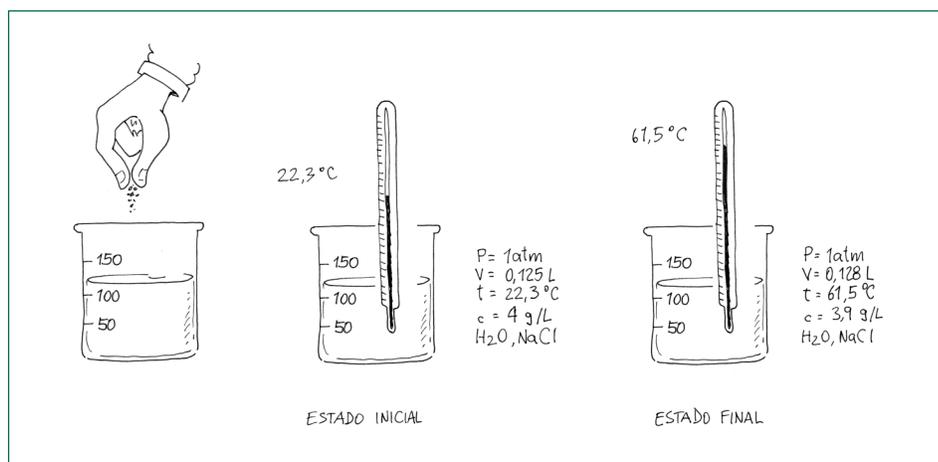
Un ejemplo simple sobre el estado del sistema puede ser realizado a través de la siguiente actividad experimental:

Experimento 3

Definición del estado termodinámico de un sistema en términos de sus propiedades.

Alumnas y alumnos disponen un vaso graduado de 250 mL con una cierta masa de agua (por ej. 125 g) a temperatura ambiente. Disuelven en el agua 0,5 g de sal común. Determinan la temperatura y volumen de la solución. Luego la calientan hasta aproximadamente 60°C y determinan nuevamente su temperatura y volumen.

- Se define como sistema la solución de cloruro de sodio, sin el recipiente.
- Intentan determinar las propiedades que especifican los estados inicial y final del sistema y el proceso a que éste fue sometido.
- Debaten en torno al asunto tratando de determinar cuál es la temperatura, presión, volumen y concentración de la solución. Realizan dibujos, indicando los valores de estas propiedades, de manera análoga al ejemplo ilustrado en la figura inferior.



Nota

En el dibujo de la derecha se ha indicado el volumen correcto de $\approx 0,128\text{ L}$, pero realmente no podría ser apreciada de manera visual una diferencia de volumen con el recipiente de la izquierda. Ello sólo ha sido realizado para mostrar que, en rigor, la concentración también varía. (No parece conveniente usar aquí la escala Kelvin de temperatura, ya que ello podrá complicar a los estudiantes).

- Determinan la masa de unos 25 g de hielo (con una precisión de 0,1 g) y lo agregan a la solución. Una vez que el sólido ha fundido por completo, agitan y determinan el valor de las variables que especifican el estado del nuevo sistema (P, V, T, c).
- Indagan sobre el proceso que ha tenido lugar luego de la adición del trozo de hielo. ¿Qué propiedades han cambiado? ¿Ha variado la concentración de la solución? ¿Por qué?

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que las actividades de este ejemplo sean dinámicas y entretenidas, escogiéndose una cantidad importante de sistemas de la vida cotidiana, los que los alumnos y alumnas podrán clasificar. También es importante evitar el enfoque usual de la termodinámica elemental que suele introducirse exclusivamente a través de ejemplos “químicos” o de la materia al estado gaseoso.

Los estudiantes deberán aprender que el poder y belleza de la termodinámica está justamente en su generalidad y que esta disciplina no se limita a la química. Alumnas y alumnos podrán maravillarse de cómo, con sólo unos pocos datos (por ej. temperatura, presión, volumen y composición química), es posible conocer una serie de propiedades de un sistema y predecir lo que le ocurrirá bajo ciertas condiciones. Sin embargo, no podría ser obvio para los estudiantes, en absoluto, que la condición o estado de un sistema puro (no reactivo) esté determinado por el trío de valores (P, V, T) y por ello parece importante enfatizar que ésta es una realidad que resulta de la evidencia experimental.

Es importante precisar que un sistema puede tener cualquier tamaño o grado de complejidad. Un sistema podría ser la totalidad del liceo (con todo lo que hay en su interior: docentes, estudiantes, bancos, libros, etc.), el sistema solar, una partícula de polvo flotando en el aire, una bacteria o una neurona en el cerebro de un alumno o una alumna y la termodinámica lo clasifica sólo en relación a las propiedades del límite.

Para ejercitar la comprensión de estos conceptos pueden ser útiles los siguientes ejemplos de sistemas:

- Una ampolla de vidrio sellada con alcohol en su interior, ¿qué tipo de sistema es?
- ¿Qué tipo de sistema es un vaso de agua?
- ¿Cuál es el entorno del sistema solar?
- Si se perfora un recipiente metálico cerrado que contiene un líquido, ¿en qué tipo de sistema se convierte?
- ¿Es el cuerpo humano un sistema aislado, cerrado o abierto? ¿Cuál es su entorno?

Los siguientes procesos pueden ser propuestos como ejemplos:

- ¿Cuál será el proceso que ocurre a un trozo de hierro a temperatura ambiente, cuando se introduce en la hielera que se encuentra a $-10\text{ }^{\circ}\text{C}$?
- ¿Qué proceso ocurre cuando se coloca un cristal de sulfato de cobre en agua? (Si es posible, realizan el experimento en un tubo de ensayo, utilizando un pequeño cristal de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$).
- ¿Cuáles son los estados inicial y final, y cuál es el proceso que ha tenido lugar?

En el último experimento los estudiantes podrán imaginar qué ocurre con las variables temperatura, presión y volumen del líquido cuando se calienta o se enfría la solución y qué debe ocurrir para que haya transferencia de calor. Alumnos y alumnas determinarán la concentración de las soluciones en g/L y en mol/L e indagarán de si la concentración varía con la temperatura.

- ¿Qué le sucede, respecto del volumen, a un líquido cuando se calienta?
- ¿Cómo podrían demostrar experimentalmente el efecto que predicen? (Puede ayudar que los estudiantes recuerden, por ejemplo, en qué se basa el uso del termómetro).

Es importante que noten que en estos experimentos la única variable cuyo valor se mantiene constante es la presión a la que está sometido el sistema, que es aproximadamente una atmósfera. Se convencerán que ello no es siempre el caso, para lo cual podrían considerar otras situaciones, por ejemplo, las siguientes:

- El aire en el interior de un neumático.
- El butano en un cilindro de gas licuado.
- El agua a ebullición contenida en una olla a presión.
- Agua contenida en un recipiente abierto ubicado sobre la cima del monte Aconcagua.

Evaluación

Esta actividad es central para el desarrollo de la totalidad del programa y por ello su evaluación deberá estar dirigida a asegurar que alumnos y alumnas comprendan, al final de ella, los diferentes conceptos discutidos, en particular los siguientes:

- sistema
- clases de sistemas termodinámicos
- entorno
- límite
- procesos

La comprensión de estos conceptos puede ser evaluada a través de los ejemplos presentados en la actividad y en las indicaciones al docente.

La evaluación puede complementarse con ejercicios que permitan relacionar términos cruzados o bien completando o excluyendo términos de una serie de aseveraciones.

Además, alumnas y alumnos podrán realizar algunas de las siguientes actividades a ser evaluadas:

- Trabajos sobre temas puntuales, por ejemplo, la distinción entre los conceptos de calor y temperatura.
- Confección de ilustraciones de diferentes tipos de sistemas.
- Elaboración de posters con diagramas y dibujos que expliquen algunos conceptos termodinámicos básicos.
- Trabajos de índole valórica, por ejemplo, sobre la importancia de la termodinámica para el ser humano.
 - ¿En que ámbito se aplica?
 - ¿Para qué sirve?
 - ¿En qué profesiones u oficios es importante saber termodinámica?
 - ¿A qué problemas ambientales se puede aplicar preferentemente la termodinámica? (Efecto invernadero, inversión térmica en la atmósfera contaminada de las grandes ciudades, polución por uso de combustibles fósiles, etc.).

A todos los trabajos en equipo se seguirán exposiciones breves con activa participación de los estudiantes y del docente.

Puede ser un ejercicio entretenido que los estudiantes elaboren historietas con diálogos en los que se traten algunos de los conceptos centrales de esta actividad, lo cual es también una instancia apropiada de evaluación.

Se deberá enfatizar el uso correcto del lenguaje científico, evaluando este aspecto frecuentemente para que los alumnos y alumnas adquieran un dominio conceptual de la termodinámica básica.

Actividad 2

Identifican conceptos elementales acerca de las interacciones de un sistema con su entorno en situaciones experimentales.

Ejemplo

Experimentan y debaten acerca de los intercambios de energía entre un sistema y su entorno. Se introducen los conceptos de espontaneidad e irreversibilidad.

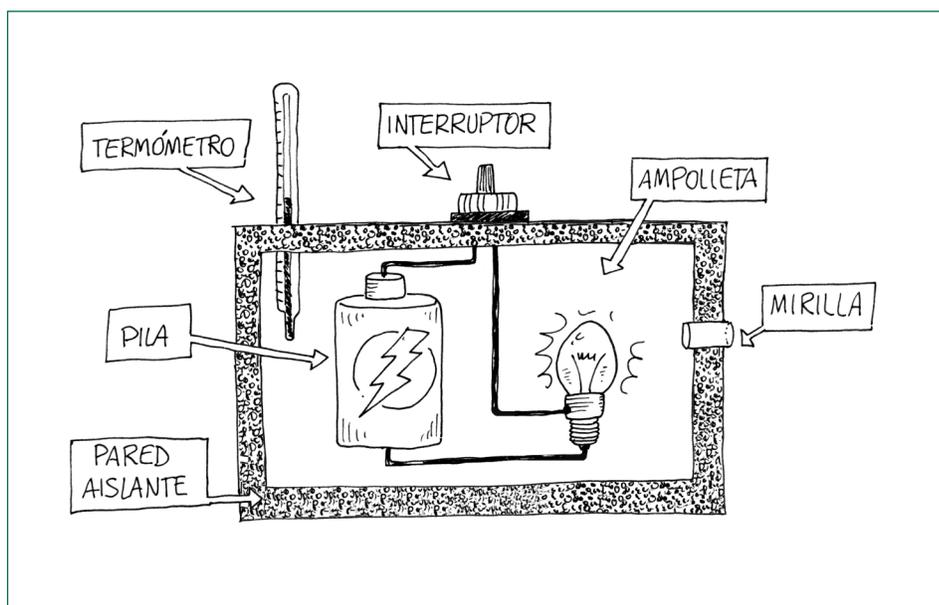
Los estudiantes indagan acerca del principio de conservación de la energía y discuten, apoyados por el docente, procesos a los que éste se aplica.

Experimento 1

Principio de conservación de la energía aplicado a un sistema termodinámico.

Los estudiantes instalan un sistema que consiste de una pila y una ampolleta contenidos dentro de una caja relativamente pequeña, de paredes aislantes.

- Cierran el circuito y predicen lo que ocurrirá en el sistema. Debaten acerca de lo que ocurre a través de sus observaciones en las que miden la temperatura del sistema a intervalos de 5-6 minutos. Elaboran una tabla en la que anotan las temperaturas del aire a diferentes tiempos.



- El docente inicia un debate preguntando:
 - ¿Qué clase de sistema es el utilizado?
 - ¿Qué clases de energía se han transferido o transformado?
- Los alumnos y las alumnas realizan un “balance energético para el proceso” tomando en cuenta los estados inicial y final. Por ejemplo, si se trata de una ampolleta podrían escribir:

energía química (pila)=energía luminosa(ampolleta) + calor (pila, ampolleta, conductores)

- Luego indagan en relación a los estados inicial y final del sistema. Debaten acerca de la suerte de esas formas de energía:
 - ¿En qué se transformó la energía luminosa de la ampolleta?
 - ¿Cómo se puede demostrar que la pila también produce calor mientras funciona?
 - ¿Qué se puede decir respecto de la energía química de la pila al final del proceso, si se compara con la energía química inicial? ¿Es la misma? ¿Por qué?
 - ¿Es la energía total del sistema igual al comienzo y al final del proceso?
- Deducen que si el sistema es aislado su energía y masa no ha variado.
- Proponen otros ejemplos de procesos en los que ocurre transferencia de calor, como los siguientes:
 - Combustión del gas, alcohol u otro combustible.
 - Funcionamiento del motor de un vehículo.
 - Accionamiento del freno de un vehículo.

Experimento 2

Relacionan, en un sistema, su variación de energía con los intercambios de calor y trabajo.

Los estudiantes disponen una jeringa desechable de 50 mL, que contiene 25 mL de aire, y la sellan donde normalmente se inserta la aguja.

- Hacen predicciones de lo que sucederá cuando la sumergen en agua caliente (80-90° C).
 - ¿Qué observan?
 - ¿Se podría levantar un pequeño peso aprovechando el desplazamiento del émbolo?
 - ¿Se puede decir que aún en ausencia de ese pequeño peso el aire en la jeringa realizó un trabajo? ¿Por qué?
 - ¿Qué factores determinarán la magnitud de ese trabajo de expansión? ¿Influirá la magnitud del aumento de volumen o la presión exterior ejercida sobre el gas?

- Apoyados por el docente los estudiantes concluyen que el trabajo realizado por el gas contenido en la jeringa depende de:
 - La fuerza que se opone al desplazamiento del émbolo.
 - La variación de volumen del gas.

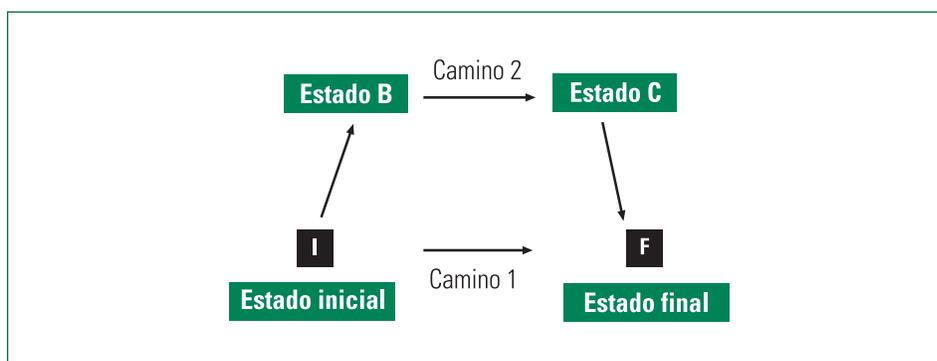
Finalmente concluyen, ayudados por el profesor o por la profesora, que el trabajo realizado es $w = -P_{\text{exterior}} \Delta V$, en que el signo negativo sólo indica que al realizar trabajo “sale” energía del sistema.

- Los estudiantes debaten e intentan demostrar que el flujo de calor absorbido por el aire de la jeringa tuvo dos efectos: aumentó su temperatura y, en consecuencia, también su energía, y se transformó parcialmente en trabajo.

Concluyen que:

“La energía del universo es constante, no se puede crear ni destruir. Un sistema puede variar su energía sólo por intercambio con el entorno, de modo que cuando la energía del sistema aumenta la del entorno disminuye en igual magnitud (y viceversa)”.

- Los alumnos y alumnas debaten en torno a los cambios de energía (interna) en dos procesos que siguen diferentes caminos:



- El profesor o la profesora les pregunta sobre el significado del esquema anterior y, de ser necesario, les explica que hay una infinidad de maneras de ir desde el estado inicial I al estado final F y todas ellas significan la misma variación de energía del sistema.

Como motivación del debate en relación al concepto de espontaneidad las alumnas y alumnos realizan el siguiente experimento:

Experimento 3

Indagan acerca del concepto de espontaneidad de un proceso.

Agregan ácido clorhídrico diluido a un tubo de ensayo que contiene un pequeño trozo de cinc. Previamente han determinado la masa de cinc y calculado la cantidad estequiométrica de ácido clorhídrico necesaria para que la reacción sea completa. (Ver indicaciones al docente).

- Escriben la ecuación química que describe la reacción y toman nota, ordenadamente, de todas sus observaciones e intentan interpretarlas.
- Indagan sobre qué le ocurre al cinc cuando se pone en contacto con el ácido clorhídrico. Luego contrastan sus observaciones con las que originan las siguientes preguntas:
 - ¿Es el proceso espontáneo?
 - ¿De dónde provienen las burbujas?
 - ¿Se enfría o se calienta la mezcla durante la reacción?
 - ¿Qué se puede decir en relación a la acidez de la solución final, si la cantidad de ácido (o bien, de metal) es muy pequeña? (Ensayan con papel pH) Explican lo que observan.
 - ¿Por qué “desaparece” el cinc?
 - ¿Es combustible el gas desprendido en la reacción? (Ensayan).
 - ¿Es ácido o básico el gas producido? (Ensayan con papel pH).
 - ¿Qué se observa cuando se evapora cuidadosamente la solución resultante?
- Los estudiantes hacen un informe en donde describen, discuten y sacan conclusiones de sus observaciones, en relación a la estequiometría y termodinámica de la reacción. Finalmente, en conjunto con el docente, analizan su interpretación a las diferentes observaciones, las contrastan entre sí e indagan acerca de las explicaciones correctas para cada una de ellas.
- Alumnos y alumnas indagan acerca de qué se entiende por un *proceso espontáneo*. Buscan ejemplos de la vida cotidiana. La profesora o el profesor precisa el concepto y define un proceso espontáneo.
- De manera análoga, los estudiantes intentan definir un *proceso irreversible* y proponen ejemplos de procesos de la vida cotidiana y los clasifican como *reversibles o irreversibles*.

- Finalmente, el docente define un proceso irreversible, por ejemplo, en los siguientes términos:

Un *proceso irreversible* es una transformación espontánea que ocurre en una dirección determinada pero no en dirección opuesta.

(Ver indicaciones al docente).

Los estudiantes debaten contrastando sus respuestas con respecto a las definiciones de espontaneidad e irreversibilidad dadas por el docente.

- Para concluir esta actividad se autoevalúan en relación a si supieron observar cuidadosamente y si la interpretación que dieron a sus observaciones fue acertada.

INDICACIONES AL DOCENTE

 Es importante que durante la experimentación los alumnos y alumnas usen lentes de protección.

 Es importante ocupar en la experimentación la mínima cantidad de sustancia y al término de aquella juntar todas las soluciones en un vaso de precipitados y neutralizarlas con una solución de carbonato de sodio. La solución es diluida con bastante agua antes de ser vertida en el desagüe.

El docente querrá señalar que el concepto de reversibilidad introducido en el programa se refiere a la acepción corriente del término y que, en rigor, los términos termodinámicos de “reversibilidad” e “irreversibilidad” son más restrictivos y difíciles de comprender.

Se recomienda al docente que en la experimentación con cinc y ácido clorhídrico los estudiantes ensayen tres situaciones diferentes en las que deban aplicar conceptos básicos de estequiometría:

- Cantidades estequiométricas de los reactivos.
- 20 % de exceso de cinc.
- 20 % de exceso de ácido clorhídrico.

Al final del experimento miden el pH de la disolución y anotan sus observaciones. De este modo aplicarán en forma práctica principios de estequiometría a una reacción sencilla.

Es importante que los estudiantes capten que los intercambios de energía entre un sistema y su entorno en forma de calor o trabajo son de importancia fundamental en termodinámica. De hecho, la experimentación propuesta permitiría enunciar en forma prácticamente directa la primera ley de la termodinámica, pero aquí parece preferible evitar una definición formal de dicha ley. (Esto es parte del programa diferenciado de 3° Año Medio).

Evaluación

Los experimentos propuestos son adecuados para evaluar el grado de avance que los estudiantes han logrado en la comprensión de los conceptos termodinámicos básicos. En el caso de la reacción de cinc con ácido clorhídrico se podrá evaluar de la manera propuesta (autoevaluación y coevaluación), o a través de la evaluación realizada por el docente, pero se recomienda no calificar a alumnos y alumnas, planteando la actividad como un desafío a su capacidad de observación.

También es posible realizar ejercicios de completar términos en frases o corregir conceptos erróneos. Los siguientes ejemplos pueden ser útiles.

Completar los términos faltantes:

- Un proceso que ocurre por sí solo se denomina _____.
- Un sistema al que se transfiere energía en forma de calor aumenta su _____ y si puede variar su volumen es capaz de realizar un _____.

Corregir las siguientes definiciones de manera que sean correctas:

- La energía de un sistema puede aumentar sin que varíe la energía del entorno.
- Un proceso espontáneo es un proceso en el que aumenta la temperatura.

Finalmente, la evaluación podría extenderse a aspectos históricos de la termodinámica. Para ello los alumnos y alumnas realizarán trabajos indagando quién fue James P. Joule y cuál fue su mayor contribución a la ciencia.

Actividad 3

Identifican procesos exotérmicos y endotérmicos.

Ejemplo

Indagan acerca de la naturaleza del calor, experimentan con algunos procesos y determinan si en ellos se desprende o se absorbe calor.

- Un grupo de estudiantes investiga sobre el desarrollo histórico del concepto de calor y realiza un trabajo escrito.
- Alumnos y alumnas indagan acerca del significado del concepto *calor*.

Si es necesario, el docente precisa el concepto.

El intercambio de calor es un flujo de energía que ocurre entre un sistema y su entorno.

- Indagan sobre lo que es un *proceso exotérmico* o *endotérmico*, buscan ejemplos y describen procesos naturales exotérmicos y endotérmicos.
- Realizan actividades experimentales, de procesos de disolución y cambios de estado:

Experimento 1

Experimentan con un proceso exotérmico.

En 5 mL de agua contenida en un tubo de ensayo aislado térmicamente, en el que se ha introducido previamente un termómetro, disuelven 2 g de cloruro de calcio anhidro, CaCl_2 .

- Determinan la temperatura extrema que alcanza la mezcla.
 - Clasifican el sistema resultante como abierto, cerrado o aislado.
 - Clasifican el proceso anterior como endotérmico o exotérmico.
 - ¿Cómo pudo calentarse el sistema si está aislado?
 - ¿Qué se puede decir respecto de su energía inicial en comparación con su energía final?

Experimento 2

Realizan un proceso que involucra una transformación endotérmica.

En forma similar al experimento anterior, disuelven 2 g de cloruro de calcio hexahidratado, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, en 5 mL de agua a 20°C y miden la temperatura extrema que alcanza la mezcla.

- Clasifican el sistema resultante como abierto, cerrado o aislado.
 - Clasifican el proceso observado como endotérmico o exotérmico.
 - ¿Por qué disminuyó la temperatura del sistema, no obstante que está aislado?
 - ¿Aumentará la temperatura del agua si se agrega una piedra de 2 g a 20°C ? ¿Por qué?
 - ¿Cómo será la energía final del sistema en relación a su energía inicial?
-
- Intentan definir el estado final de dichos sistemas a través de las variables que los caracterizan.

Experimento 3

Intercambios de calor en cambios de estado físico: fusión.

Realizan la fusión de un sólido, hielo, por ejemplo. ¿Es éste un proceso exotérmico o endotérmico?

- Si se coloca un trozo de hielo sobre la mano, ¿qué sucede? ¿Cómo se explica el fenómeno observado?
- Si se introduce un trozo de hielo en un vaso de agua, ¿qué se observa en el agua? ¿A qué se debe el fenómeno?

Experimento 4

Intercambio de calor en cambios de estado físico: evaporación.

Introducen un termómetro en un recipiente con agua y calientan hasta que alcanza el punto de ebullición. ¿Qué se observa? Comprueban experimentalmente la validez de esta aseveración (si no lo han realizado antes): "En el punto de ebullición la temperatura se mantiene constante".

- Intentan responder:
 - ¿Qué clase de sistema es el usado en la experimentación?
 - ¿Qué tipo de proceso es el calentamiento del líquido, endotérmico o exotérmico?
 - ¿Qué tipo de proceso, endotérmico o exotérmico, es la evaporación del líquido?

INDICACIONES AL DOCENTE

 Es importante que las alumnas y alumnos colecten las soluciones de sales de calcio y las dejen evaporar al ambiente. El cloruro de calcio hidratado resultante puede ser reutilizado.

Esta actividad es útil para que los estudiantes indaguen cómo es el proceso de cristalización de la sal a partir de una disolución acuosa, recordando que la disolución de la sal hidratada está acompañada por absorción de calor. Se les puede preguntar también qué condiciones serán favorables para la cristalización.

La solubilidad del cloruro de calcio en agua es apreciable: a 20°C se disuelven 75 g de CaCl_2 en 100 g de agua. Además, las soluciones de cloruro de calcio tienden a sobresaturarse y por ello, frecuentemente, la cristalización de la sal hidratada es bastante lenta. La sal recuperada se seca al aire para reutilizarla en otra ocasión. (Por ejemplo, en el experimento 2).

Conviene recordar a los estudiantes la distinción entre calor y temperatura: el calor como una forma de energía que fluye entre dos cuerpos. (Hay un flujo neto de calor cuando la temperatura de ambos cuerpos es diferente y cesa cuando ésta se iguala. Un caso excepcional ocurre en un sistema que sufre un cambio de estado). La temperatura, en cambio, se relaciona con la agitación molecular y con la energía cinética de las moléculas.

Es importante que los estudiantes planteen diversos procesos que significan un intercambio de calor entre un sistema y su entorno, estableciendo claramente, en cada caso, que los términos de exotérmico o endotérmico se aplican con respecto del sistema elegido.

Es importante ilustrar procesos exotérmicos y endotérmicos con ejemplos de la vida cotidiana:

- El proceso de fusión del hielo es endotérmico y por ello se enfría el agua del vaso que contiene un trozo de hielo.

Es importante que los estudiantes comprendan que la sensación de frío de un trozo de hielo sostenido en la mano se debe a que el hielo durante la fusión (y también por encontrarse a menor temperatura) absorbe calor del entorno y lo enfría. (Los niños de Educación Básica suelen decir que el cubo de hielo ha “traspasado frío” a la mano).

- La combustión de la cabeza del fósforo es muy exotérmica y hace arder la madera, combustión que también es un proceso exotérmico, por ello nos quemamos si acercamos la mano: se está produciendo calor.
- La estufa (parafina, gas, etc.) es útil porque en ella ocurre una combustión, esto es, un proceso exotérmico que nos entrega calor.
- Un acondicionador enfría el aire porque en el interior del equipo se produce, en un sistema hermético, la evaporación de un líquido para lo cual dicho líquido absorbe calor del aire, enfriándolo. El acondicionador tiene un condensador en el exterior, en el cual el vapor se condensa, entregando calor al aire exterior. (Se produce de este modo un “bombeo” de calor desde el interior hacia el exterior, enfriándose el aire en la pieza).
- Según lo anterior, la evaporación de un líquido es un proceso endotérmico. Por eso soplamos para enfriar la sopa acelerando el proceso de evaporación al retirar el vapor que está en equilibrio con el líquido; el calor necesario para la evaporación es obtenido del mismo líquido que, de este modo, se enfría.

En el caso de la ebullición, el calor absorbido por el líquido no produce un aumento de temperatura porque se utiliza para aumentar la energía cinética (promedio) de las moléculas, que logran así escapar de su superficie realizando un trabajo al vencer las fuerzas de cohesión de las moléculas del líquido.

Evaluación

Para la evaluación de los aprendizajes logrados se puede evaluar la exposición del trabajo (actividad a. del ejemplo) en algunos de los siguientes aspectos:

- Claridad de la exposición.
- Organización e integración de los conceptos.
- Uso correcto del lenguaje científico.
- Grado de comprensión alcanzado en relación al tema.
- Exhaustividad del trabajo.
- Aprovechamiento de las fuentes de información accesibles.

Se podrá proponer una serie de procesos que las alumnas y alumnos clasificarán como exotérmicos o endotérmicos. En los casos más simples clasificarán el sistema termodinámico, la naturaleza del límite (o pared) y las propiedades que caracterizan el estado del sistema, por ejemplo:

- Calentamiento de un cubo de hierro de 2 cm de arista, con un mechero, desde temperatura ambiente hasta que adquiere un color rojo oscuro (aproximadamente 500 °C).
- El cubo anterior se sumerge, al rojo, en un recipiente que contiene un gran volumen de agua a 0 °C.
- En una pecera que contiene agua hasta la mitad y tapada herméticamente con un vidrio, se produce condensación sobre éste que ha sido enfriado exteriormente con hielo.
- Fermentación de jugo de fruta en un recipiente aislado. (Este ejemplo puede realizarse experimentalmente disponiendo de dos recipientes aislados, inicialmente a la misma temperatura, conteniendo uno agua, el otro igual volumen de jugo de fruta).
- Evaporación de agua en un plato de sopa. ¿Por qué un caldo que contiene aceite en su superficie se enfría sólo muy lentamente? ¿Qué clase de sistema es éste, abierto o cerrado, si la capa de aceite es el límite o pared?

Un grupo de alumnos y alumnas indagará sobre la etimología de los prefijos *endo* y *exo*, explicarán el significado de los términos exotérmico y endotérmico y su uso en la biología y medicina (por ejemplo, en términos tales como endocrino, endometrio, endotelio, endoscopia, exoesqueleto y exógeno).

En cada uno de los casos los alumnos y las alumnas expondrán su trabajo al curso, siendo evaluados en algunos de los siguientes aspectos:

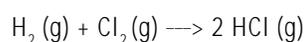
- Claridad en la exposición.
- Precisión en el uso del lenguaje científico.
- Exhaustividad en el uso de las fuentes de información.
- Logro en la comunicación (entretenida e incentivante).
- Apertura a considerar otras opiniones o interpretaciones.
- Grado de cooperación entre los integrantes del grupo.

Actividad 4

Asocian al efecto calórico de las reacciones la ruptura y formación de nuevos enlaces.

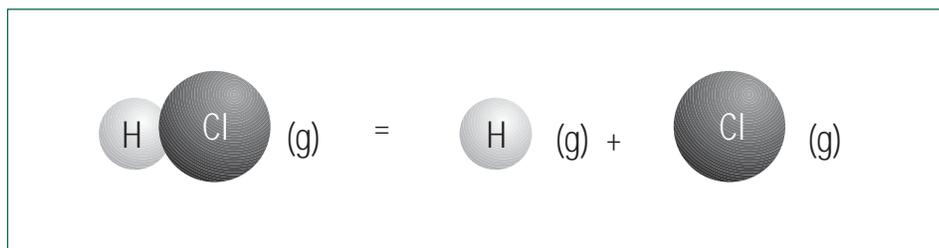
Ejemplo

- A partir de la energía de enlace de los reactantes y productos calculan el efecto calórico asociado a la reacción descrita por la siguiente ecuación,

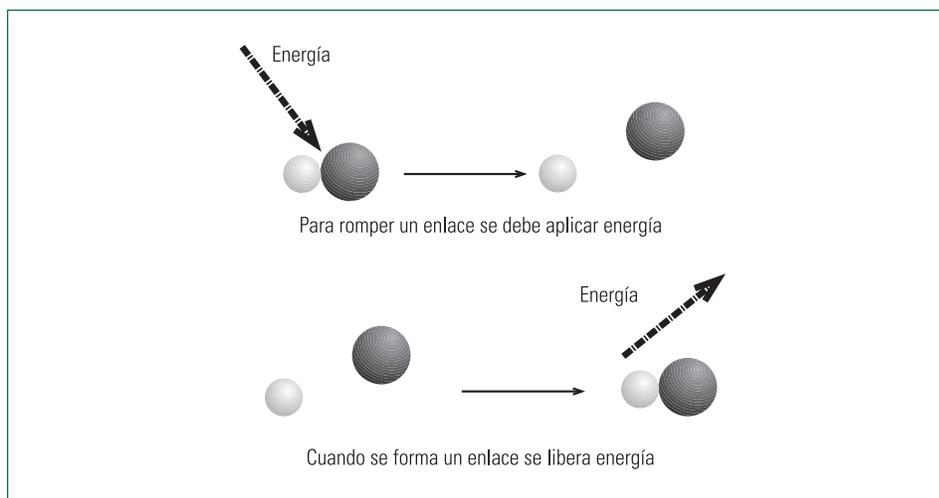


y el docente introduce, de manera simple, el concepto de *entalpía*.

- Alumnos y alumnas intentan explicar el concepto de *energía de enlace*, según lo aprendido en 2º Medio, y escriben el proceso de ruptura de enlace, usando como ejemplo la molécula de HCl.



- Indagan por qué la energía de ruptura de enlace en una molécula diatómica se define como una cantidad positiva. ¿Qué signo se le asocia a la energía de formación de un enlace? El siguiente esquema puede ser útil para una comprensión del concepto anterior.



- El docente define la *entalpía*, H , como una propiedad que caracteriza al estado de un sistema y cuya variación, ΔH , es *igual al calor intercambiado entre el sistema y su entorno* a presión constante:

$$\Delta H = q \text{ a presión constante}$$

$$\Delta H = H_{\text{final}} - H_{\text{inicial}}$$

De este modo se tiene que en todo proceso exotérmico se desprende calor, q es negativo porque el sistema libera energía al entorno en forma de calor y disminuye la entalpía del sistema, $H_{\text{final}} < H_{\text{inicial}}$

En todo proceso endotérmico se absorbe calor, q es positivo porque el sistema absorbe calor desde el entorno y aumenta la entalpía del sistema, $H_{\text{final}} > H_{\text{inicial}}$

Para la enseñanza de esta materia, de aquí en adelante se deberán usar sólo relaciones de energía (interna), evitando referirse a "entalpías". El docente querrá establecer que:

El cambio de entalpía de un proceso, ΔH , es muy semejante al cambio de energía, ΔE ,

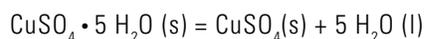
$$\Delta H \approx \Delta E$$

para todos los procesos (incluidas reacciones químicas) en que los cambios de volumen son pequeños.

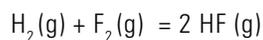
Ello ocurre cuando sólo intervienen líquidos y sólidos, así como también cuando en el proceso intervienen gases y no hay cambio en el número de moles entre el estado final e inicial del sistema.

Ver indicaciones al docente.

- Los estudiantes debaten si la aproximación anterior se aplica a los siguientes procesos:
 - Fusión de un sólido.
 - Evaporación de un líquido.
 - Calentamiento de un trozo de hierro por debajo de su punto de fusión.
 - Transformación del grafito (s) en diamante (s).
 - Descomposición del sulfato de cobre pentahidratado según:



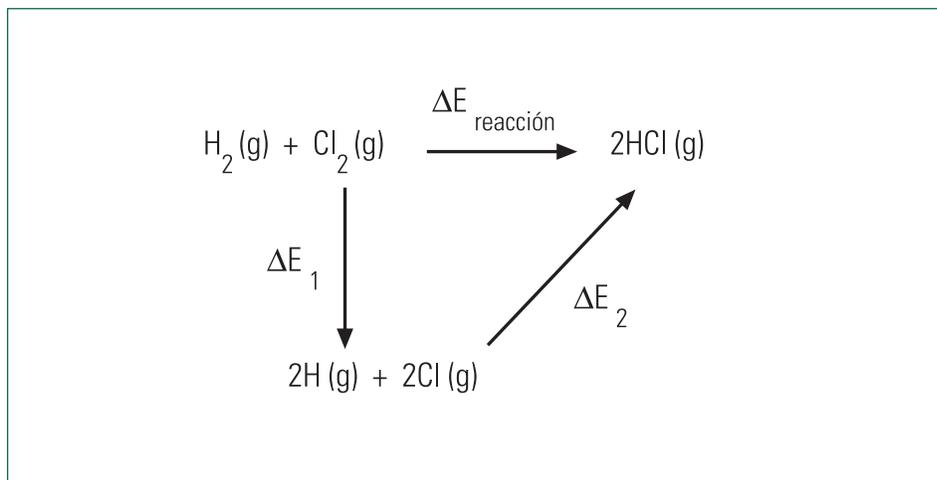
- Reacción de los gases hidrógeno y flúor para producir fluoruro de hidrógeno gas según:



- La *ley de Hess* se puede formular así:

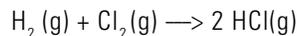
El cambio de **energía** entre los estados final e inicial es *independiente de la forma en que se realiza el proceso* y sólo depende de dichos estados.

- Para la reacción planteada escriben un ciclo que involucre las energías de enlace.
- Alumnos y alumnas escriben la reacción de formación de HCl y luego el docente los orienta para que planteen el ciclo termoquímico:



Es importante que la profesora o el profesor verifique que los alumnos y alumnas han comprendido el significado y signo algebraico de ΔE_1 y ΔE_2 .

- Debaten cómo calcular, a partir del ciclo propuesto, el cambio de energía de la reacción representada por la ecuación



- Con ayuda del profesor, deducen que la energía de la reacción ($\Delta E_{\text{reacción}}$) se obtiene como la suma de la energía de los dos procesos indicados en el ciclo propuesto, lo que constituye una aplicación de la ley de Hess:

$$\Delta E_{\text{reacción}} = \Delta E_1 + \Delta E_2$$

- Identifican ΔE_1 con la suma de las energías de enlace para un mol de moléculas de H_2 y Cl_2

$$\Delta E_1 = E(\text{H-H}) + E(\text{Cl-Cl})$$

y ΔE_2 con el proceso correspondiente a la *formación* de 2 moles de HCl

$$\Delta E_2 = - 2 E(\text{H-Cl})$$

En consecuencia, alumnas y alumnos podrán inferir, orientados por el docente, que en este caso la ley de Hess queda expresada como $\Delta E_{\text{reacción}} = E(\text{H-H}) + E(\text{Cl-Cl}) + [- 2 E(\text{H-Cl})]$

- Reemplazan los valores de las energías de enlace

$$E(\text{H-H}) = 436,4 \text{ kJ/mol}$$

$$E(\text{Cl-Cl}) = 242,7 \text{ kJ/mol}$$

$$E(\text{H-Cl}) = 431,9 \text{ kJ/mol}$$

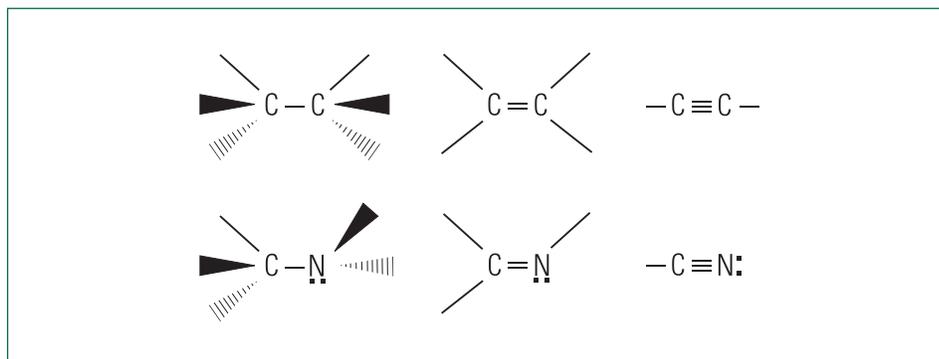
y calculan la energía de la reacción:

$$\Delta E_{\text{reacción}} = 1 \text{ mol} \cdot 436,4 \text{ kJ/mol} + 1 \text{ mol} \cdot 242,7 \text{ kJ/mol} + (- 2 \text{ mol} \cdot 431,9) \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta E_{\text{reacción}} = - 184,7 \text{ kJ}$$

(La energía desprendida en la reacción, calculada a partir de las energías de enlace, es bastante próxima a la entalpía de la reacción reportada en tablas: - 184,4 kJ).

- Debaten en torno de los siguientes puntos:
 - Considerando que la reacción de formación del cloruro de hidrógeno es exotérmica, si sumamos las energías de los enlaces de dos moléculas del producto y comparamos el resultado con la suma de las energías de los enlaces de los reactantes. ¿Cuál energía resulta mayor? ¿Qué significa esto?
 - Si la variación de energía de una reacción es cero. ¿Qué podríamos decir con respecto a la energía de los enlaces de los productos y reactantes?
- Finalmente, alumnos y alumnas señalan qué particularidades notan en las siguientes estructuras que muestran diversos tipos de enlace entre átomos de carbono y de nitrógeno, e indagan acerca las energías de enlace simples comparadas con la de los enlaces múltiples:



(Ver indicaciones al docente).

- Alumnos y alumnas analizan en tablas los valores de energías de enlace entre pares de átomos e intentan hallar regularidades o relaciones cualitativas.
- Finalmente, las relaciones cualitativas más importantes para las energías de enlace son destacadas por la profesora o el profesor:

- Para la unión entre dos átomos determinados, un enlace corto es siempre más fuerte que un enlace largo.
- En condiciones similares, un enlace polar es más fuerte que un enlace apolar.
- Cuando el número de electrones que participan en un enlace es mayor, el enlace es más fuerte.

INDICACIONES AL DOCENTE

A veces se refiere a la ley de Hess usando simultáneamente conceptos tales como “cambios de entalpía”, “cambios de energía”, “entalpía de reacción” o “energía de enlace”. Ello no parece conveniente porque puede confundir a los estudiantes en el sentido de que, alternativamente:

- Se están “mezclando”, como si fueran lo mismo, dos conceptos diferentes: entalpía y energía, lo que señalaría una falta de rigor científico.
- O bien, dichos conceptos, no obstante lo anteriormente aprendido, son equivalentes o significan lo mismo, no apareciendo claro para qué se dan dos nombres a un mismo concepto.

Ambas situaciones son indeseables.

La aproximación $\Delta E \approx \Delta H$ se cumple bien en los casos señalados, porque la única diferencia entre ambas magnitudes es el término de trabajo $P_{\text{exterior}} \cdot \Delta V$, y como $\Delta H = \Delta E + P \cdot \Delta V$ y en sólidos y líquidos la variación de volumen ΔV es un término pequeño, resulta que $P \cdot \Delta V$ es normalmente pequeño comparado con ΔE .

La explicación anterior no debe ser dada a los estudiantes, salvo que su comprensión de las bases de la termodinámica sea muy buena. Parece preferible no intentar aquí seguir el razonamiento lógico que lleva a deducir la aseveración anterior y que, simplemente, alumnas y alumnos aprendan de memoria bajo qué condiciones ella es válida. Más tarde, si profundizan en la termodinámica tendrán sobrada oportunidad para comprender cabalmente la razón de ser de dicha aproximación.

Es importante que los estudiantes valoren la utilidad de las energías de enlace para estimar el calor que se desprende en una reacción.

También es importante recordar a los alumnos que el método es aproximado y sólo se aplica como se ha mostrado, es decir, si tanto los productos como los reactantes se hallan en el estado gaseoso. (En caso contrario hay que considerar las energías propias de los cambios de estado, lo que resultará ser demasiado complejo).

Es importante que el docente represente las estructuras dibujadas para los enlaces C-C y C-N de la manera señalada y que destaque que dichas estructuras tienen dos particularidades que es importante resaltar:

- Se muestra la estereoquímica de los enlaces C-C y C-N, con enlaces hacia dentro y fuera del plano del papel.
- Se indican, para el caso de los enlaces en que interviene el nitrógeno, los pares de electrones no enlazantes.

Respecto del primer punto, conviene que el docente se adelante a lo expuesto en el ejemplo de la actividad 1 de la última Unidad de este programa (reactividad en química orgánica) e incentive a los estudiantes a recordar lo que aprendieron el año anterior. (Actividad 2 de la segunda Unidad).

En relación al segundo punto, es importante dar ocasión a que los estudiantes ejerciten las estructuras de Lewis.

Las siguiente tabla de energías y distancias de enlace podrá ser útil al docente. Nótese que las distancias de enlace están indicadas en picómetros (pm), en donde $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$, de modo que $1 \text{ pm} = 100 \text{ \AA}$.

Hay valores de longitudes de enlace que faltan en la tabla y que eran desconocidos al momento de publicarla; también se observa que algunos valores de energía de enlace son sólo aproximados. Es conveniente que los estudiantes trabajen con partes de la tabla que aún están incompletas, para que indaguen sobre la razón de ello y se familiaricen con la idea de que en la ciencia existen conocimientos incompletos y mediciones experimentales inexactas.

Es importante que el docente destaque que los valores de energía de enlace son promedios y un enlace, en un compuesto específico, tiene una energía que difiere algo del “mismo” enlace en otras moléculas.

Enlace	Energía /kJ mol ⁻¹	Longitud / pm
C—C	346	154
C=C	602	134
C≡C	835	120
C—F	485	135
C—Cl	327	177
C—Br	285	194
C—I	213	214
C—O	358	143
C=O	799	120
C≡O	1072	113
C—S	272	182
C=S	573	160
C—N	305	147
C=N	615	
C≡N	887	116
Ag—F	349	
Ag—Cl	314	225
Ag—Br	289	
Ag—I	257	254
Au—F	~305	
Au—Cl	289	
Au—Br	~251	
Au—I	~230	
Zn—F	400	181
Zn—Cl	320	
Zn—Br	269	
Zn—I	208	
Cd—F	326	
Cd—Cl	281	

(Fuente: J. E. Huheey, Inorganic Chemistry, Harper & Row, Nueva York, 1993).

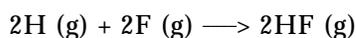
Es importante recalcar que la diferencia de electronegatividad de los átomos significa una polaridad eléctrica y una importante contribución iónica a la energía de enlace. Para ello los estudiantes pueden comparar las energías de enlace Zn-F, Zn-Cl, Zn-Br y Zn-I en relación a las diferencias de electronegatividad entre el cinc y los halógenos.

Evaluación

La evaluación de los aprendizajes logrados por los estudiantes debe estar dirigida a la comprensión del concepto de energía de enlace y a su importancia para los efectos calóricos observados en las reacciones químicas. Los siguientes ejemplos pueden ser útiles para ese fin.

- Distinción entre la energética de ruptura y de formación de enlaces.

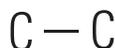
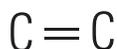
Indicar para cada uno de los procesos señalados por las siguientes ecuaciones, suponiendo que las reacciones ocurren en la dirección que apunta la flecha, si el sistema entrega energía o, por el contrario, si para que ellas ocurran se debe aplicar energía al sistema:



Es importante evaluar el grado de acierto con que juzgan en qué orden deben localizar la energía de los diferentes enlaces:

- Ordenamiento de las energías de enlaces simples y múltiples entre dos átomos:

Ordenar los siguientes enlaces para que estén en orden creciente de la energía necesaria para romperlos. ¿En la ruptura de cuál enlace se requiere menor energía?



Es conveniente que los estudiantes expliciten sus conocimientos y los verbalicen, exponiéndolos ante el curso.

- Relación entre energía de enlace y energética para una reacción dada.

Una alternativa a lo anterior es que alumnas y alumnos expliquen qué entienden por un enlace fuerte y predigan, para el siguiente tipo de reacción, si el efecto calórico observado será exotérmico o endotérmico, fundamentando su respuesta:

Reactantes (energía total de enlace igual a x) \longrightarrow Productos (energía total de enlace igual a $2,5 x$) en donde x es una cantidad positiva y tanto reactantes como productos son gaseosos.

La complejidad de los temas anteriores es adecuada para que alumnas y alumnos puedan ser evaluados respecto de su capacidad de:

- Aplicar los conceptos termodinámicos básicos a casos concretos.
- Integrar los conocimientos de la unidad.

Actividad 5

Analizan procesos que ocurren en la naturaleza, los clasifican como espontáneos o no espontáneos y relacionan la espontaneidad con los cambios de entropía y energía libre.

Ejemplo

Para introducir la idea de espontaneidad se proponen dos procesos, uno real (a) y otro imaginario (b). Los estudiantes analizan estos procesos y otros que el docente o ellos mismos proponen.

Experimento 1

Demostración de la espontaneidad de un proceso.

- a. Vierten una gota de tinta o colorante en la superficie de un vaso con agua. Los estudiantes experimentan y describen lo que observan. Debaten sobre si el proceso que ocurre es espontáneo o no e indagan acerca de la "causa" de la espontaneidad del fenómeno observado.

Experimento 2 (Imaginario)

Análisis de un proceso espontáneo.

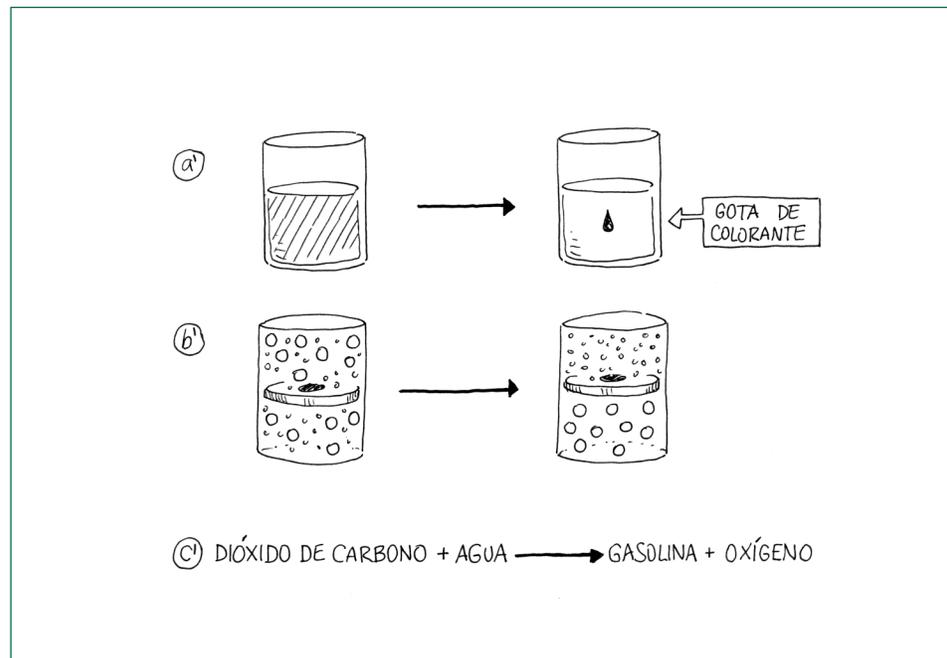
- b. Se imaginan un recipiente separado por un tabique en dos partes iguales. En un lado se introduce un gas A, y en el otro el mismo número de moles de un gas B. La presión gaseosa a ambos lados del tabique es idéntica. Se abre, mediante un mecanismo, una puerta en el tabique.

Nota

El experimento podría ser realizado usando dos gases inertes, por ejemplo, helio y argón.

- Debaten sobre lo que ocurrirá en el caso b.
- Imaginan ahora que ocurren los procesos inversos (a') y (b').
 - ¿Se reunirá en algún momento todo el colorante que contiene una disolución en una gota separada del resto?

- ¿Se juntarán las moléculas del gas A a un lado del tabique, mientras que las moléculas del gas B quedan al otro lado?
- Proponen otro proceso imposible (c'), según el cual los gases de combustión del motor de un vehículo se transforman regenerando gasolina y oxígeno.



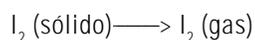
- Proponen otros procesos "imposibles" y debaten acerca de la factibilidad de los procesos inversos. Por ejemplo:
 ¿Volverá el humo del cigarrillo al mismo individuo que lo espiró?
 ¿Qué particular característica tiene, en estos casos, el estado final del sistema cuando se le compara con su estado inicial? ¿Qué sucederá cuando el sistema es abandonado, en dichos estados, a sí mismo?
- La profesora o el profesor orienta a alumnas y alumnos para que indaguen qué tienen en común los procesos descritos al comienzo de la actividad.
 Se espera que de este modo los estudiantes adviertan que ambos procesos son espontáneos e irreversibles, aunque lógicamente su modo de expresarlo será muy rudimentario.
- El docente caracterizará los estados finales de los sistemas descritos en los experimentos 1 y 2 por el aumento de su grado de *desorden* cuando se comparan con los estados iniciales respectivos. Explicará en qué consiste ese mayor desorden.

- Debaten sobre el concepto de *desorden* en relación a observaciones de la vida cotidiana:
 - ¿Por qué los objetos de una pieza “se desordenan” y para mantener cierto orden preestablecido debe realizarse un trabajo? ¿Qué proceso parece ser el que ocurre en forma espontánea?
 - ¿Qué tendencia parece imperar cuando una multitud sale del estadio?
 - ¿Qué es lo que se observa?
 - ¿Qué debería suceder para que la multitud estuviera ordenada?
- Aplican el concepto de *desorden* a las situaciones iniciales de los ejemplos anteriores: en el caso de la gota de colorante las moléculas de éste se encuentran relativamente “ordenadas” porque sólo pueden ocupar una pequeña región de todo el espacio disponible. En el caso imaginario, las moléculas A y B sólo pueden moverse en la mitad del recipiente. En la situación final las moléculas están más desordenadas ya que se distribuyen o disponen en un mayor volumen.
- Se pregunta a los estudiantes si consideran probable (o meramente posible), en el caso del colorante, que las moléculas de éste “sincronizaran” su movimiento, que es caótico, de tal modo que se dirigieran a una pequeña zona, juntándose para formar una gota.
- Del mismo modo se les pregunta si podrían esperar que los dos tipos de moléculas de una mezcla gaseosa “actuaran inteligentemente”, separándose en los dos recipientes.
- Se invita a los estudiantes a que analicen procesos de la vida cotidiana que no ocurren en sentido inverso (el agua que cae por una cascada no invierte su movimiento y comienza a ascender, el sistema de frenos de un vehículo no se enfría transformándose el calor en energía cinética del vehículo, etc.).

Experimento 3

Análisis de los cambios de entalpía y de entropía en un proceso.

Averiguan sobre los cambios de entalpía y de entropía en procesos simples como el de sublimación del yodo según:



- Para ello colocan una pequeña cantidad de yodo en un tubo de ensayo largo y lo calientan suavemente en un mechero de alcohol o en la llama suave de un mechero Bunsen.

- Observan lo que sucede e indagan:
 - ¿Cómo se llama el proceso que han observado y qué utilidad tiene en la práctica?
 - ¿Qué tipo de proceso es el anterior, desde el punto de vista de los cambios de entalpía?
 - ¿Para qué calentaron el tubo de ensayo?
- A partir de la observación de las condiciones bajo las que ocurre el experimento, ¿cómo será el signo del cambio de entalpía en la sublimación del yodo?
- El docente inicia un debate en el que los estudiantes tratan de explicar qué ocurre en los procesos espontáneos en relación a:
 - Los intercambios de calor entre el sistema y el entorno.
 - El grado de desorden del sistema y del entorno.

Como difícilmente se pondrán de acuerdo en qué es lo que caracteriza a dichos procesos, el profesor o profesora podrá explicar que todo proceso espontáneo ocurre, a P y T constantes, con una disminución de *energía libre*, G, y que ésta se compone de dos términos: uno de entalpía y otro de entropía, que está multiplicado por la temperatura:

$$\text{Cambio de energía libre} = \text{Cambio de entalpía} - T \cdot \text{Cambio de entropía}$$

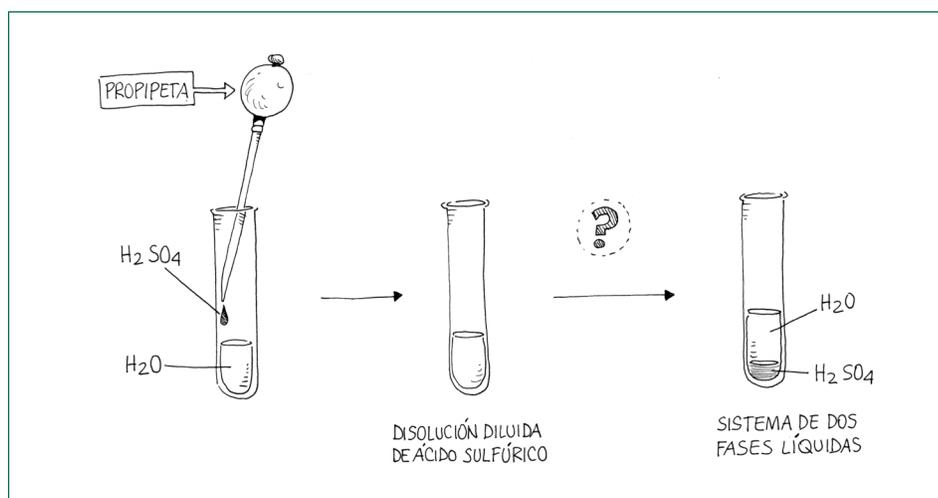
- Los alumnos y alumnas recuerdan que en los procesos exotérmicos el cambio de entalpía es negativo y que la entalpía del sistema en el estado final es menor que en su estado inicial.
- Debaten sobre cómo contribuye el cambio de entropía, según su signo algebraico, a los cambios de energía libre y deducen que un aumento de temperatura significa un mayor aporte del término de entropía.
- Concluyen, orientados por el docente, que si en un proceso el término de entalpía del sistema es positivo y si, además, el cambio de entropía del sistema es negativo, dicho proceso no ocurre en forma espontánea.

Experimento 4

Verificación de que un proceso imaginario no ocurre, pero sí ocurre el proceso inverso.

El docente plantea un proceso imaginario: la separación espontánea de una disolución de ácido sulfúrico en dos capas, la inferior conteniendo ácido sulfúrico puro y la superior, menos densa, conteniendo sólo agua.

- Los estudiantes experimentan agregando cuidadosamente 0,5 mL de H_2SO_4 concentrado a 4 mL de agua contenida en un tubo de ensayo en el cual se ha colocado un termómetro. Previamente verifican que ambos líquidos estén a la misma temperatura (ambiente). Anotan las temperaturas antes y después de mezclar. (Ver indicaciones al docente).



- Orientados por la profesora o el profesor concluyen que el proceso imaginario antes descrito es termodinámicamente desfavorable y no sucederá. Se convencen que el proceso con el cual experimentaron es espontáneo. Lo identifican como un proceso fuertemente exotérmico y acompañado por un aumento de entropía.
- Alumnos y alumnas indagan acerca de cuándo cesa de ocurrir un proceso espontáneo. Seguramente no podrán dar una respuesta clara a dicha interrogante. Sin embargo, guiados por el docente, advierten que antes se dijo que en todo proceso espontáneo disminuye la energía libre e intentan comprender lo que esto significa.

Llegan a establecer que debe disminuir la energía libre del sistema, de modo que el estado de equilibrio tiene menor energía libre que el estado inicial, es decir, en todo proceso espontáneo el cambio de energía libre es negativo y, cuando el sistema que evoluciona alcanza el estado de equilibrio, la energía libre no puede seguir disminuyendo; en ese momento, $\Delta G=0$ y el proceso ha sido completado.

Concluyen que todo proceso que involucra un aumento de energía libre ($\Delta G > 0$) no ocurre espontáneamente, pero sí ocurre el proceso inverso. (Para el cual $\Delta G < 0$).

Sistema en el estado 1 \longrightarrow Sistema en el estado 2; $\Delta G > 0$, el proceso no ocurre

Sistema en el estado 2 \longrightarrow Sistema en el estado 1; $\Delta G < 0$, el proceso ocurre

Cambio de energía libre = $\Delta G < 0$ implica que el proceso ocurre espontáneamente

- En relación a los cambios de energía libre de un sistema conviene que los estudiantes analicen una situación simple, que se presenta con frecuencia:

Cambio de entalpía, ΔH	Cambio de entropía, ΔS	$-T \Delta S$	Cambio de energía libre, ΔG	Observaciones
< 0	> 0	< 0	< 0	proceso ocurre (espontáneo)

A continuación los estudiantes, supervisados por el docente, analizan dicho caso: Si el cambio de entalpía del sistema es negativo (proceso exotérmico) y si, además, el cambio de entropía del sistema es positivo, el proceso es espontáneo.

Cambio de energía libre = (término de entalpía < 0) $- T \cdot$ (término de entropía > 0)
 \implies Cambio de energía libre < 0

Los estudiantes buscan ejemplos en los que se dé este caso e indagan cómo son los cambios de entalpía y de entropía en una reacción de combustión.

El docente plantea que pueden presentarse otros tres casos en relación a los signos algebraicos de los cambios de entalpía y de entropía. Los estudiantes indagan acerca de estos casos e intentan completar la tabla anterior.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que los estudiantes conozcan, a grandes rasgos, aspectos históricos del desarrollo del concepto de entropía. Este fue propuesto en 1850 por el físico alemán Rodolfo Clausius y más tarde, en 1870, el físico austriaco L. Boltzmann fundamentó su análisis en el modelo atomista y relacionó la entropía con el caos: la entropía de un sistema es tanto mayor cuanto mayor es su desorden. En otras palabras, un sistema caótico o desordenado posee mayor entropía que un sistema ordenado.

Es importante que alumnos y alumnas aprendan a relacionar la entropía con el estado físico de las sustancias; en el sentido de que a una cierta temperatura la entropía de un gas es mayor que la del líquido correspondiente y el líquido, a su vez, posee una entropía mayor que el sólido.

$$\text{Entropía}_{\text{gas}} > \text{Entropía}_{\text{líquido}} > \text{Entropía}_{\text{sólido}}$$

También es importante que comprendan que cuando la temperatura aumenta se incrementa el desorden y también crece la entropía.

Es importante que los estudiantes realicen y propongan procesos y que los interpreten desde el punto de vista del desorden o entropía:

- Vacían un puñado de granos de trigo, pepas de melón, sandía o cualquier semilla de una forma alargada, en un plato.
¿Qué observan en relación a la dirección que se encuentra el eje mayor de las semillas?
¿Apunta el eje de todas las semillas en la misma dirección?
- Cada día, en sus casas, se ordenan los objetos, los libros se colocan en el estante, en la cocina o comedor se colocan las tazas en su sitio, se invierte tiempo y esfuerzo para que cada cosa esté en el lugar que corresponde.
- Cuál parece ser la tendencia natural en relación al orden? ¿Qué pasaría si nadie se preocupara de ordenar las cosas y se dejara que todo siguiera su curso natural? (El alumno o alumna adolescente sólo necesita mirar lo que sucede en su entorno más inmediato).

? El yodo es irritante de las mucosas y del sistema respiratorio. Por ello los tubos utilizados en la descomposición térmica deben ser suficientemente largos y se cubrirá la abertura con una mota de algodón *ligeramente* húmedo, que se haya sumergido previamente en una disolución de tiosulfato de sodio y dejado secar al aire.

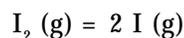
Es importante que la profesora o el profesor se cercioren que la aspiración del ácido sulfúrico siempre sea realizada con una propipeta, que la pipeta esté completamente seca y que en todo momento los alumnos y alumnas usen sus lentes de protección.

Es importante que el docente llame la atención de los estudiantes en cuanto a que el ácido sulfúrico debe ser agregado al agua, jamás al revés. En este sentido, es imprescindible advertirles sobre el peligro que significa invertir el orden de adición. (Si algunos estudiantes no poseen suficiente destreza para llenar y vaciar la pipeta con ácido sulfúrico podrían ejercitar la operación, previamente, con agua).

☀ El yodo funde a 113,7 °C (a P= 1,0 atm), por lo que el calentamiento del sólido conviene que sea suave para no producir su fusión. Una vez terminada la experiencia, los cristales de yodo depositados en las paredes de los tubos serán reunidos por las alumnas y alumnos en una cápsula y luego vertidos en un envase de vidrio, para ser reutilizados. Ello sólo se realizará una vez que los tubos estén fríos. (No usar espátulas metálicas, papel o madera. Una espátula de vidrio es fácil de fabricar y es totalmente inerte frente al yodo).

Las disoluciones de ácido sulfúrico serán reunidas y pueden ser utilizadas en otras experiencias.

Las moléculas I_2 se disocian en átomos I, pero ello sucede a temperaturas relativamente elevadas: a 1700 °C alrededor del 90% de las moléculas I_2 se encuentran disociadas en átomos I, según la ecuación



Es importante que alumnos y alumnas visualicen el cambio de energía libre de un sistema como la resultante del aporte de dos factores: los cambios entálpicos y entrópicos.

Es importante que comprendan que el cambio total de entropía en la sublimación es positivo, ya que el sólido tiene una estructura ordenada y ocupa un volumen relativamente pequeño y se ha transformado en un gas que es un estado de agregación desordenado, el que requiere un volumen mucho mayor.

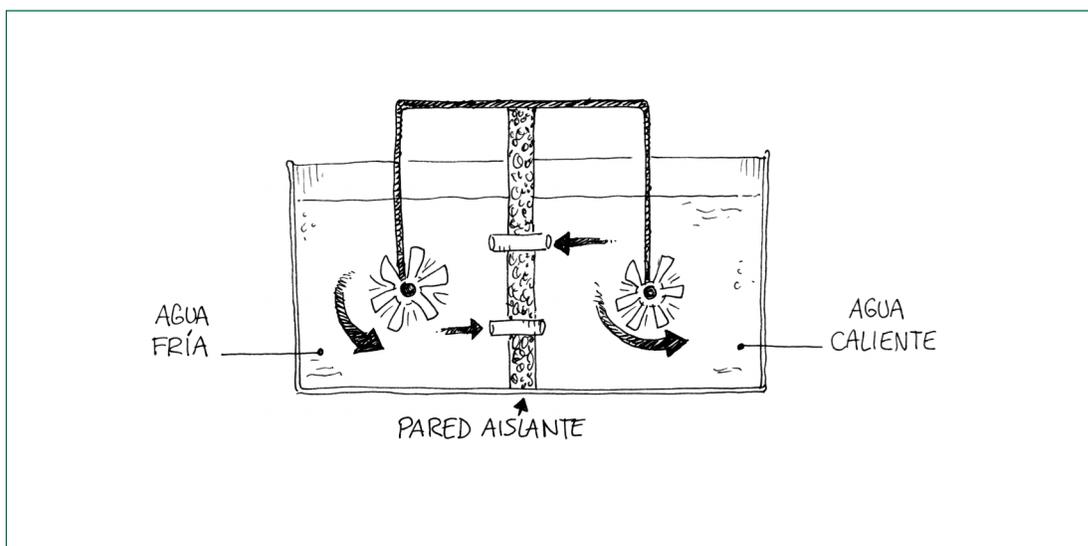
Una vez conocido el significado de los términos de entalpía, entropía y energía libre, debatir sobre el cambio de energía libre de algunos procesos; y si éste es negativo, es decir, si la energía libre final del sistema es menor que su energía libre inicial, establecer que el proceso debe ocurrir en forma espontánea.

En relación a la combustión de madera, azúcar, gasolina, etc., es importante que el docente explique a los estudiantes que este proceso necesita el aporte de energía para que ocurra de manera apreciable, pero como es exotérmico la reacción se autosustenta. (En realidad, cuando abrimos el azucarero para endulzar la leche, el azúcar no se incendia “espontáneamente” y no nos quemamos las manos, a pesar de que la reacción de combustión es termodinámicamente espontánea y está ocurriendo muy lentamente).

Para el caso de una combustión, el proceso es exotérmico, $\Delta H < 0$, y se produce un aumento de la entropía, $\Delta S > 0$ (se obtiene un sistema más desordenado, formado por una multitud de pequeñas moléculas (CO_2 y H_2O)).

Es importante introducir la idea de que mientras mayor es la entropía de un sistema menor es su capacidad para realizar algún tipo de trabajo (mecánico, eléctrico, etc.). En el caso del agua fría y del agua caliente se puede imaginar que podría inventarse una máquina que funcionara aprovechando la diferencia de temperatura. ¿Qué sucede cuando el agua de ambos compartimientos alcanza la misma temperatura?

Pueden realizar un pequeño proyecto en el que intenten fabricar una máquina muy sencilla que funcione con ese principio. Por ejemplo, separando una pecera u otro recipiente en dos compartimientos con un tabique de poliestireno expandido u otro material aislante. Dos tubos unen ambos recipientes en cada uno de los cuales se ha instalado un molino de material liviano. Se vacía agua, al mismo nivel, a diferentes temperaturas (por ej. 15 y 50°C) en ambos recipientes y se destapan, al mismo tiempo, los orificios que conectan los compartimientos.



- ¿Cómo podrían determinar en qué dirección fluye el líquido?
- ¿Funciona bien el dispositivo? Si no lo hace, cómo podrían mejorarlo.
- ¿Qué sucederá cuando la temperatura del agua ha alcanzado el mismo valor en ambos lados?
- ¿Ha variado, en el proceso, la entropía del sistema?
- ¿Qué se puede decir en relación a la capacidad de realizar trabajo del sistema inicial? ¿Será mayor si la diferencia de temperatura de ambos líquidos aumenta?

Evaluación

Es importante que el docente tenga muy presente, cuando evalúe el grado de comprensión e integración de conceptos que alumnos y alumnas han ido logrando en esta etapa, que el concepto de entropía no es trivial ni tampoco fácil de comprender. Por ello conviene que la evaluación sea reiterada tomando en cuenta los diferentes aspectos del ejemplo propuesto al comienzo de esta actividad.

Los siguientes ejercicios y preguntas permitirán al docente evaluar si ha habido adecuada comprensión de los conceptos.

- Estimación del signo de la diferencia de entropía para sistemas en diferentes situaciones.

Los estudiantes predicen, en cada uno de los sistemas descritos, cuál de los estados tiene una mayor entropía e indagan qué conocimientos ya adquiridos les permite formular una predicción correcta:

- Un trozo de hielo a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y el agua resultante de la fusión.
- Una nube (en el supuesto que sólo contiene vapor de agua) y el agua de lluvia que de ella resulta.
- Un conjunto de miles de perlas y un collar formado con ellas.
- El sistema de freno de un bus que justamente ha llegado al estado de reposo, luego de ser frenado, y dicho sistema en el bus en movimiento. (Esto, en el supuesto que toda su energía cinética ha quedado “almacenada” como agitación térmica en su sistema de frenos).

- Inferencias relativas a la entropía y sus cambios.

¿Qué característica común tienen los sistemas anteriores en su estado de mayor entropía?

Si uno imagina un sistema aislado en el que ocurre un proceso irreversible. ¿Qué deberá ocurrir con la entropía de dicho sistema al final del proceso, en relación a la entropía del sistema en el estado inicial?

¿Qué se puede decir en relación a la entropía de un sistema y a su capacidad de realizar trabajo?

(Estas dos últimas preguntas se reiteran, algo modificadas, a continuación).

- Inclusión de términos faltantes en algunas proposiciones

Completan los términos faltantes para que las siguientes aseveraciones sean correctas:

- Un sistema con una alta entropía tiene una _____ capacidad de realizar trabajo.
- En un proceso espontáneo en un sistema aislado la entropía _____

- Realización de trabajos en equipo y/o trabajo individual de acuerdo a los intereses de alumnas y alumnos.

Los estudiantes podrán realizar trabajos a ser evaluados, exponiendo ante el curso sobre lo siguiente:

- L. Boltzmann y su contribución a la termodinámica.
- S. Carnot y su aporte a la ciencia.
- Importancia de la entropía para la ciencia.

Conviene recordar la importancia de que los estudiantes logren una comprensión e integración de los conceptos básicos desarrollados en los ejemplos precedentes y que usen el lenguaje científico para describirlos.

Además de ello, se proponen aquí algunos procesos reales e imaginarios en relación a los que los estudiantes podrán indagar respecto de los signos de las variaciones de entalpía, entropía y energía libre, espontaneidad y tendencia del proceso cuando se varía la temperatura del sistema.

La descomposición del carbonato de calcio es un proceso endotérmico y es espontáneo sólo cuando la temperatura es mayor que 500 °C.



¿Podría realizarse la descomposición anterior en un sistema aislado? ¿Por qué?

Determinar, con los datos aportados, el signo del cambio de entalpía para esta reacción.

¿Qué signo debe tener el cambio de entropía, ΔS ? (Observar, además, que en la reacción se forma gas, CO_2).

¿Cómo será el cambio de energía libre de este proceso cuando $t < 500$ °C?

¿Qué debe ocurrir con la energía libre del sistema para que el proceso sea espontáneo?

¿A qué podrá deberse que la descomposición no sea espontánea a temperatura ambiente?

¿Hacia qué lado se desplazará el equilibrio anterior cuando se aumenta la temperatura?

Es deseable que los estudiantes sean evaluados, en otros contextos, a través de trabajos breves:

- Importancia de la energía libre para la biología.
- Quién era W.Gibbs y cuál es su mayor contribución a la termodinámica.

Actividad 6

Relacionan los cambios de energía libre con el estado de equilibrio de un proceso.

Ejemplo

- Indagan acerca del significado del estado de equilibrio y de su relación con la variación de energía libre.
- Averiguan acerca de la dinámica del equilibrio químico e intentan hallar analogías.
- Plantean algún ejemplo que grafique el significado de un estado de equilibrio.

El profesor o la profesora precisa que:

Un sistema abandonado a sí mismo alcanza el equilibrio cuando su estado no cambia mientras las condiciones del entorno se mantienen inalteradas.

Los estudiantes indagan con respecto a qué sucede con las variables que caracterizan un sistema que se halla en equilibrio termodinámico.

- Si el sistema es un recipiente cerrado y en equilibrio, que contiene agua:
 - ¿Qué se puede decir con respecto a la temperatura y presión del sistema respecto del valor de esas variables para el entorno?
 - ¿Qué sucede, con respecto a la presión que ejerce el vapor de agua, si varía la temperatura del sistema?
 - ¿Qué se puede predecir que sucederá si aumenta la presión externa (atmosférica)?
- Finalmente, si es preciso, con ayuda del profesora o de la profesora concluyen que:

En un sistema en equilibrio se mantienen inalterados los valores de las variables que lo caracterizan, temperatura, presión y volumen. Para el caso de un sistema reactivo, entre dichas variables se cuenta también la composición química del sistema.

Realizan un experimento en relación al equilibrio en un sistema.

Experimento

Realizan la reacción de descomposición del cloruro de amonio.

Vacían una pequeña cantidad de cristales de cloruro de amonio en un tubo largo (mínimo 18 cm) en cuya abertura se ha colocado una mota de algodón ligeramente húmeda, y calientan suavemente.

- Describen lo que observan e indagan acerca del proceso que ha tenido lugar.

El docente puede dar pistas, señalando que el cloruro de amonio es una sal que puede ser preparada a partir de amoníaco y cloruro de hidrógeno.

- Una vez planteada la ecuación correcta



intentan responder a preguntas tales como:

- ¿Qué clase de sistema es el descrito?
 - ¿Cómo se describen los estado inicial y final del sistema?
 - ¿Bastará el trío de variables, (P, V, T), para describir el estado del sistema?
 - Si no es así, explicar a qué se debe.
 - ¿Es la reacción exotérmica o endotérmica? Indagan acerca de la entalpía de la reacción inversa (neutralización de una base con un ácido en fase gas).
 - ¿Cómo variará la entropía del sistema en el proceso de descomposición del cloruro de amonio?
- Averiguan qué volumen ocupa 1 mol de cloruro de amonio sólido, sabiendo que su densidad es 1,53 g/cm³ (20°C). Comparan dicho volumen con el que ocupa un mol de amoníaco (supuesto un gas ideal) y un mol de cloruro de hidrógeno a esa misma temperatura y 1 atm de presión (aprox. 24,5 L).
 - ¿Qué pueden decir respecto del cambio en energía libre del proceso descrito y por qué la reacción ocurre sólo cuando se calienta el sistema?
 - Imaginan que, finalmente, la presión y temperatura del sistema alcanzan un valor constante. Se ha alcanzado una situación de equilibrio y macroscópicamente nada parece estar ocurriendo en el sistema. ¿Qué piensan que puede estar ocurriendo?

(Esto sólo se refiere a que moléculas de amoníaco y de cloruro de hidrógeno se forman por descomposición de los cristales de cloruro de amonio y con la misma velocidad ocurre el proceso inverso).

- Los alumnos y alumnas indagan acerca del significado de la constante de equilibrio para la reacción bajo estudio e intentan explicar por qué tiene la siguiente forma:

$$K = \frac{[\text{NH}_3][\text{HCl}]}{[\text{NH}_4\text{Cl}]}$$

- A continuación hacen predicciones, fundamentándolas, de lo que ocurriría si una cierta cantidad de HCl “desaparece”, por ejemplo, si se agrega una pequeña cantidad de base que reaccione con el HCl.
- Predicen lo que ocurre si se introduce en el sistema una pequeña cantidad de ácido que reaccione con el amoníaco.
- ¿Qué creen que sucederá si se aumenta la temperatura?
(Esto lo pueden inferir de la misma experimentación, ya que a medida que se elevó la temperatura aumentó la proporción de amoníaco y de cloruro de hidrógeno con respecto de los valores iniciales).

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que los estudiantes comprendan que si el cambio de entalpía para un proceso es positivo ($\Delta H > 0$), el término de entalpía puede compensar la contribución del término entrópico si éste es favorable al proceso ($T\Delta S > 0$); y que la única forma que puede obtenerse un $\Delta G < 0$ es que el término entrópico crezca de modo que $T\Delta S > \Delta H$ y, por lo tanto, $\Delta G < 0$, y ello sólo se producirá cuando la temperatura sea suficientemente alta.

Es importante que alumnas y alumnos adquieran una idea elemental del equilibrio químico, en términos de que si las condiciones (temperatura, presión, etc.) del entorno se mantienen inalteradas, todo sistema tiende a alcanzar un estado de equilibrio y esto ocurre cuando la energía libre de los productos es igual a la de los reactantes, esto es, $\Delta G = 0$.

Los estudiantes podrán aprender que el cambio de energía libre de un proceso, ΔG , se relaciona con las concentraciones de los reactantes y productos presentes en el estado de equilibrio, expresadas por la constante de equilibrio, K . No parece conveniente, sin embargo, que a este nivel deban enterarse de que dicho cambio de energía libre se calcula mediante la ecuación $\Delta G = -RT \ln K$.

En relación a los cambios de entropía es importante que los estudiantes comprendan que en el proceso de descomposición del cloruro de amonio la entropía del sistema debe aumentar, porque aquél ocurre con un importante aumento de volumen.

La expresión para la constante de equilibrio de descomposición del cloruro de amonio se podrá deducir a partir de la idea de que en el equilibrio la velocidad de reacción de los procesos de formación y de descomposición del cloruro de amonio son iguales. (*Ley de acción de las masas. Guldberg y Waage, 1867*).



En el equilibrio $v_1 = v_2$, es decir, $k_1 [\text{NH}_3] [\text{HCl}] = k_2 [\text{NH}_4\text{Cl}]$

de donde $k_2 / k_1 = K' = [\text{NH}_3] [\text{HCl}] / [\text{NH}_4\text{Cl}]$

(Como el NH_4Cl sólido es una sustancia pura su concentración es una constante y, por lo tanto, queda

$$K' \cdot [\text{NH}_4\text{Cl}] = \text{constante} = K = [\text{NH}_3] [\text{HCl}])$$

Es importante que los estudiantes tengan presente que la descomposición térmica del cloruro de amonio es un proceso reversible: cuando disminuye la temperatura del sistema se regenera NH_4Cl sólido.

(Es preferible omitir que cuando se calienta cloruro de amonio hay en fase gas un equilibrio con formación de NH_4Cl gas, ya que ello complica la interpretación del fenómeno observado).

Hay ejemplos relativamente simples contextualizados que podrían ser útiles para ayudar a alumnos y alumnas en la comprensión del concepto de equilibrio, como los siguientes:

- Durante la ducha se observa que si las ventanas del baño están cerradas (lo que no es recomendable si el calefón está en el interior), se llena todo de vapor. Se tiene “sensación de calor”, ya que se establece un equilibrio entre el cuerpo y el ambiente no siendo posible para el organismo regular la temperatura por evaporación. Se transpira, pero ello no contribuye a bajar la temperatura corporal, ya que no hay evaporación. Cuando se abre la ventana sale vapor al exterior, disminuye la humedad y de pronto se tiene “sensación de frío”: la evaporación del sudor requiere calor y lo obtiene del cuerpo, disminuyendo su temperatura, y alcanzando un nuevo “equilibrio” con la humedad ambiente.
- ¿Cómo se plantearía la situación de equilibrio en el embalse de una central hidroeléctrica al que entra agua por sus afluentes y de las lluvias, y sale a través de las turbinas, por evaporación, riego de los campos y por filtración al subsuelo?

(En un cierto intervalo de tiempo, el ingreso de agua por afluentes + agua de lluvia = salida de agua por las turbinas + evaporación + riego de los campos + filtración al subsuelo). La constante de equilibrio se podría expresar como una relación entre la cantidad de agua contenida en el embalse y la cantidad de agua que está fuera de él.

Evaluación

Es un objetivo central de la evaluación averiguar si los estudiantes han logrado los aprendizajes y comprendido los rasgos fundamentales del equilibrio químico. Para ello se puede evaluar de acuerdo a lo siguiente:

- Identifican las características termodinámicas del equilibrio químico e individualizan los factores que lo afectan. Deberán reconocer que:
 - El equilibrio implica un estado en el que la energía libre alcanza un mínimo.
 - En el estado de equilibrio se mantienen constantes los valores de las variables temperatura, presión, volumen y composición del sistema.
 - En el estado de equilibrio la relación entre las concentraciones de las especies que participan en la reacción alcanzan un valor constante expresado por la llamada constante de equilibrio, K .
 - En el estado de equilibrio la energía, entalpía, entropía y energía libre del sistema han alcanzado un valor constante.
 - El estado de equilibrio persiste mientras las propiedades del sistema no se alteren por efecto de acciones del entorno sobre aquél.
 - El estado de equilibrio está caracterizado a nivel molecular por la transformación de reactantes en productos y viceversa, lo que sucede con la misma velocidad en ambas direcciones, de manera que macroscópicamente “no ocurre nada”.

Los estudiantes pueden realizar un mapa conceptual del equilibrio químico, lo que también permite evaluar la comprensión de los conceptos involucrados.

- Se puede evaluar a través de otras situaciones, por ejemplo, la siguiente:
Imaginan que se calienta un líquido contenido en un recipiente abierto hasta que entra en ebullición.
 - ¿Qué clase de sistema es el propuesto?
 - ¿A qué tipo de proceso, endotérmico o exotérmico, ha sido sometido el líquido considerado éste como sistema?
 - ¿Qué signo algebraico se asocia al cambio de entalpía del sistema en el proceso de ebullición?
 - ¿Aumenta o disminuye la entalpía del sistema?
 - ¿Qué signo algebraico se asocia al cambio de entropía del sistema cuando el líquido pasa a vapor?

Después de un rato, todo el líquido se habrá evaporado. Comparar esta situación con la de un líquido que hierve en un recipiente cerrado, por ejemplo, en una olla a presión.

- ¿En cuál de los dos casos anteriores se habrá logrado un estado de equilibrio líquido-vapor? Explicar.

Si para la evaporación del líquido el sistema absorbe calor y aumenta su entalpía y, por otra parte, aumenta su entropía, ¿cómo se explica en términos de los cambios de energía libre que para una presión dada el estado de equilibrio sea alcanzado a una temperatura definida y no a cualquier temperatura?

- ¿Qué comentario merece el proceso inverso, es decir la condensación del vapor, en relación al signo algebraico de los cambios de entalpía y de entropía?



Unidad 2

Reacciones ácido-base y redox

Contenidos

- Explicación de reacciones de oxidación y de reducción; estado de oxidación; igualación de ecuaciones redox; introducción a la electroquímica.
- Realización de experimentos con reacciones ácido base; concepto de titulación; cálculos de pH.

Aprendizajes esperados

Las alumnas y los alumnos:

- reconocen el concepto de estado de oxidación;
- asignan estados de oxidación a átomos en iones mono- y poliatómicos;
- identifican reacciones redox de importancia en la vida cotidiana;
- balancean ecuaciones que describen reacciones redox;
- reconocen en la formación de pilas electroquímicas reacciones de oxidación y de reducción que ocurren en electrodos separados;
- conocen el funcionamiento básico de pilas electroquímicas de uso común;
- calculan, para casos simples, el pH de disoluciones de ácidos y bases;
- determinan las cantidades estequiométricas de disoluciones en reacciones de neutralización;
- identifican, de manera genérica, los procesos de titulación ácido-base y redox.

Conceptos estructurantes de la unidad

- | | |
|--------------------------------|---------------------------------|
| • titulación | • método del ion-electrón |
| • curva de titulación | • potencial electroquímico |
| • número o estado de oxidación | • ánodo |
| • reacción redox | • cátodo |
| • oxidación | • puente salino |
| • reducción | • celda electroquímica |
| • agente oxidante | • electrodo normal de hidrógeno |
| • agente reductor | • serie electroquímica |

Orientaciones didácticas

En esta unidad se aborda el aprendizaje de las reacciones redox y ácido base, estableciéndose una analogía entre los procesos involucrados. Así es como los estudiantes aprenderán que en las reacciones redox siempre existe una especie oxidante y una especie reductora y que no puede existir una oxidación sin la correspondiente reducción, y viceversa. De manera análoga, aprenderán que las reacciones ácido-base se dan también en un contexto relacional: un ácido necesita de una base para la expresión de sus propiedades acídicas y viceversa.

Alumnas y alumnos encontrarán que la mencionada relación antagónica de roles es muy común en la química. En la Unidad 3, en la que se iniciará el estudio de la cinética de reacción, aparecerá nuevamente dicho contexto en las reacciones directas e inversas, en los catalizadores e inhibidores, etc. Del mismo modo, en la Unidad 4 se extiende el estudio de la química a la reactividad en química orgánica: nucleófilos y electrófilos hablan nuevamente de una relación similar.

Es importante, sin embargo, que los estudiantes comprendan que el carácter de una especie puede ser de ácido o de base, de oxidante o de reductor, dependiendo de la relación entre ambas especies. Así es como no les podrá sorprender que una misma especie sea ácido en un contexto, pero base en otro. El ácido acético podrá ser un ácido frente al agua, pero una base en relación al ácido sulfúrico, que es un ácido mucho más fuerte que aquél. Además de ello, deberán conocer situaciones en las que una misma especie desempeña ambos roles, de ácido y de base (anfoterismo).

Alumnas y alumnos tendrán ocasión de aprender que en las reacciones de dismutación una misma especie actúa en un caso como oxidante, en el otro, como reductor, y el docente podrá explicar esto recurriendo a lo aprendido en la Unidad 1: los procesos ocurren cuando significan una disminución de energía libre. En otros términos, la dismutación provee un mecanismo interno para lograr una mayor estabilidad termodinámica del sistema.

Los estudiantes reconocerán que en toda reacción química se deben cumplir dos principios estequiométricos básicos: la conservación de la masa y de la carga eléctrica.

Es necesario que el docente enfatice la necesidad de indicar el estado físico de las especies que intervienen en cada reacción química, ya que ello será una importante fuente de información para los estudiantes.

La especificación del estado físico no sólo es importante desde el punto de vista de la termodinámica. Cuando en una ecuación aquél se omite no se entrega la información completa y los estudiantes, que todavía no tienen mucha experiencia en ese ámbito, podrían pensar que da lo mismo especificar el estado físico que no hacerlo.

El punto anterior señala al docente, además, la necesidad de utilizar sólo ejemplos de reacciones químicas que realmente ocurren. Los alumnos y alumnas deberán aprender a evitar ejemplos de reacciones (o su representación en ecuaciones) que no posean una base empírica, ya que no sólo constituyen malos ejemplos, sino que también implican, por lo general, graves errores conceptuales.

Actividades

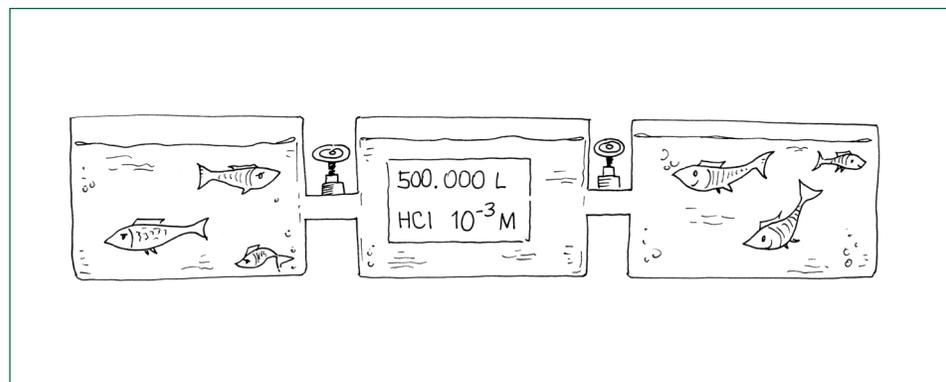
Actividad 1

Experimentan con soluciones de ácidos y bases, determinan su pH y realizan una titulación simple.

Ejemplo

- Experimentan para resolver un problema ambiental presentado en el contexto de ácidos y bases. Para ello preparan una disolución de ácido clorhídrico 0,5 M y obtienen, por dilución, soluciones de concentración 0,1 M; 0,01 M y 0,001 M. Calculan el pH de cada una de esas disoluciones y luego lo determinan usando varillas indicadoras de pH o un peachímetro. Finalmente realizan una titulación.
- El docente propone el siguiente problema:
En una acuicultura dedicada a la cría de salmones se han contaminado con ácido clorhídrico 500.000 litros de agua de mar contenida en un estanque. Se ha decidido aprovechar esa agua, evitando, además, la contaminación del agua de los otros estanques.

Un análisis del agua contaminada muestra que la concentración del HCl es 0,001 M y se decide realizar algunos experimentos antes de acometer el proceso de descontaminación.



Experimento 1

Obtención de disoluciones diluidas de ácido clorhídrico y de hidróxido de sodio a diferentes concentraciones.

Los estudiantes proponen qué hacer para resolver el problema descrito. Al término del debate acuerdan, junto con el docente, preparar un volumen de 50 mL de ácido clorhídrico 0,001 M y luego proceder, en el laboratorio, a su neutralización.

- Alumnas y alumnos precisan el significado de la unidad de concentración de una disolución expresada en molaridad. Luego debaten acerca del concepto de pH y en qué intervalo se halla el pH del agua del estanque.
- Determinan el volumen de una disolución de ácido clorhídrico concentrado necesario para preparar 50 mL de HCl 0,5 M.
- Calculan luego el volumen de la disolución anterior que deben medir para preparar 50 mL de una solución de HCl de concentración 0,1 M. Calculan asimismo, sucesivamente, los volúmenes de disoluciones de HCl 0,1 M y 0,01 M necesarios para preparar, por dilución, 50 mL de disoluciones de concentración 0,01 M y 0,001 M, respectivamente.
- Determinan la masa de hidróxido de sodio que debe ser disuelta en agua para preparar 50 mL de una disolución de concentración 0,001 M. Como la masa calculada es muy pequeña y no podría ser determinada con la balanza del laboratorio, indagan cómo preparar la solución anterior. Debaten las diferentes proposiciones, que podrían ser, por ejemplo, las siguientes:
- Preparar 100 L (!) de disolución de modo que se ocupen 4,0 g de NaOH que pueden ser fácilmente determinados con la balanza.
Aquí el docente los estimulará a evaluar si la proposición es razonable:
 - ¿Dónde hay en el laboratorio un recipiente de 100 litros?
 - ¿No significaría ello desperdiciar demasiada agua?
 - ¿Cómo eliminarían luego, cuidando el medio ambiente, el volumen de solución alcalina sobrante?
- Preparar 50 mL de una disolución 1M, para lo cual necesitan 2,0 g de hidróxido de sodio. Diluir luego 10 mL de la disolución resultante para obtener 1L de una disolución 0,01 M. Finalmente, diluir 100 mL de esta disolución hasta completar 1L obteniendo así la disolución de concentración deseada, 0,001M. Esta proposición se somete a debate y si es aprobada se procede como sigue:
- Preparan las soluciones anteriores y calculan el pH de cada una de ellas.

- Comparan los valores de pH calculados con los obtenidos mediante varillas indicadoras de pH o un peachímetro.
- Presentan los valores calculados y observados de pH en forma de una tabla y debaten sobre la precisión del método usado en la preparación de las soluciones. (La medición de cada volumen está afecta a una imprecisión o error. Los instrumentos tampoco son exactos).

	C /M	pH_{calculado}	pH_{medido}
HCl	0,1	1,0	
HCl	0,01	2,0	
HCl	0,001	3,0	
NaOH	0,001	11,0	

Debaten acerca de los errores que afectan a cada una de las operaciones realizadas para preparar las disoluciones. (Ver indicaciones al docente).

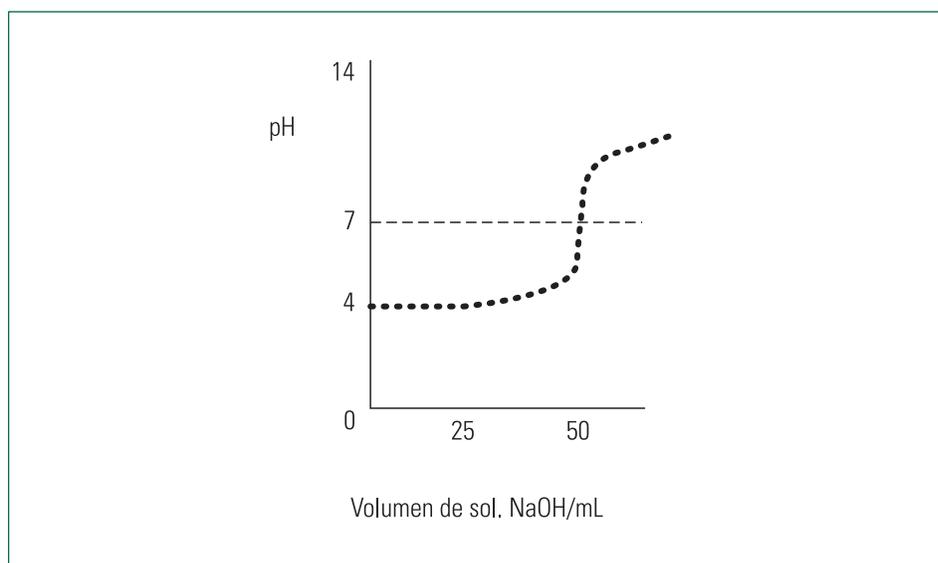
- El docente introduce el concepto de titulación ácido-base como la adición controlada de una disolución de concentración conocida de un ácido (o de una base) con el fin de determinar la cantidad (o concentración) de la especie química que se titula; y que ésta se conoce a través del volumen de la disolución utilizada para alcanzar el punto de equivalencia, en donde se logra una reacción estequiométrica de ambos reactantes (ácido y base).

Experimento 2

Titulación de una disolución de ácido clorhídrico con una disolución de hidróxido de sodio de igual concentración.

A partir de 50 mL de la última disolución (concentración 10^{-3} M) realizan una titulación agregando cada vez 5 mL de disolución de NaOH de igual concentración. Miden el pH después de cada adición, y prosiguen agregando porciones hasta que el pH aumente a un valor en que la neutralización sea completa.

- Grafican los valores de pH vs. los volúmenes de hidróxido agregados y debaten sobre la forma de la curva de titulación resultante.



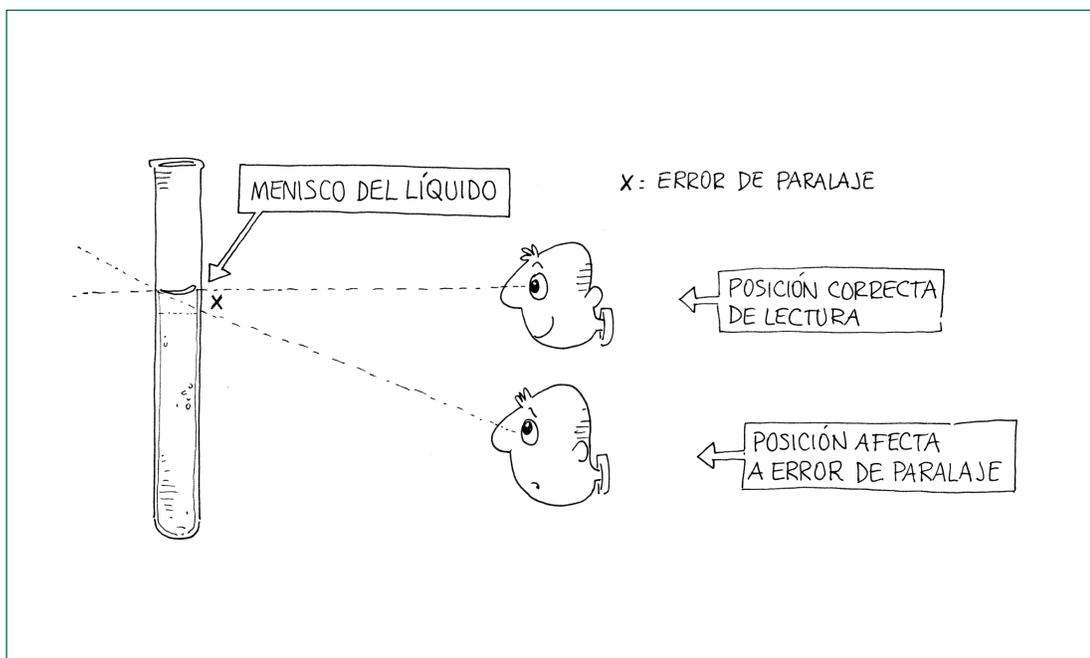
- Calculan la masa de hidróxido de sodio que será necesario utilizar para neutralizar el agua del estanque de la acuicultura. (20 kg de NaOH).
- Finalmente, debaten si la sal resultante de la neutralización (cloruro de sodio) podría representar un peligro para la vida de los peces.
- El profesor o la profesora informa a alumnos y alumnas que la concentración de cloruro de sodio en el agua de mar es 2,9%.
- Los estudiantes calculan el aumento porcentual, sobre la concentración inicial de cloruro de sodio en el agua de mar, que involucra la formación de esta sal en la neutralización.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es muy importante que alumnas y alumnos estén conscientes de que toda medición está afectada a error. Para ello, con el apoyo del profesor o de la profesora, pueden realizar algunos ejercicios simples, convenciéndose así de que existen diferentes fuentes de error:

- Errores sistemáticos o de procedimiento.
- Errores debidos a inexactitud de los implementos usados.
- Errores debidos a imprecisión propia de la medición

Errores sistemáticos o de procedimiento. Caso típico es el error de paralaje, que se puede cometer al determinar el volumen de un líquido en una pipeta. Ello ocurre cuando el ojo del observador se sitúa sobre o bajo el plano horizontal tangente a la superficie inferior del menisco.



Errores debidos a inexactitud de aparatos, insumos e instrumentos utilizados. Este tipo de error se origina en la diferente calidad y estado de mantención de los instrumentos (pipetas, probetas, matraces aforados y balanzas) y de la pureza de los reactivos químicos usados.

Errores debidos a imprecisión propia de la medición. Por lo general se mide un volumen o una masa usando una escala graduada y se estima el valor por la posición de las líneas de la escala. Los estudiantes se convencerán que diferentes observadores realizarán lecturas de la escala que difieren algo entre sí.

Los estudiantes estarán conscientes de que el trabajo de laboratorio debe ser realizado con esmero para reducir la magnitud de los errores. (Los estudiantes más avezados podrán distinguir entre los conceptos de imprecisión e inexactitud. En general, a este nivel es importante que sólo distinguan entre errores sistemáticos o de procedimiento y los otros tipos de error).

Para el cálculo de concentraciones es importante llamar la atención de los estudiantes que el número de moles contenidos en una disolución se obtiene al multiplicar el volumen de la disolución por su concentración molar:

$$\text{Volumen [L]} \cdot \text{Molaridad [mol/L]} = n \text{ [mol]}$$

Es importante que los estudiantes se convenzan de que durante la titulación el pH de la disolución varía bruscamente en las proximidades del punto de equivalencia y para ello les bastará observar la curva de titulación en torno a éste.

Al iniciar la titulación puede ser útil agregar 1-2 gotas del indicador fenolftaleína para verificar cuando la titulación del ácido ha sido completada.

El presente ejemplo es especialmente relevante para los estudiantes ya que en varias actividades a lo largo del desarrollo del programa se neutralizan diversas disoluciones de ácidos y bases con el objeto de inactivarlas antes de ser eliminadas.

Es interesante, como un ejercicio, que calculen qué volumen de ácido clorhídrico concentrado (aprox. 12 M) debe ser agregado a un volumen grande de agua, por ejemplo, 20.000 L, para bajar su pH desde 8,0 hasta 7,0. A través de este ejercicio aprenderán que una variación de 1 unidad de pH puede ser lograda, en un gran volumen de agua, con una pequeña adición de ácido, para lo cual deberá referirse a la forma de la curva de titulación en las proximidades del punto de equivalencia. Ello mismo les permitirá comprender por qué el derrame de cantidades relativamente pequeñas de ácidos o bases en un curso de agua puede provocar un verdadero desastre ecológico.

Los estudiantes calcularán que la concentración de NaCl en el agua de mar es igual a 29 g/L, y corresponde aproximadamente a una solución 0,5 M en NaCl por lo que seguramente concluirán que una concentración adicional de sólo 0,001 M de NaCl, resultante de la neutralización, no tendría un efecto dañino sobre los peces.

Evaluación

Es esencial que en la evaluación se consideren los aspectos básicos de las reacciones ácido-base y que los estudiantes demuestren haber comprendido:

- Que una solución acuosa de un ácido puede ser neutralizada por adición de una solución acuosa de una base.
- Que la estequiometría de una reacción de neutralización es tal que se iguala el número de protones y de iones hidróxido que intervienen en la reacción $\text{H}^+(\text{ac}) + \text{OH}^-(\text{ac}) = \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.
- Cuál es el significado del punto de equivalencia en una titulación.
- Que la curva de titulación tiene una forma particular y en las proximidades del punto de equivalencia adiciones relativamente pequeñas de ácido o base producen cambios pronunciados del pH.

El profesor o la profesora podrá proponer ejercicios de neutralización para evaluar la capacidad de los alumnos y alumnas de aplicar sus conocimientos a cálculos estequiométricos simples. Por ejemplo:

- ¿Qué volumen de una solución acuosa de NaOH 0,01 M se necesitan para neutralizar:
 - a) 50 mL de una solución acuosa 0,01 M de HCl
 - b) 50 mL de una solución acuosa 0,005 M de HCl
 - c) 50 mL de una solución acuosa 0,01 M de H_2SO_4

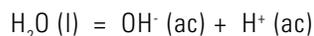
En este último ejercicio será indispensable informar a los estudiantes que el ácido sulfúrico tiene dos hidrógenos ionizables y que para su completa neutralización ambos deberán reaccionar con la base.

Actividad 2

Se informan sobre el concepto de número o estado de oxidación y ejercitan su uso.

Ejemplo

- La profesora o el profesor define el estado de oxidación del hidrógeno y oxígeno en diferentes compuestos. Las alumnas y alumnos identifican los números o estados de oxidación de iones de elementos en compuestos binarios iónicos.
- Debaten sobre el significado del concepto de electronegatividad. El docente interviene con algunas preguntas para precisarlo:
 - ¿Cómo se puede definir la electronegatividad?
 - ¿Cuál elemento del sistema periódico es el más electronegativo?
 - Del par de elementos H y O, ¿cuál es más electronegativo?
- Recuerdan que la autoionización del agua se describe por la ecuación



- Intentan responder y debaten en torno a las siguientes preguntas:
 - ¿Qué enlace se rompe para generar los iones OH^- y H^+ ?
 - ¿Qué significa que el ion OH^- posea una carga negativa?
 - ¿Cómo se rompe dicho enlace en relación a los electrones que participan en él?
 - ¿Por qué se rompe el enlace quedando el hidrógeno positivo y no, por ejemplo, en OH^+ y H^- , en donde el hidrógeno quedaría negativo?
- Debaten acerca de qué es lo que entienden por el estado de oxidación.
- Para introducir el concepto, el docente puede proponer como ejemplo un elemento y un compuesto iónico binario, por ejemplo:

Na y NaCl,

dando como pista la diferente electronegatividad de los átomos de sodio y cloro. El docente podrá afirmar ahora que al sodio se le asigna, en ambos casos, un diferente estado de oxidación.

- Finalmente, cuando los alumnos y las alumnas han comprendido la idea que no hay una razón especial para que el sodio en el elemento tenga una carga eléctrica (todos los átomos del metal son de la misma naturaleza) el profesor o la profesora define el número o estado de oxidación del elemento sodio como 0 y +1 en el compuesto iónico binario cloruro de sodio, NaCl.

- El docente les informa acerca de las convenciones que se adoptan con el fin de determinar el estado de oxidación de los átomos en los compuestos.
- Los estudiantes usan una tabla de valores de electronegatividad de Pauling para determinar el número de oxidación de los átomos que intervienen en los siguientes compuestos binarios iónicos:



- Utilizando las convenciones anteriores, determinan el estado de oxidación del hidrógeno y oxígeno en diferentes situaciones de enlace:



- Finalmente, intentan explicar cada uno de los siguientes puntos:

- El estado de oxidación es un número convencional que se asigna a un átomo de un elemento en un compuesto.
- En moléculas neutras que contienen el mismo elemento (Cl_2 , O_2 , etc.) y en los elementos puros el estado de oxidación es siempre cero.
- El estado de oxidación de un elemento en un ion monoatómico es igual a la carga del ion.
- En un compuesto neutro la suma de los números de oxidación multiplicado por el correspondiente coeficiente estequiométrico es cero.
- En un compuesto, el estado de oxidación de los átomos más electronegativos es negativo.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante explicitar las convenciones adoptadas en relación a los números de oxidación de los elementos y que los estudiantes las ejerciten ampliamente. Así por ejemplo, para el HCl podrán determinar los números de oxidación a partir de los valores de electronegatividad, 2,1 para el hidrógeno y 3,0 para el cloro, de modo que la asignación de los números de oxidación es:



Es útil disponer de una tabla de valores de electronegatividad para que los alumnos y alumnas puedan aplicar los criterios anteriores a la determinación del número de oxidación en casos simples, haciendo notar, por ejemplo, que el hidrógeno posee normalmente un estado de oxidación +1, a excepción del hidrógeno en la molécula H_2 (E.O.=0) y en los hidruros iónicos como LiH, NaH, etc. (E.O.= -1).

De manera análoga, es importante señalar que al oxígeno se le asigna en sus compuestos, con pocas excepciones, un estado de oxidación -2.

(Es inconveniente referirse aquí explícitamente al número de oxidación del oxígeno en casos excepcionales como los peróxidos, por ejemplo, Na_2O_2 (E.O.=-1), y en los superóxidos como NaO_2 , (E.O.= - 1/2)).

Es muy importante que los estudiantes no infieran que a los átomos de un elemento particular corresponde un único número de oxidación.

Un ejemplo útil para ilustrar esto es el conjunto de especies:

		Estado de oxidación del cloro	Ejemplo	
Cl^-	(ion cloruro)	-1	Cloruro de litio,	$LiCl$
Cl_2	(cloro)	0	Cloro,	Cl_2
ClO^-	(ion hipoclorito)	+1	Hipoclorito de calcio,	$Ca(ClO)_2$
ClO_2^-	(ion clorito)	+3	Clorito de sodio,	$NaClO_2$
ClO_3^-	(ion clorato)	+5	Clorato de potasio,	$KClO_3$
ClO_4^-	(ion perclorato)	+7	Perclorato de plata,	$AgClO_4$

Ello puede ser aprovechado para que alumnos y alumnas aprendan a nombrar algunos compuestos sin realizar una sesión formal de estequiometría, que por su aridez provocaría su aburrimiento.

Puede ser útil que los estudiantes aprendan a determinar los números de oxidación resolviendo una ecuación algebraica, pero se debe cuidar que ello no sea realizado de manera mecánica. De esta forma, por ejemplo, si determinan el estado de oxidación del Cl en el ion clorato, ClO_3^- ,

$$X + (-2) 3 = -1 \quad \longrightarrow \quad X = +5$$

les deberá quedar claro que este procedimiento supone comprender que se iguala la carga eléctrica del ion con la suma de los números de oxidación del cloro y del oxígeno multiplicado por el coeficiente estequiométrico.

Evaluación

Al inicio de esta unidad es importante verificar que las alumnas y alumnos han comprendido el concepto de estado de oxidación y para ello puede realizarse un ejercicio como el siguiente:

- Determinar el número de oxidación de los átomos en O_2 , S_8 , Cl_2 , I^- , O^{2-} , Al^{3+} , NO , NO_2 y ClO^- .

Actividad 3

Indagan sobre cambios de los números de oxidación que ocurren en reacciones químicas, que las reconocen como reacciones redox.

Ejemplo

Determinan el número de oxidación del carbono y del oxígeno en los reactantes y productos de dos reacciones relacionadas con la vida diaria.

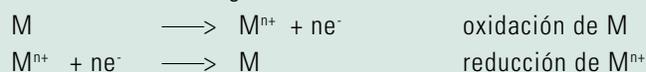
- El docente lee una noticia aparecida en un periódico local: "En gravísimo estado dos personas intoxicadas con monóxido de carbono". "En la mañana de ayer fueron halladas en estado inconsciente cuando dormían en una habitación en cuyo interior habían encendido un brasero con carbón. Fueron llevadas de inmediato al servicio de urgencia y, no obstante todos los esfuerzos desplegados por los médicos, un vocero del hospital declaró que se temía por su vida".
- Los estudiantes indagan acerca del origen del accidente, desde el punto de vista de la química. Plantean diversas hipótesis sobre lo que ocurre cuando se combustiona carbón con mucho y con poco oxígeno.
- Alumnos y alumnas proponen ecuaciones que proporcionan información acerca de la combustión completa e incompleta de carbón. El docente les da pistas hasta que las ecuaciones sean escritas correctamente:



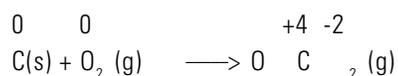
- Debaten en relación a cuántos electrones pierden o ganan, en cada caso, los átomos de carbono y de oxígeno.

- Averiguan por qué la primera reacción se describe como una oxidación completa, mientras que en la otra se dice que la oxidación ha sido incompleta.
- Contrastan la información que manejan respecto de la combustión del carbón con las hipótesis que habían enunciado.
- El docente establece que dichas reacciones, en las que hay un cambio del estado de oxidación de los átomos de los elementos, se denominan reacciones de oxidación-reducción, o simplemente, reacciones redox.

La profesora o el profesor define formalmente una oxidación como una pérdida de electrones y una reducción como una ganancia de electrones.



- Los alumnos indagan por qué un oxidante es definido como una especie que recibe electrones y un reductor como una especie que los cede. Usan como ejemplo las reacciones de combustión o la oxidación de un trozo de hierro. Intentan responder:
 - ¿Por qué se dice que el hierro se oxida?
 - ¿Cuál es el compuesto que se forma durante la oxidación del hierro al aire?
- Los estudiantes escriben las ecuaciones para una de las reacciones anteriores e identifican oxidantes y reductores, indicando el estado de oxidación sobre el símbolo atómico, por ejemplo:



Con la ayuda del docente, comprenderán que si bien el estado de oxidación del carbono y del oxígeno es cero en los reactantes, en el proceso de combustión ocurre una oxidación del carbono y una reducción del oxígeno.

- El docente hace notar que en las reacciones redox el *oxidante se reduce*, mientras que el *reductor se oxida*.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que alumnos y alumnas reconozcan que en toda reacción redox hay una variación del estado o número de oxidación de los átomos de uno o varios elementos y que mientras que en algunos de ellos el estado de oxidación se hace más positivo (se oxidan) en otros se hace menos positivo o más negativo (se reducen).

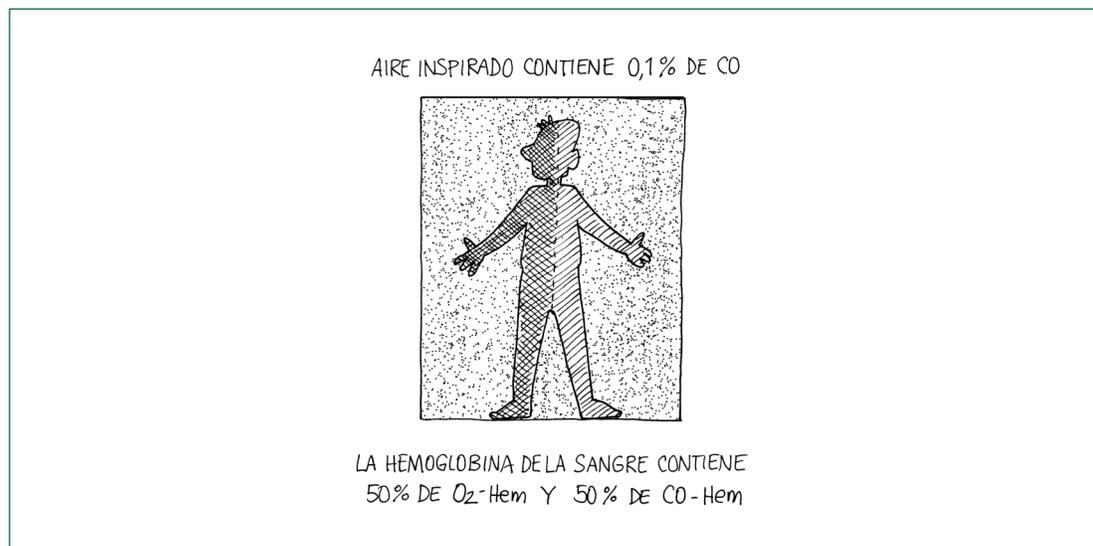
Es importante enfatizar la necesidad de que en toda reacción redox debe existir ambos, un oxidante y un reductor.

En el contexto de este ejemplo el profesor o la profesora podrán ampliar un poco el tema de la combustión del carbón y debatir sobre lo siguiente:

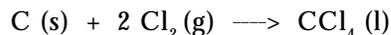
- Que el uso del carbón como combustible es desaconsejable, no sólo por la contaminación que puede producir (CO y partículas de carbón) sino también, si se trata de carbón coque, porque es un recurso no renovable. Además, el carbón mineral contiene azufre, el que al combustionarse forma dióxido de azufre, SO_2 , que es muy contaminante.
- Que la toxicidad del monóxido de carbono se debe a su extraordinaria afinidad con la hemoglobina de la sangre, formando carboxihemoglobina, que bloquea los sitios de la molécula de proteína utilizados para el transporte del oxígeno. Cuando el aire contiene sólo 0,1% de monóxido de carbono la hemoglobina contiene ligado el mismo número de moléculas de CO que de O_2 . De allí que la concentración de monóxido de carbono en el aire no necesita ser particularmente elevada para producir graves efectos sobre el organismo.

La gran afinidad del monóxido de carbono con la sangre será patente si el docente indica que el aire contiene sólo un 21% de oxígeno en volumen por lo que una concentración de CO del 0,1% representa, aproximadamente, 1 molécula de CO por cada 200 moléculas de O_2 .

El siguiente esquema puede ser útil para ilustrar lo dramático del efecto tóxico del monóxido de carbono:



Finalmente, es importante destacar que todas las reacciones de combustión son reacciones redox y que ellas ocurren por acción del oxígeno u otros oxidantes sobre una multitud de sustancias. Así, por ejemplo, la siguiente ecuación corresponde a la formación de tetracloruro de carbono, CCl_4 por reacción de combustión del carbono con cloro gaseoso.

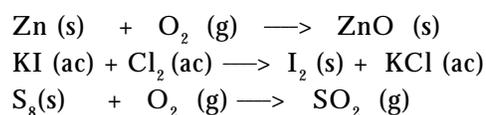


Evaluación

En la evaluación es importante cerciorarse que los alumnos y alumnas conocen y aplican correctamente los términos:

- oxidante
- reductor
- reacción redox

Algunos ejercicios simples que pueden ser utilizados para evaluar los logros alcanzados son los siguientes:



Los estudiantes deberán reconocer estas ecuaciones (no igualadas) como descriptores de reacciones redox, deberán ser capaces de asignar a cada átomo el correcto estado de oxidación, identificar en cada caso el oxidante y el reductor, y reconocer cuáles especies se oxidan y cuáles se reducen.

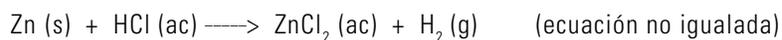
Actividad 4

Igualan ecuaciones que representan reacciones redox.

Ejemplo

Utilizando el método del ion electrón igualan ecuaciones correspondientes a reacciones redox simples y complejas, siendo motivados por reacciones que se realizan en el laboratorio.

- Los estudiantes intentan igualar varias ecuaciones redox, con el objeto de que se convengan de que la igualación de una ecuación que describe un proceso redox puede llegar a ser un problema difícil de resolver por tanteo, siendo necesario un procedimiento que tenga una base teórica adecuada.
- Como ejemplo simple se sugiere plantear la ecuación correspondiente a la reacción de cinc con ácido clorhídrico, que realizaron experimentalmente en la primera unidad:



Los estudiantes intentan igualar la ecuación por tanteo y señalan cuál especie entre los reactantes es el oxidante y cuál el reductor.

- El docente revisa las diferentes proposiciones y si no son correctas indica en qué aspecto no están logradas, pero sin mostrar todavía cuál es la solución.

Experimento 1. (Demostrativo)

Reacción de oxidación de un metal con oxígeno.

Alumnos y alumnas se motivan observando una reacción química redox e interpretando lo que ha sucedido. Con ese fin el docente enciende un pequeño trozo de cinta de magnesio (aprox. 0,5 cm.), asiéndola con un alicate.

- Los estudiantes recordarán que esta reacción ha sido estudiada anteriormente e intentan escribir la ecuación que la describe.



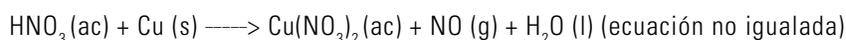
- Ensayan igualar la ecuación correspondiente.
- Identifican el oxidante y el reductor y determinan sus estados de oxidación. A continuación el docente explica el método del ion-electrón (ver indicaciones al docente) y lo ilustra paso a paso para el caso anterior y para otras ecuaciones simples.
- Indagan acerca de la naturaleza de la reacción que han observado e intentan responder, utilizando algunos aprendizajes logrados en la unidad precedente:
 - ¿Qué le sucede al magnesio en esta reacción, se oxida o se reduce?
 - ¿Qué ocurre con el oxígeno en esta reacción, se oxida o se reduce?
 - ¿Podría decirse que esta reacción es una combustión?
 - ¿Es la reacción endotérmica o exotérmica?
 - ¿Qué se podría decir en relación al signo algebraico del cambio de energía libre de la reacción, será negativo o positivo?
 - ¿Es la reacción de magnesio con oxígeno un proceso termodinámicamente espontáneo?
- Alumnas y alumnos ensayan el método de igualación en casos más complejos, por ejemplo, en la ecuación que describe la acción del ácido nítrico sobre el cobre metálico.

Experimento 2. (Demostrativo)

Reacción de oxidación de un metal con ácido nítrico.

El docente realiza la reacción, en forma demostrativa, al aire libre, colocando cuidadosamente un pequeño trozo (aprox. 1 cm²) de una lámina delgada de cobre metálico en un vaso de precipitados (forma alta), que contiene 5 mL de ácido nítrico diluido.

- Observan lo que sucede e indagan qué tipo de reacción es la que ha tenido lugar. Intentan responder a diversas preguntas que relacionen su poder de observación con el tema estudiado, por ejemplo las siguientes:
 - ¿Qué le pasó a la lámina de cobre?
 - ¿Qué tipo de sal puede haberse formado?
 - ¿Qué se observa, sobre la solución, a medida que el cobre reacciona?
 - ¿Corresponderá ello a la formación de un gas?
 - ¿Qué clase de gas podrá ser?
 - ¿Cuál es el oxidante en la reacción?
 - ¿Qué cambio ocurre en el número de oxidación del oxidante?
 - ¿Cuál es el reductor?
 - ¿Qué cambio ocurre en el número de oxidación del reductor?
 - ¿Pueden proponer una ecuación que describa el proceso que ha ocurrido?
- El docente escribe, finalmente, la siguiente ecuación (no igualada) que describe la reacción que han observado:



- Con apoyo del profesor o profesora, determinan los números de oxidación del cobre y del nitrógeno en reactivos y productos, y escriben las correspondientes semirreacciones de oxidación y reducción, multiplicándolas por los coeficientes apropiados de modo que se iguale el número de electrones cedidos por el reductor al número de electrones aceptados por el oxidante.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que los estudiantes aprendan el método del ion-electrón para igualar las ecuaciones de reacciones redox, ya que de este modo escribirán las especies químicas que realmente se hallan en solución. El método de igualación que considera únicamente los estados de oxidación de los átomos podría inducir a alumnos y alumnas a confundir las cargas iónicas con los estados de oxidación. En todos los casos conviene evitar esa confusión señalando los estados de oxidación sobre los símbolos de los elementos, enfatizando que el número de oxidación se indica con el signo algebraico precediendo al número, mientras que la carga eléctrica de un ion se escribe en el orden inverso.

El docente explicará, a grandes rasgos, las características del método de igualación a utilizar, de manera que el número total de electrones cedidos por las especies que se oxidan se iguale al número de electrones recibidos por las especies que se reducen.

Usando como ejemplo la reacción del ácido nítrico con el cobre, el docente tendrá oportunidad de explicar que un sistema químico siempre es eléctricamente neutro. (Los estudiantes deberán comprender que no pueden existir iones Cu^{2+} , H^+ , OH^- , etc. independientes de sus contraiones, o iones de carga opuesta, que siempre están presentes y dan electroneutralidad a la disolución).

Ambos ejemplos de reacciones redox están relacionadas con la vida cotidiana. La reacción de magnesio con oxígeno es mencionada nuevamente aquí ampliando el conocimiento de los estudiantes y abordando aspectos que antes no pudieron ser considerados. La reacción es importante en diferentes contextos. Antiguamente, antes de la invención de las lámparas electrónicas para fotografía (“flash”) se usaba una cinta de magnesio que ocupaba el sitio de la ampolleta en un reflector cóncavo. La cinta se combustionaba al funcionar como resistencia en un circuito conectado a una batería.

Los metales magnesio y aluminio son componentes importantes de muchos explosivos y de los fuegos artificiales, en los que se aprovecha la gran cantidad de luz que genera su combustión. También son usados otros metales o metaloides, obteniéndose así variados colores. Se usan compuestos de antimonio, sodio, estroncio, bario, cobre y mercurio. Estos espectáculos pirotécnicos pueden ser calificados de “crímenes ecológicos” por la contaminación que producen, ya que prácticamente todos los fuegos artificiales contienen, además de elementos tóxicos, cantidades importantes de pólvora que al quemarse produce dióxido de azufre y óxidos de nitrógeno, gases que son muy contaminantes.

Este ejemplo puede ser un punto de partida para debatir aspectos valóricos con los estudiantes.

Alumnos y alumnas podrán realizar algunos trabajos en torno a los fuegos artificiales, por ejemplo, indagar acerca de qué orden son las cantidades de éstos que se lanzan en una ciudad para la celebración de Año Nuevo. (Varias decenas de toneladas). Averiguan por qué los fuegos artificiales son tan contaminantes. (Encontrarán que se produce CO_2 , NO_2 y SO_2 y una cantidad importante de humos que contienen óxidos y haluros de los elementos metálicos Hg, Ba y Sr).

Comparan la cantidad de dióxido de azufre que resulta de un espectáculo pirotécnico en el que se combustionan 100 toneladas de pólvora, con la cantidad de este gas que es emitida diariamente en un proceso metalúrgico, por ejemplo, en la tostación de sulfuros de cobre en la metalurgia de este metal. (En nuestro país, una parte importante del gas es utilizado para fabricar ácido sulfúrico).

Debaten si les parece que en beneficio de una mejor calidad del aire y para una mejor preservación del medio ambiente a nivel global debiesen ser prohibidos estos espectáculos pirotécnicos.

Discuten qué opción les parece conveniente tomar ante esta disyuntiva: entretenimiento con el espectáculo visual vs. costo ecológico de la diversión.

Intercambian opiniones acerca de a qué autoridad dirigirían una carta argumentando en favor de la eliminación de esa clase de espectáculo (CONAMA, Ministro de Salud, Greenpeace y otros movimientos ecologistas, parlamentarios ecologistas, alcaldes, concejales, etc.).

Un grupo de estudiantes redacta esa carta, la lee en clase y la envía a quien corresponda. Luego colocan una copia en un fichero.

Conviene destacar que la reacción de cobre con ácido nítrico es importante en soldadura, porque el metal se limpia con ácido nítrico antes de soldar, con el objeto de eliminar la capa superficial de óxido. (Las mezclas fundentes desempeñan esencialmente el mismo papel).

1 Para la realización de la reacción de combustión del magnesio se debe usar **gafas protectoras evitando mirar sostenidamente la llama**, ya que la luz emitida es muy intensa.

La reacción de cobre con ácido nítrico involucra riesgos y es bastante contaminante, por ello debe ser realizada única y exclusivamente por el docente, en un lugar al aire libre, y usando sólo una muy pequeña cantidad de cobre y de ácido nítrico previamente diluido (1:10).

El ácido deberá ser aspirado en una pipeta con la ayuda de una propipeta y durante la operación, así como también en la realización de la reacción, se recordará sobre la **necesidad de usar guantes de goma y gafas de protección, cuidando que el ácido no entre en contacto con la goma de la propipeta.**

 Una vez finalizada la demostración, la solución que contiene aún algo de ácido nítrico debe ser primero neutralizada cuidadosamente (usar guantes de goma y gafas de seguridad) con carbonato de sodio, agregando sólo un ligero exceso de carbonato. Luego, la suspensión resultante se calienta a ebullición hasta que el precipitado de hidróxido y carbonato de cobre se transforme en un sólido oscuro (compuesto principalmente por óxido de cobre (II), CuO). Éste es separado, lavado con agua y almacenado en un frasco claramente rotulado. El líquido sobrenadante, una vez que se verifique que está prácticamente neutro, se diluye con bastante agua y puede ser desechado en el desagüe o vertido en una pequeña excavación a 30-40 cm de profundidad en un lugar distante de sembradíos y cursos de agua.

Los alumnos y las alumnas pueden evaluar que la eliminación del líquido sobrenadante implica escasa contaminación ya que el óxido de cobre es bastante insoluble en agua (5 mg/L) y porque, además, el cobre es un microelemento que lo contienen muchas especies vegetales. (Las cebollas, espárragos, espinacas, zanahorias, porotos, lentejas, etc. que contienen del orden de 0,1 mg de cobre por cada 100 g de vegetal comestible).

Evaluación

Con el objeto de evaluar la comprensión de los estudiantes de los métodos de igualación de ecuaciones redox es importante que aprendan a detectar fallas en la igualación de ecuaciones, ya sea porque no se cumple con su estequiometría o, en el caso de ecuaciones iónicas, porque el balance de cargas eléctricas no es el correcto.

Las ecuaciones planteadas para la evaluación de la actividad precedente podrán ser utilizadas aquí para verificar si las alumnas y alumnos han aprendido a igualar las ecuaciones redox. Recién cuando todos los estudiantes han demostrado una habilidad satisfactoria para resolver los problemas de igualación presentados por la profesora o el profesor, se les podrá presentar ecuaciones de mayor complejidad.

Actividad 5

Se informan sobre el concepto de potencial electroquímico y lo relacionan con la distinta reactividad de los metales frente a agua y ácidos.

Ejemplo

Los estudiantes concluyen, a través de experimentos, la idea de que una semirreacción de oxidación o de reducción tiene asociado un potencial electroquímico (o de electrodo).

Experimento 1. (Demostrativo)

Reacción del sodio con un mezcla agua/metanol.

El docente hace reaccionar un trozo muy pequeño de sodio con una mezcla de metanol y agua, en un relación de volúmenes 3:1. (Ver indicaciones al docente).

- Los estudiantes observan y describen lo que sucede. Intentan escribir una ecuación química que dé cuenta de la reacción.

Experimento 2

Acción del agua y de ácido clorhídrico sobre el cinc.

Los estudiantes intentan predecir lo que sucederá, en cada caso, si agregan un pequeño trozo de cinc en agua y en ácido clorhídrico diluido. Realizan el experimento e indagan acerca del diferente comportamiento del cinc. Comparan con la reactividad del sodio frente al agua.

- El docente explica que si se sumerge un trozo de metal en agua algunos iones positivos abandonan la superficie del metal y forman una especie de nube iónica alrededor de éste, que por efecto del fenómeno ha adquirido una carga negativa, cuya presencia da origen al llamado potencial electroquímico. (Este proceso finalmente se detiene, ya que los iones positivos son atraídos por los electrones en exceso en la superficie del metal).
- La profesora o el profesor podrá explicar que en el caso del cinc en agua sólo "pocos" átomos dejan su par de electrones en el metal y pasan al agua. (¡"Pocos" pueden ser millones de átomos!).
- ¿Qué característica tiene una solución ácida comparada con el agua?
- ¿Qué relación podría tener eso con la diferente reactividad del cinc frente al agua y al ácido?



- En relación a la última pregunta, el docente podrá precisar que cada metal tiene un potencial electroquímico característico de acuerdo a la tendencia que muestran los iones a abandonar el metal, dejando sobre éste sus electrones. Los alumnos y alumnas indagan por qué el cobre se oxida más difícilmente que el cinc, pero más fácilmente que la plata o el oro.
- El docente pregunta si el ácido clorhídrico atacará al cobre, la plata o al oro.

Experimento 3

Acción del ácido clorhídrico sobre el cobre, plata u oro.

Los estudiantes ensayan hacer reaccionar alguno de esos metales con ácido clorhídrico 2M, sin calentar, observan lo que sucede y sacan conclusiones comparando con el cinc.

- El docente explica que:

Al proceso de oxidación de un metal se asocia un POTENCIAL ELECTROQUÍMICO en el que el metal hace de **electrodo** y es una medida de la tendencia que posee dicho metal de liberar iones positivos a la solución.

- La profesora o el profesor define la serie electroquímica de los elementos y los alumnos indagan sobre su significado y utilidad.

SERIE ELECTROQUÍMICA (abreviada)

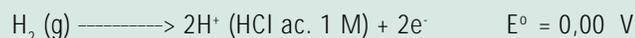
Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Pb	H ₂	Cu	Ag	Au
----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----

- Alumnas y alumnos se informan acerca de la obtención industrial de aluminio, hierro, y cobre. Exponen sus trabajos e intentan encontrar alguna relación entre la posición que ocupan esos metales en la serie electroquímica y:
 - La facilidad de su obtención.
 - El costo del método de extracción del metal a partir de sus minerales.
 - La reactividad de los metales frente al aire y ácidos no oxidantes (por ejemplo, ácido clorhídrico).
- Indagan qué ocurrirá con cada uno de esos metales cuando se sumergen en agua y en ácido clorhídrico diluido (al 10% m/v) a temperatura ambiente. Realizan el experimento con esos metales. (Ver indicaciones al docente).
- El docente explica que para medir los potenciales de electrodo se escoge, por convención, un potencial de cero volt para la semirreacción correspondiente a la reducción de iones H⁺ en un *electrodo de hidrógeno* (que consiste de una lámina de platino sumergida en una disolución 1 M de HCl, en la cual se burbujea hidrógeno a una presión de una atmósfera). Arbitrariamente se le asigna a la reducción de los iones H⁺ en este electrodo un potencial exactamente igual a cero. Es decir:

Por convención se elige un electrodo normal de hidrógeno al cual se le asigna (arbitrariamente) un potencial electroquímico igual a cero.



y, desde luego:



- Alumnas y alumnos averiguan cómo está construido un *electrodo normal de hidrógeno* e indagan acerca de la utilidad de la convención anterior.
- Averiguan lo que se entiende por un *electrodo* e intentan responder:
 - ¿Cómo se podría medir el potencial electroquímico de un electrodo si no se dispone de otro electrodo?
 - ¿Qué ocurre si ambos electrodos tienen potenciales electroquímicos desconocidos?
 - ¿Qué se puede hacer?

INDICACIONES AL DOCENTE

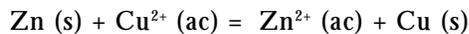
! Es importante recordar que la reacción de sodio metálico con la mezcla de agua y alcohol debe ser realizada tomando todas las precauciones de prevención de riesgos: **uso de lentes de seguridad y guantes**. Los estudiantes también deben usar lentes y mantenerse a una distancia prudente del sitio de experimentación. La reacción del sodio con agua pura es muy violenta e involucra grave riesgo para el alumnado. Por lo demás, ella da escasa ocasión para que observen cómo reacciona el sodio.

A través de estos experimentos y de los anteriores, alumnas y alumnos tendrán oportunidad de comparar la reactividad del sodio, cinc y cobre frente al agua. Aprenderán que por su posición en la serie electroquímica el cobre sólo es atacado por un ácido oxidante (también por HCl concentrado en presencia de oxígeno) mientras que el cinc se disuelve en ácido clorhídrico y el sodio es ya muy reactivo en agua (en ácido la reacción es explosiva).

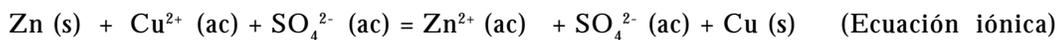
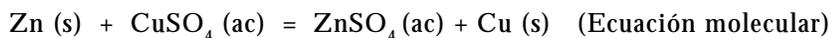
Es importante que alumnas y alumnos conozcan acerca de los procesos metalúrgicos básicos de los elementos aluminio, hierro y cobre. También es necesario que comprendan cuál es la acción del oxígeno atmosférico sobre estos metales y cómo, por ejemplo, el aluminio se protege (o pasiva) por una delgada y resistente capa de óxido, mientras que el hierro en aire húmedo se oxida rápidamente.

Alumnos y alumnas deben distinguir muy claramente entre una semirreacción, que nunca ocurre en forma independiente sino referida a la correspondiente semirreacción del electrodo normal de hidrógeno, y una reacción completa, en la que se especifican expresamente ambas semirreacciones, con el oxidante y el reductor.

No obstante el papel aparentemente poco destacado del *ion espectador* es importante explicitar su presencia en el medio de reacción. Se debe cuidar de que las ecuaciones escritas por los estudiantes siempre muestren la condición de electroneutralidad de la solución y si bien se puede escribir, coloquialmente, para la reacción de un trozo de cinc con una solución de sulfato de cobre(II):



es mucho mejor si la ecuación se escribe de una de las dos formas siguientes:



Actividad 6

Aplican los conocimientos adquiridos en la actividad anterior a la comprensión de fenómenos de importancia para la vida cotidiana.

Ejemplo

Se realizan experimentos que demuestran que una impureza tiene un efecto importante sobre la reactividad de un metal y se aplica dicho conocimiento a la protección galvánica de metales frente a la corrosión.

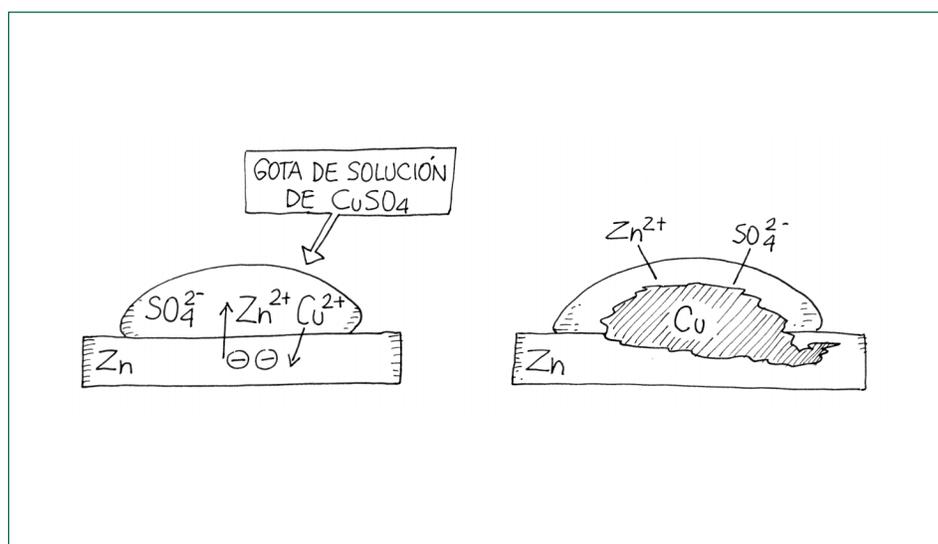
Experimento 1

Reacción de desplazamiento entre Zn y una solución de CuSO_4 .

Sobre un trozo de cinc colocan 1-2 gotas de una solución diluida ($\approx 5\%$) de sulfato o cloruro de cobre. Observan la superficie del metal en contacto con la solución, describen sus observaciones e indagan acerca de lo que ha ocurrido.

- ¿Qué aspecto tiene el metal en el lugar que se depositó la solución de sulfato de cobre?
- ¿Qué se observa, respecto del color de la solución, luego de algunos instantes?

- El profesor o profesora explica el fenómeno en términos de la diferente ubicación que tienen el cobre y zinc en la serie electroquímica. Los estudiantes lo interpretan y lo explican mediante un dibujo o esquema que muestra los procesos redox que han ocurrido, por ejemplo, usando un esquema como el que se ilustra a continuación.

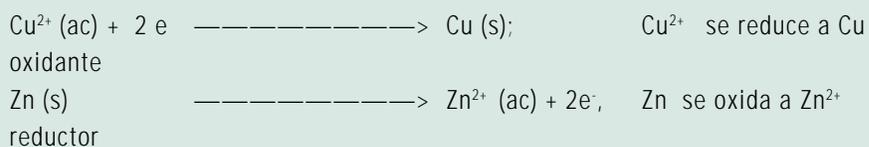


- Los estudiantes llegan a precisar que en el proceso el zinc metálico se ha oxidado a una sal de zinc, mientras que los iones cobre se redujeron a cobre metálico, y proponen la ecuación química que describe el proceso:



- La profesora o el profesor resume:

Para realizar su acción el oxidante se reduce y el reductor se oxida:

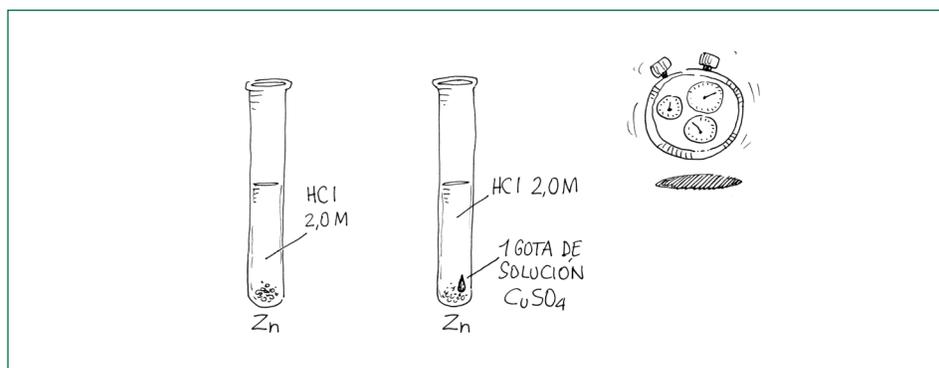


Experimento 2

Efecto de una impureza sobre la reactividad de un metal.

Alumnas y alumnos hacen reaccionar un trozo de cinc (granulado, en granallas, en barra o en plancha) con ácido clorhídrico bajo dos condiciones diferentes: el metal puro y el metal conteniendo una impureza.

- Para realizar el experimento, previamente determinan, con exactitud de 0,1 g la masa de dos porciones de cinc de aproximadamente 1,0 g y las vacían en dos tubos de ensayo. Sobre el cinc de uno de los tubos agregan una gota de solución aprox. al 5 % de CuSO_4 .
- Realizan una predicción acerca de si la velocidad de reacción del cinc con ácido clorhídrico será la misma en ambos casos, el cinc puro y el metal que contiene cobre como impureza.
- Calculan el volumen de una solución de ácido clorhídrico 2,0 M necesario para disolver todo el metal y lo agregan, con un 10% de exceso sobre la cantidad estequiométrica, al mismo tiempo, a cada uno de los tubos de ensayo. Hacen partir el cronómetro o miden con un reloj el tiempo que demora en disolverse todo el cinc en cada uno de los tubos. (Ver indicaciones al docente).



- Observan lo que sucede, tabulan sus datos e interpretan el resultado.

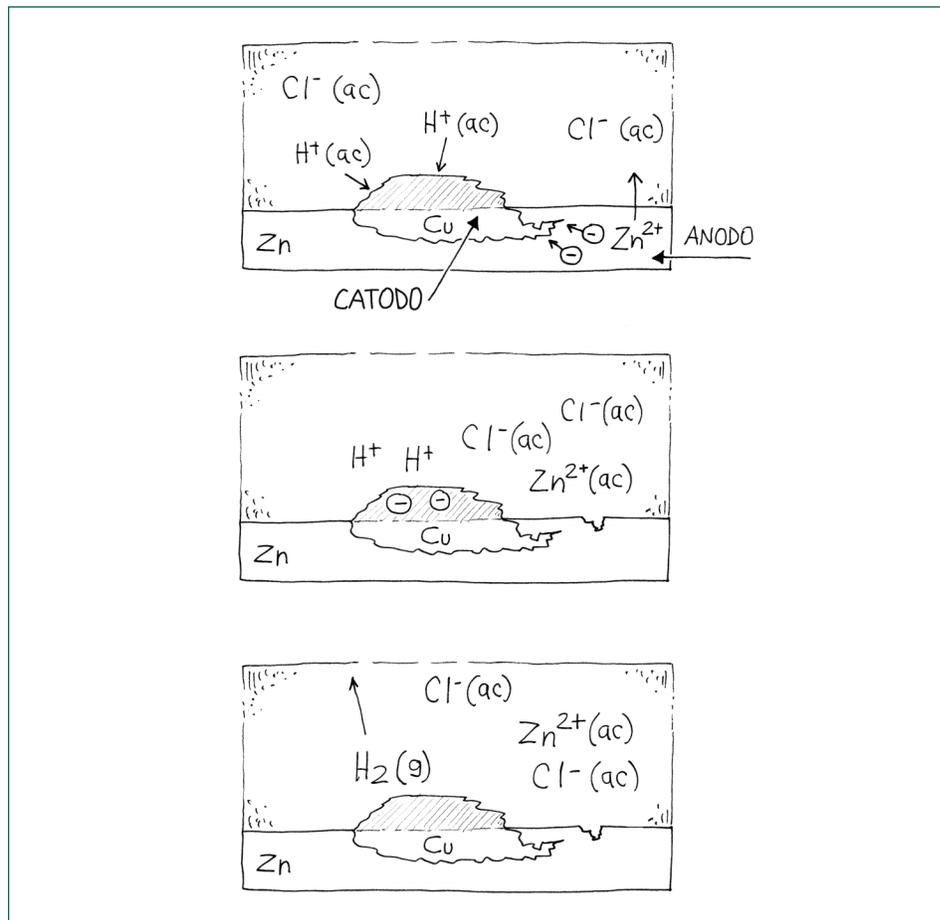
Reacción	Tiempo de reacción
$\text{Zn (s)} + \text{HCl (ac)}$	
$\text{Zn (s)} + 1 \text{ gota sol. CuSO}_4 + \text{HCl (ac)}$	

¿Transcurre la reacción de igual manera en ambos casos? Si detectan diferencia en la velocidad del proceso, indagán a qué podrá deberse. Discuten acerca de si la predicción que habían enunciado era correcta.

- Alumnos y alumnas debaten si la impureza de cobre tuvo o no efecto sobre el tiempo de disolución del cinc e intentan responder, a la luz del resultado del experimento anterior, qué efecto pudo tener el cobre sobre la reactividad del cinc.
- Finalmente, el docente explica, mediante un esquema, el efecto que tiene la impureza de cobre sobre la reactividad del cinc, en términos de que éste se oxida sirviendo de *ánodo* y simultáneamente el cobre, que tiene mayor afinidad que el cinc por los electrones de éste, los atrae y produce la reducción y descarga de los iones H^+ (ac). El cobre, de acuerdo a lo descrito, hace de *cátodo*. (Ver esquema siguiente e indicaciones al docente).
- El docente resume; para el caso de dos metales diferentes en contacto:

La oxidación se produce siempre en el electrodo llamado ANODO.

La reducción ocurre siempre en el electrodo llamado CATODO.



Los estudiantes indagan por qué las naves y los motores marinos, que contienen hierro o una aleación de hierro (acero), se protegen contra la corrosión conectándolas a un trozo de un metal más activo como cinc.

El fenómeno es totalmente análogo al recién descrito, la oxidación tiene lugar en el cinc, que hace de ánodo, y protege así de la corrosión al hierro o al acero. Esto se denomina *protección galvánica*, y cuando el trozo de cinc se ha corroído casi por completo se reemplaza por otro.

- Los estudiantes indagan cómo protegerían frente a la corrosión una lavadora o una estructura metálica. Hacen un dibujo explicando cómo lo realizarían y explican ante el curso en qué se basa la protección galvánica del hierro.
- La profesora o el profesor señala que existen tanto potenciales de reducción como de oxidación y que un mismo “par” oxidante-reductor tienen signos opuestos. Así por ejemplo:

Semirreacción	Potencial	Proceso
$\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s})$	$E^{\circ} = + 0,34\text{ V}$	reducción del Cu^{2+}
$\text{Cu}(\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^-$	$E^{\circ} = - 0,34\text{ V}$	oxidación del Cu

- Explica que cuando se usan dos metales ellos reciben el nombre de electrodos. En un electrodo ocurre el proceso de oxidación y en el otro electrodo el de reducción. Extiende la explicación a que si ambos electrodos se hallan en compartimentos separados, pero unidos a través de un *punte salino*, este dispositivo constituye una *celda electroquímica* o pila, que genera una corriente eléctrica debida al potencial eléctrico entre ambos electrodos.
- Los estudiantes aprenden que el potencial eléctrico de una celda electroquímica se obtiene sumando los potenciales de las correspondientes semirreacciones. Así, el docente podrá ilustrar esto para el caso de la reacción de cinc con ácido clorhídrico:

Semirreacción	Potencial
$\text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{ac}) + 2\text{e}^-$	$E^{\circ}_1 = 0,76\text{ V}$
$2\text{Cl}^-(\text{ac}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$	$E^{\circ}_2 = 0,00\text{ V}$
Reacción global	Potencial total
$\text{Zn}(\text{s}) + 2\text{HCl}(\text{ac}) \longrightarrow \text{ZnCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$	$E_{\text{total de la pila}} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 0,76\text{ V}$

Los iones Cl^- no participan en la reacción y por ello se denominan *iones espectadores*.

- Los estudiantes aplican lo anterior al primer experimento, usando una tabla de potenciales redox, y calculan el potencial eléctrico que se generaría en una pila que contiene, en un compartimento, un trozo de cobre sumergido en una disolución de una de sus sales, por ejemplo, CuSO_4 , y en el otro, un trozo de cinc en una disolución de ZnSO_4 .

El docente señala que el potencial eléctrico depende de las concentraciones de los iones Cu^{2+} y Zn^{2+} en ambas disoluciones y de la temperatura.

Finalmente, alumnas y alumnos resumen lo que han aprendido en la actividad.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante advertir a los estudiantes que el esquema en donde se explica el efecto del sulfato de cobre sobre el cinc, y luego del ácido clorhídrico sobre el cinc en contacto con cobre metálico, es sólo una ayuda didáctica. No significa que este proceso ocurra en forma tan simple como está descrito. El mecanismo o forma cómo ocurren estos procesos es normalmente bastante complejo.

Es importante que la profesora o el profesor haga notar que gran parte del desprendimiento de hidrógeno ocurre sobre el cobre, pero que éste no sufre cambio durante la reacción con ácido clorhídrico y que el cinc, en cambio, se oxida a Zn(II) pasando a la solución.

El docente querrá resistirse a la tentación de introducir la ecuación de Nernst. En esta unidad no se pretende que alumnas y alumnos operen con dicha ecuación, porque ello normalmente los lleva a aplicar mecánicamente la ecuación para el cálculo de un potencial redox, lo que no aporta nada a la comprensión de los fenómenos básicos relacionados a las reacciones redox y sólo produce su desencanto, ya que la ecuación de Nernst no podría ser deducida ni cabalmente comprendida por ellos.

Es importante que el docente recomiende a los estudiantes consultar el texto *QuimCom* (ver Bibliografía), de manera que puedan valorar el impacto económico de la corrosión. Sólo en Estados Unidos las pérdidas anuales por la corrosión del hierro se elevan a 70.000 millones de dólares. También es importante que el profesor o la profesora destaque la importancia que tiene el fenómeno descrito en otros ámbitos de la vida cotidiana. Así es, por ejemplo, como un técnico en gasfitería sabe que no debe ensamblar una pieza de cobre con una de hierro y un joyero recubre completamente de oro un metal menos noble, ya que de otro modo éste se corroerá con relativa rapidez. En muchos otros ámbitos de la técnica hay importantes aplicaciones del fenómeno de protección galvánica frente a la corrosión, las que el docente podrá ilustrar o proponer a los estudiantes como tema de investigación.

Evaluación

Alumnas y alumnos podrán ser evaluados en relación a:

- Comprensión básica del fenómeno de corrosión galvánica.
- Capacidad para proponer soluciones a problemas simples de corrosión.
- Valoración de la importancia para la economía del país de la protección de metales frente a la corrosión.

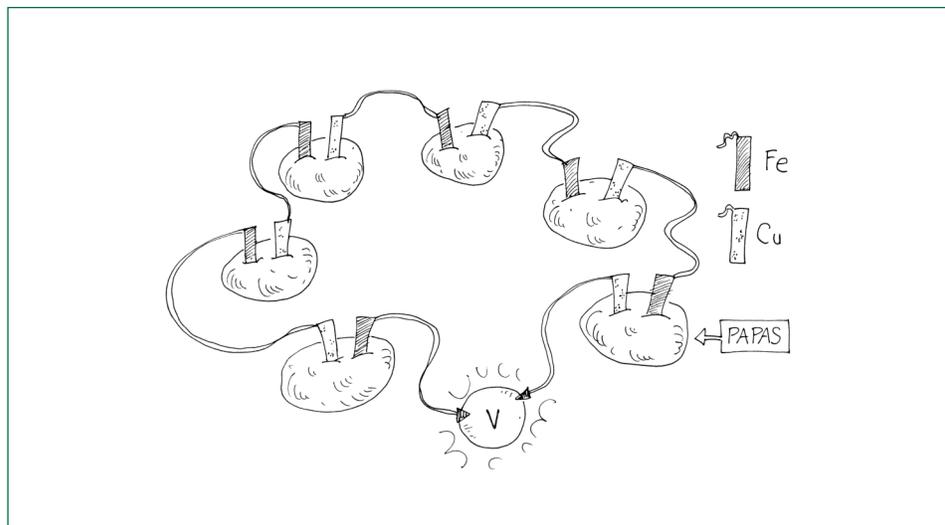
Actividad 7

Indagan acerca de las reacciones que ocurren en los electrodos de pilas electroquímicas de importancia para la vida cotidiana.

Ejemplo

Las alumnas y alumnos averiguan sobre la construcción de una pila Cu-Zn, del acumulador de plomo y de las pilas alcalinas. Construyen una pila simple.

- Apoyados por la profesora o el profesor, fabrican una batería usando varias placas de cobre y de hierro galvanizado, que son insertadas en pequeñas rodajas de papa o kiwi. Las conectan en serie, de modo que la batería consista de al menos 6 rodajas.
- Miden, mediante un voltímetro, el potencial que se genera. Conectan un pequeño LED ("Light-Emitting Diode") y haciendo pantalla con la mano ven si se enciende.



- Los estudiantes indagan para identificar en la batería anterior:

Electrolito
Electrodos
Anodo
Cátodo
Puente salino

- Debaten acerca del significado de estos términos y el docente finalmente los explica destacando la función que desempeñan en una celda electroquímica, llamada comúnmente *pila o batería*.
- A continuación intentan explicar el principio electroquímico en el cual se basa el funcionamiento de la batería fabricada.
- El docente induce un debate en los estudiantes acerca de qué ocurrirá con la intensidad de corriente, con el potencial eléctrico (o diferencia de voltaje) y con el cambio de energía libre de la pila a medida que ésta funciona.

Experimento

Medición de la fuerza electromotriz e intensidad de corriente para una pila seca común, en función del tiempo de funcionamiento. Relación cualitativa con la variación de energía libre.

Alumnos y alumnas usan un multímetro (“tester”) para realizar mediciones, a diferentes tiempos, de la intensidad de corriente y de la diferencia de voltaje entre los electrodos de una pila seca común (no alcalina) a la que han conectado una ampollita. Observan si varía la intensidad luminosa de la ampollita.

- Elaboran una tabla con los datos obtenidos:

Tiempo (min)	$E_{\text{total de la pila}}$ (V)	Intensidad de corriente (mA)
0	1,5	? (depende de la ampollita usada)
10		
20		
30		
40		

- Los estudiantes verifican que la diferencia de voltaje de la pila decrece a medida que ésta funciona y que, además, disminuye la intensidad de corriente (ver indicaciones al docente). El docente indica que la diferencia de voltaje entre los electrodos de una pila está relacionada con el cambio de energía libre, ΔG , e indica que estas propiedades son proporcionales y que tienen signos algebraicos opuestos: cuando $E_{\text{total de la pila}} > 0$ ello implica que $\Delta G < 0$.
- Alumnos y alumnas debaten acerca de qué sucede, en relación al potencial eléctrico, $E_{\text{total de la pila}}$, y al cambio de energía libre, cuando una pila funciona durante un tiempo prolongado.
- Analizan los tres casos siguientes relativos al potencial eléctrico de una pila, construida con soluciones y electrodos tales que:
 - a) $\Delta G < 0$
 - b) $\Delta G > 0$
 - c) $\Delta G = 0$

y determinan para cada uno de esos casos el signo del potencial de la pila y se pronuncian sobre la espontaneidad del proceso, es decir, si ocurre o no.

- Se aborda el tema de las pilas o baterías en un contexto que puede ser de interés para los estudiantes, por ejemplo el siguiente:

Una mañana fría el motor de partida de un vehículo no arranca, aparentemente es una falla de batería. Ésta es retirada y se revisan sus conexiones (bornes), el nivel y densidad del electrolito.

Indagan e intentan responder:

 - ¿Qué puede haber ocurrido?
 - ¿Cómo está construido un acumulador de plomo?
 - ¿Por qué es importante conocer la densidad del electrolito?
 - ¿Qué cuidados necesita un acumulador de plomo?
- Se definen, en forma general, las semirreacciones que ocurren en cada uno de los electrodos del acumulador.
- Diversos grupos de estudiantes realizan las siguientes actividades:
 - Indagan acerca del *acumulador de plomo*: su historia, importancia para la vida moderna, reacciones que tienen lugar en sus electrodos.
 - Se informan sobre las *pilas recargables* níquel/cadmio, y acerca del principio electroquímico en que se basan.
 - Indagan acerca del fenómeno de *electrólisis* y aplican sus conocimientos a explicar el proceso electrolítico de obtención de aluminio. Luego exponen su trabajo al curso.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante destacar la importancia que tienen las pilas electroquímicas para la vida moderna: el acumulador de plomo en los vehículos de transporte, las baterías recargables en la propulsión de diversos vehículos, las pilas pequeñas de uso diario en diversos artefactos como linternas, radios, relojes, etc.

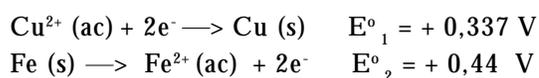
El docente querrá explicar a las alumnas y alumnos que no se puede medir directamente el potencial eléctrico de un electrodo individual, por lo que se hace necesario medir con respecto a un electrodo de referencia al que se le asigna arbitrariamente un potencial cero.

Es necesario que alumnos y alumnas consideren como sinónimos los términos *fuerza electromotriz* (fem), *diferencia de potencial* entre los electrodos, *voltaje* y *potencial de la pila o batería*, aunque en un sentido estricto la fuerza electromotriz se refiere a la diferencia de potencial eléctrico medida en condición tal que no circule corriente por el circuito externo a la pila.

Por lo anterior se debe señalar que el potencial de una pila tiene diferentes valores cuando se mide con ésta desconectada o funcionando en un circuito. (En este último caso el valor del potencial es tanto más bajo mientras mayor sea la intensidad de corriente que está circulando por el circuito y por ello es importante medir siempre el voltaje de la pila con ésta desconectada).

Conviene que el docente señale que los términos “pila” y “batería” son sinónimos, si bien el nombre científico es el de *celda electroquímica* y, en general, se reserva el nombre de batería para los dispositivos que contienen una serie de celdas electroquímicas interconectadas (normalmente en serie), como es el caso del acumulador de plomo.

Es importante que los alumnos y alumnas se aproximen tanto como sea posible a una explicación del funcionamiento de una batería fabricada con rodajas de papa o kiwi. Una explicación simple se basa en la magnitud y signo de los potenciales de las semirreacciones que ocurren en los electrodos de hierro y cobre:



$$E^{\circ} (\text{celda}) = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = + 0,78 \text{ V}$$

Es importante que los estudiantes aprendan, cualitativamente, que el potencial de la celda, E° (celda), se obtiene sumando los potenciales correspondientes a las semirreacciones y se relaciona con el cambio de energía libre que ocurre en ella. De este modo comprenderán qué tipo de celdas pueden ser de utilidad práctica.

También es necesario que alumnos y alumnas comprendan que el cobre es un metal que se oxida con mayor dificultad que el hierro y que cuando se unen mediante un alambre conductor el trozo de hierro será más negativo que el de cobre. (Esto quiere decir que en el electrodo de hierro ocurrirá en mayor extensión una disolución con formación de iones Fe^{2+}). El jugo de la papa o kiwi hace de electrolito y la pulpa es una especie de puente salino, que provee los iones para mantener la electroneutralidad.

Es de importancia fundamental que los estudiantes indaguen sobre el papel que juega en las pilas el puente salino y que se convenzan que es indispensable para que la pila funcione. Para demostrarlo pueden medir el potencial entre los electrodos de cobre y de hierro sumergidos en jugo de kiwi, sin pulpa.

Conviene que el profesor o la profesora someta a debate algunos aspectos ambientales del uso de pilas o baterías:

- Los acumuladores de plomo y la diseminación de plomo en el ambiente.
- Las pilas recargables Ni-Cd y los problemas que plantea su eliminación.
- Las pilas que contienen mercurio.

Conviene guiar el debate en torno a la facultad del ser humano de tomar opciones a través de preguntas como las siguientes:

- ¿Cuánta tecnología es realmente necesaria? ¿Somos capaces de renunciar al uso de ciertos avances tecnológicos en beneficio de la preservación del medio ambiente? ¿Es un buen argumento decir “los demás no se sacrifican, por qué he de hacerlo yo” o “total, una pila más o menos no significará un desastre ecológico”?

En esto es importante destacar la dimensión ética y el valor de las decisiones individuales con respecto del cuidado del medio ambiente. No es de esperar que el cuidado del medio ambiente sea efectivo a nivel colectivo, por medio de normas regulativas o leyes, sino más bien como efecto de múltiples decisiones individuales, basadas en el conocimiento y convencimiento de su necesidad. Se debe destacar que para minimizar la contaminación se debe reciclar y aprovechar materiales cuya obtención significa polución del medio ambiente, gasto de energía, agotamiento de recursos no renovables o el uso de volúmenes apreciables de agua dulce, que es un recurso de disponibilidad limitada.

Evaluación

El docente podrá evaluar el grado de aprendizaje logrado por las alumnas y alumnos referidos a las pilas electroquímicas en relación a:

- La necesidad de que haya dos electrodos para que se produzca una reacción electroquímica.
- El papel que desempeña el puente salino.
- La forma de calcular el potencial eléctrico de una pila a partir de los potenciales redox de las semipilas que la componen.
- La relación (cualitativa) entre potencial redox y espontaneidad del proceso (sólo en lo que se refiere a que si el potencial de la pila es positivo, el cambio de energía libre involucrado es negativo y el proceso es espontáneo).

A lo anterior conviene agregar una evaluación de los aspectos valóricos que se mencionaron más arriba, específicamente en lo que respecta a:

- Sensibilidad e interés ante los temas ambientales.
- Capacidad de pensar críticamente y aceptar que la ciencia y tecnología han aportado mucho al ser humano, pero que éste debe tomar opciones inteligentes para preservar y mejorar el entorno.
- Que las decisiones individuales bien informadas suelen ser más eficaces para el cuidado del medio ambiente que las normas o leyes que intentan regularlo.
- Capacidad de renunciar al uso de artículos que son producidos por tecnologías a las que se asocia un importante deterioro del medio ambiente.
- Generosidad en defender el punto de vista de que el cuidado actual de los recursos naturales es una inversión necesaria para la supervivencia de las generaciones futuras.



Unidad 3

Cinética química

Contenidos

- Medición de la velocidad de una reacción simple, a lo menos a dos temperaturas y a dos concentraciones iniciales de reactantes; determinación del orden de reacción; cálculo de las constantes de velocidad; estimación de la energía de activación.
- Introducción a los mecanismos de reacción; reacciones químicas reversibles y equilibrio químico.
- Composición química y características físicas de catalizadores de uso en la vida cotidiana.
- Redacción de un ensayo de no más de 300 palabras acerca de la influencia de la temperatura en las reacciones de descomposición de alimentos.

Aprendizajes esperados

Los alumnos y alumnas:

- identifican el concepto de velocidad de reacción;
- relacionan la velocidad de reacción directa e inversa con la obtención del equilibrio químico;
- reconocen que la velocidad con que ocurre una reacción determinada depende principalmente de dos factores: concentraciones y temperatura;
- reconocen el concepto de mecanismo para explicar la cinética de una reacción simple;
- asocian a una reacción una determinada energía de activación;
- distinguen entre los conceptos de catalizador e inhibidor;
- valoran la importancia de los catalizadores, particularmente en la catálisis enzimática de procesos de importancia bioquímica, y en los convertidores catalíticos de motores de combustión interna.

Conceptos estructurantes de la unidad

- velocidad de reacción, v
- factores que afectan la velocidad de reacción
- ley cinética
- reacción elemental
- constante de velocidad
- etapa determinante
- molecularidad
- teoría de colisiones
- energía de activación
- catalizador

Orientaciones didácticas

El estudio de la *cinética* dará oportunidad al docente para estimular a alumnos y alumnas a aprender que las reacciones químicas no ocurren de manera instantánea y que sus *velocidades* se sitúan en un amplio intervalo: algunas reacciones son extraordinariamente lentas y en ellas, macroscópicamente, no se detectan cambios medibles en un lapso de tiempo considerable; en el otro extremo, hay reacciones que parecen ocurrir de manera instantánea.

Lo anterior es importante en relación a las unidades precedentes: la *termodinámica* de un proceso sólo permite hacer predicciones sobre su factibilidad, pero no acerca de la velocidad con que dicho proceso ocurre. De esta manera, los estudiantes comprenderán más fácilmente que el estado de equilibrio para una reacción química muy lenta puede ser prácticamente inalcanzable. Alumnas y alumnos conocen procesos lentos como la oxidación de algunos metales al aire (hierro, cobre, etc.), algunos de los cuales se recubren de una capa de óxido que protege la superficie del metal y hace muy lenta la oxidación. Los estudiantes han escuchado o leído sobre los devastadores efectos de una explosión de gas natural o de gas licuado y es importante que comprendan que dicha explosión es producida por una reacción química muy rápida, que está acompañada por un gran aumento de la temperatura y una brusca expansión, producida por la generación de gases y dicho aumento de la temperatura.

El tema anterior, referido a la velocidad de reacción, deberá conectarse con los *factores* que influyen sobre ésta: la temperatura y la concentración de las especies que intervienen en la reacción. En reacciones heterogéneas, como la de un metal con ácido, los estudiantes aprenderán acerca de la importancia del tamaño de partícula del sólido.

Los factores que afectan la velocidad de reacción deberán ser aprendidos y comprendidos por los alumnos y alumnas como un saber que es aplicable a la comprensión de muchos fenómenos de la vida cotidiana.

En relación al efecto de la temperatura, los estudiantes habrán observado que un alimento se conserva más tiempo en el refrigerador que fuera de él, pero que un yogurt u otro alimento, finalmente, también se descompone aunque esté refrigerado. Conviene que el profesor les explique que los medicamentos tienen condiciones ideales de almacenamiento, generalmente en ambientes frescos, pero alcanzan una fecha de vencimiento cuando la concentración de la sustancia farmacológicamente activa ha disminuido a valores inadmisibles para el fin que están destinados.

Por otra parte, los procesos bioquímicos que ocurren en el cuerpo humano se pueden hacer muy lentos bajo condiciones de bajas temperaturas, de tal modo que se produce la llamada hipotermia. Si la temperatura corporal del ser humano desciende demasiado, éste alcanza un estado en el que los procesos vitales colapsan y muere.

Alumnos y alumnas recordarán que existen especies animales que se han adaptado a las condiciones del entorno y que poseen gruesas capas de grasa que los aísla, retardando la pérdida de calor hacia el exterior. Estos animales hibernan con un consumo muy bajo de sus reservas de sustancias energéticas acumuladas en el organismo.

Para la mayoría de los alumnos y alumnas es menos evidente que existe un efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción. Los experimentos que se proponen en esta unidad permitirán al docente una más eficaz labor pedagógica en esta materia.

Es esencial que los estudiantes comprendan que los catalizadores no deben ser incluidos en la categoría de “factores”, puesto que su intervención supone una vía diferente para una reacción. Esto conecta con el concepto de *mecanismo de reacción* que remite a su vez a la presencia de una *barrera de energía libre* que debe ser superada para que los reactantes se transformen en productos.

Es importante que la profesora o el profesor exija a los estudiantes indicar en las ecuaciones el estado físico de las especies que participan en cada reacción estudiada, tal como la han aplicado a las unidades anteriores, ya que generalmente en distintos medios las reacciones transcurren con diferente cinética (velocidad y mecanismo).

Actividades

Actividad 1

Identifican los factores que afectan la velocidad de reacción, destacando la concentración, la temperatura y el estado de división de un sólido.

Ejemplo

Realizan experimentos relacionados a situaciones de la vida cotidiana e indagan acerca de los factores que influyen sobre la velocidad de una reacción.

El profesor o la profesora introduce el tema de la velocidad de reacción en contextos que sean significativos para los estudiantes, por ejemplo, los siguientes:

1. Una joven y su amigo quieren cocinar huevos y debaten sobre si los hacen en una sartén con agua o con aceite hirviendo. La joven afirma que se cocinará más rápido en aceite, mientras que su amigo sostiene que será más rápido en agua hirviendo. Otro joven, que acaba de llegar, se suma al debate y afirma que da exactamente lo mismo, ya que se cocinarán con igual rapidez. Debaten durante un rato y no logran ponerse de acuerdo.
 - Los estudiantes intentan responder:
 - ¿Es la cocción de un huevo un proceso de naturaleza química?
 - ¿Es un proceso reversible o irreversible, en el sentido de que regenerando las condiciones iniciales de temperatura y presión el sistema vuelva a su estado original?
 - ¿Cómo será la variación de energía libre del huevo en el proceso de su cocción?
 - Sabiendo que el huevo contiene una cantidad importante de proteínas, que son estructuras relativamente ordenadas:
 - ¿Qué imaginan que sucede con la entropía asociada a ellas durante el proceso de cocción?
 - ¿Habrá aumentado el orden de las estructuras proteicas?
 - ¿Se podría lograr la coagulación de un huevo mediante alguna sustancia química? (Ensayar, por ejemplo, agregando a un poco de la clara una disolución de sulfato de cobre o ácido clorhídrico concentrado).
 - ¿Qué predicción hacen en relación a la rapidez de cocción en agua y en aceite?

Experimento 1

Tiempo de cocción de un huevo bajo condiciones diferentes.

Calientan agua cuidadosamente en una sartén, hasta que hierva; rompen la cáscara del huevo y junto con colocarlo en la sartén hacen partir el cronómetro. Lo detienen cuando la clara está blanca y han desaparecido los últimos vestigios de clara amarilla sin cocer.

- Luego limpian y secan bien la sartén y calientan en ella aceite, midiendo la temperatura cuando éste está próximo a hervir. Si no disponen de un termómetro apropiado que pueda medir temperaturas del orden de 200-250°C, echan cuidadosamente con un gotario 1-2 gotas de agua sobre el aceite caliente. Si chisporrotea con violencia quiere decir que la temperatura del aceite está sobre el punto de ebullición del agua. Colocan un huevo de tamaño similar al usado anteriormente y proceden de manera análoga, midiendo el tiempo de cocción.
- Los estudiantes sacan conclusiones:
 - ¿Cuál de los jóvenes tenía razón?
 - ¿Qué deducen del experimento?
 - Si observan los bordes externos de la clara, ¿notan alguna diferencia entre el huevo cocinado en agua hirviendo y en aceite?
- Un grupo de alumnos se informa sobre la estructura primaria de las proteínas y acerca del proceso de desnaturalización (calor, adición de ácidos, acción de enzimas como las proteinasas, etc.) e indagan acerca de la estructura de la proteína que se altera durante el proceso de desnaturalización.
- Debaten en relación a la verdad de la siguiente afirmación:

La velocidad de una reacción química depende de la temperatura y, en general, aumenta cuando esta última crece.

- El docente informa a los estudiantes que:

Como regla aproximada, la velocidad de una reacción se duplica cuando la temperatura aumenta en 10°C.

- Para llegar a comprender mejor, argumentan en base al experimento realizado anteriormente (cocción de un huevo) o a otras experiencias como la velocidad de cocción en una olla común y en una olla a presión, en la cual la temperatura alcanza alrededor de 115 °C; velocidad de descomposición de los alimentos y utilidad del refrigerador, etc.

2. Varios amigos se han reunido en la playa, es de noche y hace mucho frío. Han encendido una fogata y observan lo que sucede cuando soplan con un fuelle o abanicán el fuego.
 - Intentan responder a las siguientes preguntas:
 - ¿Es la combustión de la madera una reacción química?
 - ¿Qué productos se forman en la combustión?
 - ¿Es la reacción de combustión una reacción redox? Si es así, ¿cuál es el oxidante y cuál el reductor?
 - ¿Es espontánea la reacción de combustión?
 - ¿Es la reacción de combustión endotérmica o exotérmica? ¿Cómo pueden apoyar su aseveración usando sólo los sentidos?
 - Si la reacción es exotérmica, ¿de dónde proviene el calor que se desprende en ella?
 - ¿Qué observan cuando soplan aire en relación a la rapidez con que se consume la madera en la fogata?
 - ¿A qué se debe que el fuego se aviva al soplar, no obstante que el aire que se renueva y entra en contacto con la zona de la llama está más frío?
 - ¿Han observado lo que ocurre en un incendio cuando sopla viento?

Experimento 2

Combustión de un material con diferente disponibilidad de aire.

Combustionan, a la intemperie, dos pequeñas pilas de 5-6 palos de helado, o dos pequeños trozos de cartón, del mismo tamaño, debajo de los cuales han colocado una hoja de papel arrugada. En ambos casos se inicia simultáneamente la combustión, pero sobre una pila soplan o abanicán, mientras que la otra dejan que combustione sola. Miden el tiempo que demora la combustión en ambos casos.

- ¿Cuál combustionó en menor tiempo? ¿Cómo se explica esto? Debaten sobre el resultado del experimento y ven si confirma sus predicciones. ¿Qué ocurre cuando se sopla o abanicna en relación a la cantidad de oxígeno en un cierto volumen de aire?
- Guiados por el docente, alumnas y alumnos podrán llegar a la conclusión que al abanicar se renueva el aire y aumenta la *concentración* de oxígeno en el lugar en que se produce la combustión, lo que hace aumentar su velocidad. De aquí resultará que:

Existe una dependencia de la velocidad de reacción (de combustión) con la concentración de los reactantes (oxígeno).

Para complementar las actividades anteriores se sugiere el siguiente experimento.

Experimento 3

Tiempo de fermentación de un jugo a diferentes temperaturas.

Colocan en dos frascos oscuros un poco de jugo de fruta (piña, uva, ciruela, etc), los cubren con una tela y guardan uno en el refrigerador a 5° C y el otro en el exterior (a aproximadamente 25° C).

- Observan cuándo se detecta la formación de gas por fermentación del jugo guardado en el exterior.
- Estiman cuánto tiempo deberá transcurrir para que ocurra lo mismo con el jugo puesto en el refrigerador.
- A partir de la actividad recién propuesta, alumnos y alumnas que viven en zonas de producción vinífera o pisquera pueden realizar un trabajo sobre la importancia del control de la temperatura en la fermentación alcohólica (cómo se regula la temperatura, qué temperatura se mantiene en los caldos destinados a la elaboración del vino tinto, blanco y pisco, qué sucedería si las cubas de fermentación no fuesen enfriadas, etc).
- Finalmente, realizan un experimento en el que se demuestra el efecto del estado de división de un sólido sobre la velocidad de reacción.

Experimento 4

Tiempo de reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico en función del estado de división del sólido.

Disponen dos trozos de igual masa de carbonato de calcio, en lo posible en forma de mármol. Un trozo lo muelen finamente en un mortero y luego calculan el volumen de ácido clorhídrico al 10% necesario para que la reacción sea estequiométrica.

- Miden dos porciones de solución de HCl, calculando un 15% de exceso sobre la cantidad estequiométrica, y las vierten en dos vasos idénticos. Comienzan a medir el tiempo y agregan, simultáneamente, cada porción de sólido a ambas soluciones de HCl y agitan rápidamente, pero con precaución, para evitar que la espuma rebase la parte superior del recipiente.
- Debaten sobre el resultado del experimento e indagan acerca de una explicación para sus observaciones.

- El docente les sugiere averiguar sobre la importancia del estado de división de un sólido para su reactividad con un gas, por ejemplo, aire, en el caso de materiales finamente divididos (povos en suspensión) como carbón o serrín.
- El profesor o profesora señala que en muchos casos la reacción de materiales finamente divididos con el aire es explosiva, en otros casos los materiales son pirofóricos: el hierro o plomo muy finos se inflaman espontáneamente al aire.
- Finalmente, los estudiantes, con el apoyo del docente, resumen en forma de un cuadro lo que han aprendido en esta actividad:

Toda transformación química ocurre con una cierta *velocidad*. No existen procesos instantáneos, aunque sí hay procesos que ocurren en tiempos extremadamente breves.

Los factores más importantes que afectan la velocidad de una reacción son:

- La *temperatura*.
- La *concentración* de las especies que intervienen en la reacción.
- El *estado de división*, para el caso de reacciones en las que intervienen sólidos.

INDICACIONES AL DOCENTE

■ Es importante que el docente supervise que alumnas y alumnos usen siempre sus gafas protectoras.

En el caso de la cocción del huevo, la adición de 1-2 gotas de agua al aceite debe ser hecha con precaución, y los estudiantes deben cuidar de no agregar más agua que la indicada ni calentar el aceite al punto en que desprenda vapores o, menos aun, humos, que son muy contaminantes e involucra riesgo de accidente por inflamación.

Si se usa un termómetro de mercurio será necesario que el profesor o la profesora cuide de que sea manipulado de modo que no haya riesgo de rotura, recordando a alumnos y alumnas que los termómetros de alcohol son inapropiados para medir la temperatura del aceite muy caliente porque ésta puede superar holgadamente el tope de la escala y se reventarían.

☼ El aceite, una vez frío, deberá ser puesto en un hoyo en la tierra a unos 30-40 cm de profundidad, en un lugar alejado de cursos de agua o de sembradíos, de manera que se degrade en forma natural. El docente supervisará que en ningún caso se vierta el aceite en los desagües o se arroje a la basura, ya que como es insoluble en agua y se degrada lentamente puede provocar daños ecológicos significativos.

El tema de las proteínas presentes en el huevo es una excelente oportunidad para relacionar la química orgánica con la bioquímica, la biología y con la teoría del enlace químico, que fue introducida en 2º Año de Educación Media. Ello puede relacionarse, además, con algunos tópicos de la unidad 4 de este programa (grupos funcionales, estereoquímica, efecto estérico, etc.).

Es importante que los estudiantes comprendan que si se aplicara a la reacción de fermentación la regla de que la velocidad se duplica con un incremento de la temperatura en 10°C , la reacción en el refrigerador debería transcurrir con una velocidad que es aproximadamente un cuarto de la misma reacción a temperatura ambiente.

Es importante también que el docente explique a los estudiantes que el aumento de superficie resultante al dividir un sólido es considerable y, por ejemplo, si se considera un cubo de arista a , al dividir dicha arista en n segmentos de igual longitud resultan n^3 cubitos con una superficie total que ha aumentado en un factor de n con respecto de la superficie inicial. Alumnas y alumnos podrán entonces comprender fácilmente que si la velocidad de una reacción es proporcional a la superficie de contacto entre un sólido y un líquido o gas, el mayor estado de división puede significar un enorme aumento de la velocidad de reacción, que puede llegar a ser explosiva. De ahí la importancia de seguir las instrucciones y evitar chispas o fuentes de calor en ambientes que contienen polvos combustibles en suspensión.

Evaluación

Los aprendizajes podrán ser evaluados a través de una breve exposición en la que los alumnos y alumnas indaguen y relaten sobre fenómenos de la vida cotidiana que sugieran que existe una dependencia de la velocidad de reacción con la temperatura, la concentración y el estado de división. A los estudiantes que no recuerden tales fenómenos se les puede formular preguntas que les permitan asociar situaciones cotidianas con la velocidad de reacción, por ejemplo:

- ¿Por qué en una olla a presión se reduce el tiempo de cocción de los alimentos?
- ¿En qué se basa la utilidad del refrigerador para la conservación de los alimentos?
- ¿Qué factores son importantes en el proceso de descomposición de un alimento?
- ¿Por qué se recomienda que muchos medicamentos sean guardados en un lugar fresco?
- ¿Por qué una mayonesa o una crema, que contienen una emulsión con pequeñísimas gotas de aceite o grasa, se descomponen rápidamente por acción de microorganismos y de allí la importante precaución de consumirlas frescas y mantenerlas a baja temperatura?

Otra manera de evaluar los aprendizajes consiste en que los estudiantes inventen historias en las que se debata en torno al efecto de la temperatura, la concentración de las especies y estado de división sobre la velocidad de reacción.

En la evaluación de esta actividad es importante que los alumnos y alumnas hayan comprendido que la velocidad de reacción también es afectada por la concentración, pero más difícilmente podrán encontrar ejemplos que señalen dicha dependencia. (Entre ellos está el proceso de combustión de la madera u otros materiales, que se acelera al aumentar la concentración de oxígeno; el tiempo de descomposición de un alimento que depende de la concentración inicial de microorganismos. Los estudiantes pueden consultar a la profesora o al profesor de Biología que les indicará la forma de ver al microscopio las colonias de bacterias en un alimento. También se pueden “sembrar” hongos en un alimento, en diferentes concentraciones, y observar el tiempo que demora el alimento en cubrirse de hongos. Otros procesos cinéticos muestran también la dependencia con la concentración (o de la diferencia o gradiente de concentración), por ejemplo, la velocidad de paso del agua a través de una membrana por efecto de la presión osmótica.

Actividad 2

Determinan el efecto de la temperatura y de la concentración sobre la velocidad con que ocurre una reacción.

Ejemplo

Determinan experimentalmente el efecto de la concentración inicial y de la temperatura sobre la rapidez con que se alcanza un mismo grado de descomposición del tiosulfato de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, por acción del ácido clorhídrico.

Experimento 1

(Preliminar) Reacción de ácido clorhídrico con una disolución de tiosulfato de sodio.

Realizan la reacción, en un tubo de ensayo, mezclando volúmenes pequeños de las disoluciones de tiosulfato y de ácido clorhídrico y anotan sus observaciones.

- Observan lo que ocurre e indagan en relación a:
 - Qué productos se forman.
 - Número de oxidación del azufre en los productos.
- Para averiguar el tipo de productos formados el docente puede apoyarlos con algunas preguntas:
 - ¿Qué cambios se observan en el medio de reacción?
 - ¿Qué se observa si se coloca en la boca del tubo de ensayo un papel con una gota de una solución muy diluida de permanganato de potasio, inmediatamente después de agregar el ácido?
 - ¿Qué indica una decoloración del permanganato?
 - ¿Qué tipo de sustancia es, entonces la que se desprendió en la reacción?
 - ¿Qué gas podría ser?

Experimento 2

Dependencia del tiempo de avance de una reacción en términos de la concentración de los reactantes.

Disponen antes del inicio de la experimentación tres matraces Erlenmeyer que contienen, respectivamente, 170 mL de una disolución de tiosulfato de sodio 0,20 M (49,6 g/L, usando la sal pentahidratada), 70 mL de ácido clorhídrico 1M y 120 mL de agua desionizada (o destilada), en un recipiente (cubeta o batea, ojalá blanca) con agua, de

manera que alcancen aproximadamente la misma temperatura. También se temperan 5 matraces Erlenmeyer vacíos en cuyo fondo se ha dibujado con un plumón grueso (tinta permanente) una cruz de idéntico tamaño y grosor.

- Calculan las concentraciones iniciales de tiosulfato y de ácido clorhídrico en la mezcla resultante al agregar 10 mL de disolución de HCl 1M a 50 mL de diferentes disoluciones de tiosulfato, que se preparan agregando el volumen de disolución 0,20 M de la primera columna de la siguiente tabla al volumen de agua que figura en la segunda columna:

$V_{\text{tiosulfato}}$ /mL	V_{agua} /mL	V_{HCl} /mL	V_{total} /mL	$C_{\text{tiosulfato}}$ /M	C_{HCl} /M	t/s (a 22,3°C)	t/s (a 32,0°C)
50	0	10	60	0,17	0,17	31	
40	10	10	60	0,13	0,17	37	
30	20	10	60	0,10	0,17	56	
20	30	10	60	0,067	0,17	100	
10	40	10	60	0,033	0,17	260	

- Al momento de iniciar el experimento miden la temperatura de las soluciones.
- Vierten 50 mL de disolución de tiosulfato de sodio 0,20 M en un matraz Erlenmeyer de 125 mL y agregan rápidamente 10 mL de ácido clorhídrico 1M, iniciando simultáneamente la medición del tiempo.
- Agitan a intervalos regulares manteniendo el matraz Erlenmeyer en el agua temperada, aunque si no se dispone de un recipiente de fondo blanco debe sacarse ocasionalmente el matraz para apreciar el grado de turbidez alcanzado, colocándolo sobre un papel blanco.
- Detienen el cronómetro cuando la turbidez de la solución no permita ver el dibujo de la cruz.
- Realizan este experimento nuevamente usando 40, 30, 20 y 10 mL de solución de tiosulfato, diluido con 10, 20, 30 y 40 mL de agua, respectivamente, de modo que se tiene una tabla como la anterior, en la cual se anotan los tiempos de reacción.

Experimento 3

Dependencia del tiempo de avance de una reacción en términos de la concentración de los reactantes y de la temperatura.

Repiten el experimento temperando previamente las soluciones de tiosulfato de sodio y ácido clorhídrico, así como 125 mL de agua, a una temperatura que sea aproximadamente 10°C superior o inferior a la medida al comienzo del experimento anterior y agregan otra columna a la tabla anterior, anotando también los tiempos.

- Debaten sobre los resultados del experimento e intentan responder:
 - ¿Por qué la solución se enturbia a medida que pasa el tiempo?
 - ¿Para qué se detiene el cronómetro, cada vez, cuando la cruz deja de ser visible?
 - ¿Por qué se mantiene constante el volumen de la disolución resultante de la mezcla?
 - ¿Por qué se varía sólo la concentración inicial de tiosulfato y no también la de ácido clorhídrico?
 - ¿Por qué se temperan las soluciones y se mide la temperatura inicial?
 - ¿Por qué es necesario seguir temperando la solución cuando ocurre la reacción?
 - ¿Qué se puede decir del efecto de la concentración de tiosulfato sobre la velocidad con que se forma una cierta cantidad de azufre?
 - ¿Qué efecto tiene la temperatura sobre la velocidad con que ocurre la reacción para las mismas concentraciones iniciales?
 - ¿Qué ocurriría si la concentración inicial de tiosulfato fuese muy pequeña, por ejemplo, 0,001 M?
 - ¿Cómo se podría, en cada caso, expresar la rapidez con que se ha formado la misma cantidad de azufre?

Por último el docente explica que:

La velocidad de reacción no es una constante y, a medida que transcurre el tiempo, se va haciendo cada vez más lenta porque disminuye gradualmente la concentración de los reactantes.

Ello quiere decir que si se divide la variación de la concentración, de un reactante o producto, por el tiempo ello no es propiamente una “velocidad de reacción” sino sólo una medida de la rapidez en ese instante.

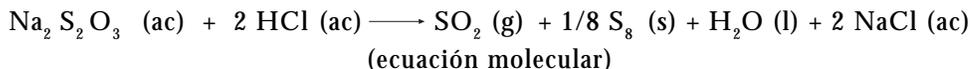
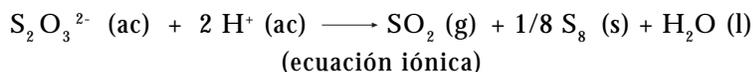
Para la reacción bajo estudio, se estima el tiempo que transcurre hasta que avanza a un mismo punto (es decir, que se ha formado la misma cantidad de azufre), a partir de diferentes concentraciones iniciales de los reactantes. Una precisión mayor del concepto se logra en un ejemplo posterior, en esta misma unidad.

INDICACIONES AL DOCENTE

El tiosulfato de sodio más apropiado para obtener las disoluciones es la sal pentahidratada, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, grado técnico o puro. ($M = 248,18 \text{ g/mol}$, de modo que los estudiantes prepararán 1 L de disolución 0,2 M disolviendo 49,6 g de la sal en 700-800 mL de agua contenida en un matraz aforado de 1,0 L, agregando agua y una vez disuelta la sal aforando a 1,0 L).

Se debe recomendar a los estudiantes que, como el proceso de disolución del tiosulfato de sodio en agua es fuertemente endotérmico y la disolución se enfría considerablemente, esperen que la solución alcance la temperatura ambiente antes de enrasar a la marca de aforo.

Es importante que sean informados por la profesora o el profesor acerca de la reacción de descomposición del tiosulfato de sodio y que la escriban en forma de ecuación iónica y molecular,



Es importante que el docente haga notar que el azufre se encuentra en el sólido formando moléculas octaatómicas, S_8 , y no como átomos de azufre, S.

El docente querrá ayudar a los estudiantes a determinar la velocidad (promedio) con que se ha formado azufre justo cuando no se percibe la marca en el fondo del matraz. Parece adecuado hacerlo en términos de que si, por ejemplo, se han formado “n” moles de azufre, se debe dividir por el volumen total de la solución (0,06 L) y por el tiempo transcurrido. Es decir, quedaría expresada como

$$n/(0,06 \cdot t) \text{ [moles/ (L} \cdot \text{s)]}$$

y por lo tanto, como la velocidad debe expresarse correctamente en $\text{mol S}_8/(\text{L} \cdot \text{s})$ ella resulta ser 8 veces menor que la velocidad de formación de las especies atómica S. Así, por ejemplo, si la velocidad de formación de S es $6,7 \cdot 10^{-5} \text{ mol de S}/(\text{L} \cdot \text{s})$, la velocidad de formación de S_8 es sólo $8,4 \cdot 10^{-6} \text{ mol de S}_8/(\text{L} \cdot \text{s})$.

Se recomienda al docente no referirse al estado de oxidación del azufre en el tiosulfato, ya que éste es un ejemplo muy difícil para los estudiantes. Ello, porque en el tiosulfato coexisten, en una misma especie, dos átomos de azufre con diferente estado de oxidación. Por otra parte, la estructura del ion, que es similar a la del ion sulfato, pero con un átomo de S en el lugar que estaba un átomo de O, está complicada por la deslocalización electrónica (estructuras resonantes).

Es importante que los estudiantes aprendan a controlar todas las variables que afectan la observación y estén conscientes que no deben alterarlas durante el experimento. Entre éstas están la intensidad y el tipo de iluminación, pero también el observador, ya que la agudeza visual de varios estudiantes no es necesariamente la misma.

Las suspensiones resultantes de los experimentos deber ser reunidas en un vaso de precipitados para luego separar el azufre por decantación o filtración. El sólido se seca bien al aire o entre papel filtro y se guarda en un envase claramente rotulado.

La disolución del sobrenadante de la suspensión o el filtrado, según sea el método de separación usado, es neutralizada con una disolución concentrada de carbonato de sodio, luego diluida con bastante agua y eliminada por el desagüe.

Evaluación

La realización del experimento anterior será muy provechoso porque relaciona lo aprendido anteriormente con nuevos aprendizajes y ayuda a los estudiantes a adquirir destrezas en el manejo experimental de una reacción química.

Los alumnos y las alumnas:

- Relacionan este experimento con lo aprendido en 2° Medio y calculan las cantidades de reactivos necesarios para luego preparar las disoluciones. Aprenden a conectar el “mundo virtual” del mero cálculo teórico de concentraciones, con habilidades concretas del manejo experimental que aplican esos contenidos teóricos e implican destreza en el uso de la balanza, en la manipulación de sustancias, en el uso adecuado de material volumétrico, pero también significa la medición de temperaturas y tiempos y la estimación visual de la equivalencia de varias observaciones (la turbidez de una suspensión).
- Comprenden que la velocidad con que ocurre un proceso (en este caso la formación de una cierta cantidad de azufre) es cuantificable a través de la medición del tiempo necesario para alcanzar una cierta turbidez.
- Aprenden acerca de técnicas básicas de cinética química, específicamente el control de variables (concentraciones, temperatura) y medición (tiempo que demora la suspensión en alcanzar una cierta turbidez).
- Confirman lo experimentado en el ejemplo, en el sentido de que la velocidad con que ocurre una reacción depende de la concentración de los reactantes y de la temperatura.
- Relacionan los resultados de los experimentos con diferentes contenidos (química descriptiva, nomenclatura, disoluciones, estequiometría, etc.).
- Indagan acerca de la razón de ser de cada una de las operaciones experimentales realizadas y de relaciones o predicciones de orden más teórico.

Todos esos aspectos podrán ser evaluados a través del trabajo experimental realizado por los estudiantes, que no sólo deberá mostrar resultados numéricos correctos, sino que también claridad en la exposición, uso correcto del lenguaje y capacidad de extraer de los datos conclusiones lógicas.

Por ello si, en un primer intento, los valores obtenidos para los tiempos de reacción no son enteramente correctos esto puede ser un punto de partida apropiado para evaluar el grado de comprensión del tema alcanzado por las alumnas o alumnos, que deberán indagar acerca de las causas de discrepancia en los resultados, dándoles pistas, si es necesario, siendo luego evaluados por sus logros.

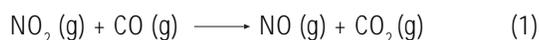
Actividad 3

Proponen un mecanismo para una reacción química, relacionándolo con su ley cinética y aplicando a la reacción conocimientos adquiridos anteriormente.

Ejemplo

Indagan acerca del mecanismo de la reacción entre dióxido de nitrógeno, NO_2 , y monóxido de carbono, CO .

- El docente señala la estequiometría de la reacción, descrita por la ecuación



- Alumnas y alumnos analizan la termodinámica de esta reacción en relación a los cambios de entropía y de entalpía.
- Indagan acerca del cambio de entropía de dicha reacción para lo cual verifican que:
 - Reactantes y productos son gases y se hallan en el mismo número total de moles.

La conclusión será probablemente la correcta: que el cambio de entropía debe ser pequeño.

- El docente informa que para la reacción de un mol de $\text{NO}_2 (\text{g})$ con un mol de $\text{CO} (\text{g})$ los valores numéricos de los cambios de entalpía y de entropía son a 25°C :

$$\Delta H = - 226,1 \text{ kJ}$$

$$\Delta S = - 0,014 \text{ kJ/K}$$

- En relación a la entalpía de la reacción los estudiantes intentan sacar conclusiones sobre la energía total de enlace de las moléculas NO_2 y CO_2 .
 - ¿Cuál de ellas tendrá mayor energía de enlace?

Como dato el profesor o profesora les informa que las energías de enlace de las otras dos especies son aproximadamente:

$$\text{CO} \quad 1068 \text{ kJ/mol}$$

$$\text{NO} \quad 627 \text{ "}$$

- Con los datos termodinámicos de los cambios de entalpía y de entropía los alumnos y alumnas calculan la variación de energía libre a 25 °C. ($\Delta G = - 221,9 \text{ kJ}$).
- A la vista del resultado predicen si la reacción es espontánea a 25°C.
- Determinan el estado de oxidación del N y O en reactantes y productos e indagan acerca de qué tipo de reacción es la que ha tenido lugar.

A continuación identifican oxidante y reductor en los reactantes, NO_2 y CO .

- La profesora o el profesor define la *ley cinética* como una expresión que permite calcular la velocidad con que ocurre una reacción, ya sea la velocidad con que desaparece un reactante o se forma un producto, e indica sus unidades expresadas, por ejemplo, en $(\text{mol/L})/\text{s}$.
- El docente explica los conceptos de *proceso o reacción elemental* y de *molecularidad*:

Una *reacción elemental* describe un encuentro o colisión eficaz entre los reactantes tal cual lo señala la ecuación respectiva, esto es, en una etapa.

La *molecularidad* de una reacción elemental es el número de especies que intervienen en dicho proceso elemental y nunca es mayor que tres, ya que es sumamente improbable que cuatro moléculas se encuentren simultáneamente en un mismo lugar.

Una reacción elemental en la que intervienen dos especies (átomos, iones o moléculas neutras) se denomina *bimolecular*.

(En el ejemplo siguiente la *etapa elemental* es el evento de colisión y muerte de dos abejas y como en ella deben chocar dos abejas es "*bimolecular*").

- El profesor o la profesora señala que:

De acuerdo con una teoría cinética simple (la llamada *teoría de colisiones*) la velocidad de formación de los productos es proporcional al número de colisiones efectivas entre las moléculas de los reactantes en la unidad de tiempo y dicho número de colisiones es proporcional a la concentración de las especies que participan en la reacción (número de moléculas contenidas en la unidad de volumen).

- El docente define una reacción elemental, de una molécula A con una B para dar como producto C



- Alumnos y alumnas indagan acerca de la forma de la ley cinética de velocidad para la reacción elemental anterior. Se les presentan las siguientes alternativas:

$$v = k [A] [C]$$

$$v = k [B] [C]$$

$$v = k [A]^2 [B]$$

$$v = k [A] [B]$$

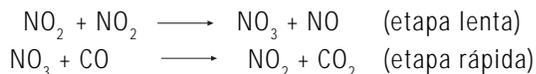
y deben argumentar en favor de cuál de estas proposiciones es acertada. (Ver indicaciones al docente).

La constante k es definida por el docente como una constante de proporcionalidad, llamada *constante de velocidad*, y la cantidad entre corchetes es la concentración molar (en moles por litro, mol/L) de las especies A y B.

- El docente informa, como dato, que la ley cinética experimental observada para la reacción (1), que aparece al comienzo de este ejemplo, tiene la forma

$$v = k [\text{NO}_2]^2$$

Esta ley cinética parecerá inexplicable a los estudiantes. Para avanzar en su comprensión el docente plantea que la reacción ocurre según un mecanismo de dos etapas: la primera es lenta, en tanto que la segunda es rápida:



Los alumnos intentan explicar la ley cinética, para lo que el docente puede señalar, como ayuda, que la clave está en la rapidez de ambas etapas.

- Alumnas y alumnos podrán inferir que la primera etapa es la que controla la velocidad de formación de los productos y que es la llamada *etapa determinante de la reacción*.

Por lo tanto, en la expresión de la ley cinética aparecen sólo las concentraciones de reactantes de la etapa lenta, que en este caso corresponde a especies de la misma naturaleza, NO_2 , mientras que la segunda etapa, que es mucho más rápida, no interviene en la ley cinética.

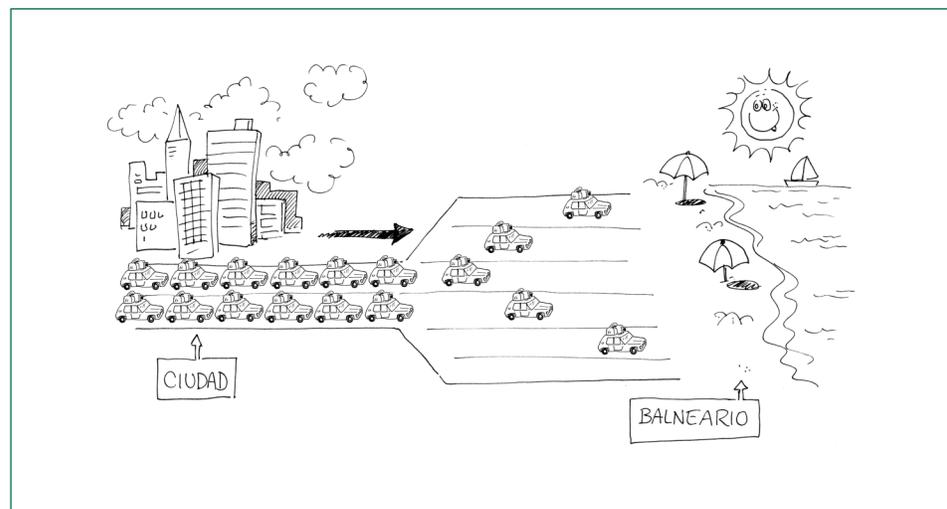
- El docente hace notar que varias de estas especies son de corta vida (corresponden a radicales).

- Una analogía que puede ser útil para ayudar a los estudiantes a comprender la esencia de la etapa determinante en un mecanismo de dos etapas como el ya descrito es la siguiente:

En una ciudad, los vehículos inician su viaje hacia un balneario por un lugar estrecho, a través del cual no pueden pasar más que un cierto número de vehículos en la unidad de tiempo (supongamos, 300 vehículos en una hora). El resto de la carretera es ancha y pueden traspasar una sección de ella, sin atochamientos, hasta 10.000 vehículos en cada hora.

Si se divide en dos etapas el camino de la ciudad al balneario, alumnos y alumnas debaten acerca de cuál etapa es determinante para la rapidez con que los vehículos abandonan la ciudad, expresada, por ejemplo en vehículos/hora.

- Los estudiantes indagan en relación a cuál es el factor que determina la velocidad del proceso, es decir el número de vehículos que abandonan la ciudad en la unidad de tiempo, expresado, por ejemplo, en vehículos/hora.
 - ¿Afecta a dicha velocidad el ancho de la carretera en la segunda etapa?
 - ¿Servirá de algo ensancharla allí?
 - ¿Qué es lo que se debería hacer para aumentar el flujo de vehículos, logrando así una más rápida evacuación de la ciudad?

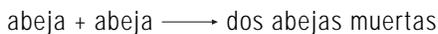


- Puede servir la siguiente analogía para apoyar a alumnos y alumnas en la comprensión de la ley cinética $v = k [\text{NO}_2]^2$ a partir de la reacción elemental



Se supondrá, en la analogía, que la reacción es irreversible y que sólo ocurre de izquierda a derecha. Los estudiantes pueden imaginar un enjambre de abejas enfurecidas que se pican entre sí y mueren de a pares, tanto la abeja que pica como la que es picada.

En esta analogía la “reacción” resulta ser:



y para que ella ocurra las abejas deben encontrarse y chocar con una cierta *energía* y *orientación*.

La “velocidad del proceso” (número de abejas que muere en la unidad de tiempo y en la unidad de volumen) depende del número de abejas que se encuentra en un volumen dado, es decir depende de la concentración de abejas. Así, mientras más abejas haya, menos recorrido tendrá que cubrir una de ellas para cumplir su cometido. La ley cinética estará dada por el producto de la concentración de abejas que pican por la concentración de las que son picadas. Sin embargo, como no es posible saber cuál abeja cumple ese rol, todas pueden picar o ser picadas, la concentración de ellas es simplemente la concentración total de abejas y queda:

velocidad = número de eventos que ocurren en la unidad de tiempo y de volumen

$$= k [\text{abejas}]_{\text{que pican}} [\text{abejas}]_{\text{que son picadas}}$$

$$\text{pero como } [\text{abejas}]_{\text{que pican}} = [\text{abejas}]_{\text{que son picadas}} = [\text{abejas}]$$

$$= k[\text{abejas}]^2$$

k es la constante de velocidad del proceso y depende, por ejemplo, de la rapidez con que vuelan y pican las abejas. Si se aumenta la concentración de abejas la velocidad aumentará.

Como los estudiantes podrán fácilmente comprender, para la reacción elemental



cada molécula de NO_2 desempeña un papel similar al de una abeja del ejemplo anterior.

INDICACIONES AL DOCENTE

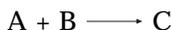
Con respecto a la termodinámica de la reacción es importante que los estudiantes comprendan que si se desprende calor en la reacción ($\Delta H < 0$) y la especie reactante CO posee un enlace más fuerte que el producto NO, entonces necesariamente la suma de las energías de enlace en la molécula de producto CO_2 tiene que ser mucho mayor que en la molécula de reactante NO_2 .

Si bien la velocidad de reacción se expresa como la variación instantánea de la concentración de un reactante o producto en la unidad de tiempo, por ejemplo, en un segundo, no se recomienda al docente introducir los signos algebraicos correctos para expresar dicha velocidad.

Es muy importante que los alumnos y alumnas no infieran que una ley cinética de la forma $v = k [\text{A}]^2$, que en realidad corresponde a una *reacción de segundo orden con respecto a la especie A*, involucra necesariamente una reacción bimolecular. Este podría no ser el caso ya que la molecularidad se refiere a *una reacción elemental*, en tanto que el orden de la reacción se relaciona con la forma de la ley cinética.

Es importante no incluir en esta unidad el concepto de *orden de reacción*, pero el alcance anterior es válido para evitar en los estudiantes esta frecuente confusión.

Los criterios de *causalidad* y *simetría* pueden ayudar a alumnas y alumnos a analizar las alternativas propuestas para la ley cinética asociada a la reacción elemental

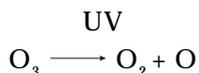


La primera proposición, $v = k [\text{A}] [\text{C}]$, contiene la concentración del producto C, [C], lo cual aparecerá extraño porque ¿cómo podría ser factor de la velocidad de reacción lo que es su efecto, vale decir, la formación del producto C? Por el mismo motivo podrá ser descartada por los estudiantes la segunda opción, $v = k [\text{B}] [\text{C}]$.

En el tercer caso se propone una dependencia cuadrática en la concentración de la especie A, lo que implica una asimetría en el rol que desempeñan los reactantes A y B. ¿Por qué uno de los reactantes juega un papel distinto al otro si la reacción elemental sólo requiere que A y B colisionen con una energía y orientación favorables?

La cuarta alternativa les parecerá probablemente correcta, teniendo en cuenta que la concentración de las especies reaccionantes (o causantes de la reacción) A y B aparecen “simétricamente” en la ley cinética.

El docente puede extender el ejemplo de las reacciones elementales al problema de la capa de ozono, por la importancia que tienen algunos compuestos químicos, contenidos principalmente en los aerosoles, sobre su destrucción. El ozono, O_3 , descompone fotoquímicamente por acción de la radiación ultravioleta ($\lambda \leq 320 \text{ nm}$) en oxígeno molecular, O_2 , y en átomos de oxígeno.



De este modo una fracción de la radiación UV es atrapada produciendo la descomposición del ozono, que mediante otro mecanismo se regenera, en donde interviene M un “cuerpo de choque”, que absorbe el exceso de energía de los reactantes, disipándolo luego como calor.



Es importante que el docente señale que la primera reacción elemental es fotoquímica, ya que ocurre por acción de un fotón (de luz UV), mientras que la segunda requiere que choquen una molécula de oxígeno con un átomo de oxígeno y un cuerpo de choque (que puede ser una molécula cualquiera, una partícula de polvo, etc.).

Los compuestos (clorofluorocarbonos, CFC) contenidos en los aerosoles compiten con el proceso fotoquímico en el que interviene la luz UV y reaccionan con el ozono destruyéndolo (disminuyendo su concentración). De este modo la capa de ozono se adelgaza por lo que una parte considerable de la radiación ultravioleta no es atrapada y llega a la superficie terrestre. En este contexto, un grupo de estudiantes puede realizar un trabajo en el que se informe sobre el aumento de cáncer a la piel (principalmente melanoma) en los últimos 5 ó 10 años en relación al aumento de la radiación ultravioleta que llega a la superficie terrestre.

Evaluación

La idea central de esta actividad es que las reacciones químicas ocurren según un determinado mecanismo, el que determina la ley cinética observada. El concepto de mecanismo puede asociarse a un *modus operandi* característico de las interacciones entre las especies que reaccionan, y este aspecto es el que más cuidadosamente debe ser evaluado.

Para evaluar los aprendizajes logrados por los estudiantes, éstos deberán asumir un papel activo en el proceso de aprendizaje, expresado a través de debates, presentaciones de trabajos, realización de historias, etc. Ello es importante, ya que el ejemplo de esta actividad supone una adecuada comprensión y asimilación de sus contenidos.

Actividad 4

Indagan sobre el significado de la energía de activación y la reconocen como el parámetro que determina la velocidad con que ocurre un proceso.

Ejemplo

Se define la energía de activación de una reacción usando analogías mecánicas, y experimentan con dispositivos mecánicos (péndulos, planos inclinados, etc) que les permita comprender el concepto.

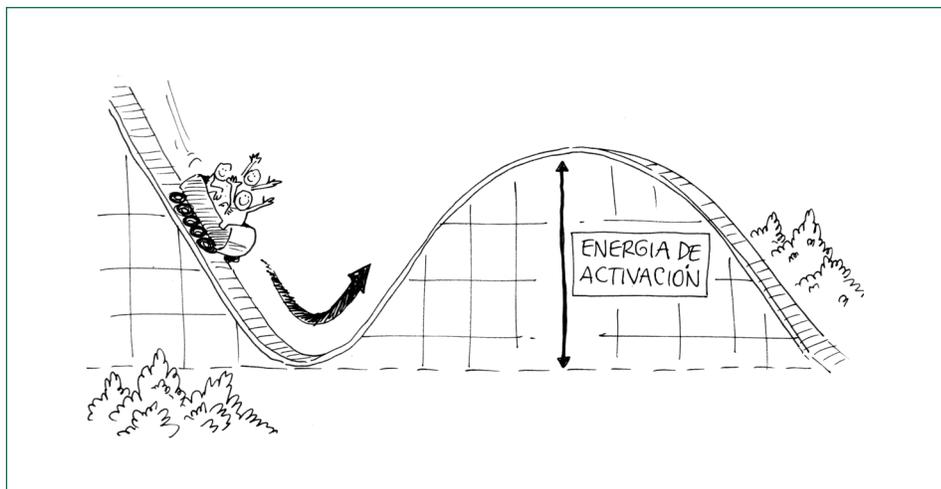
- Primeramente el docente explica, en forma elemental, el concepto estadístico de velocidad molecular y de energía. (Ver indicaciones al docente).
- A continuación, alumnas y alumnos indagan cómo ocurre realmente una reacción. ¿Qué tiene que suceder para que haya reacción? ¿Qué sugiere el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción? ¿Qué explicación parece razonable para dar cuenta del efecto de la concentración?
- Finalmente, el docente explica que:

Para que dos moléculas A y B reaccionen ellas deben colisionar. Pero no todas las colisiones son eficaces, ya que las moléculas deben poseer una energía mínima o umbral y una orientación apropiada para reaccionar (lo que supone un orden o entropía particular) de modo que sea igualada o superada la llamada *energía de activación*.

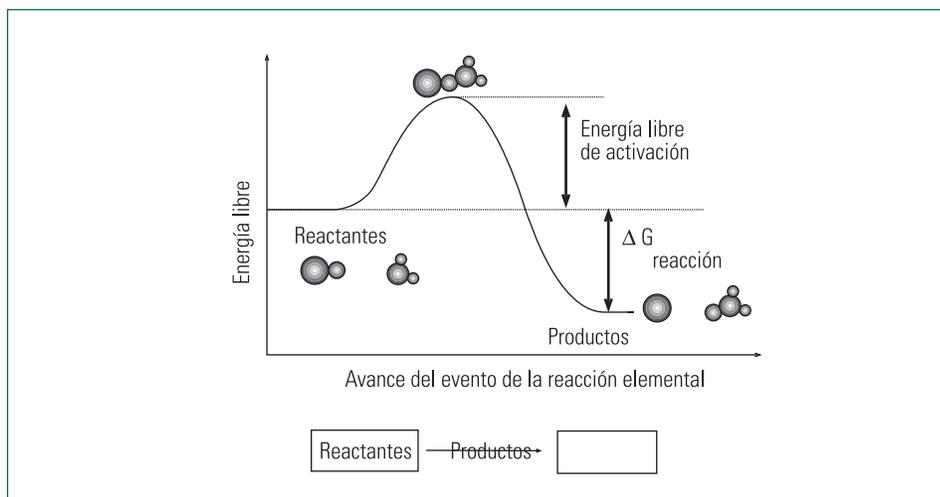
- Alumnas y alumnos se informan sobre la *teoría de colisiones*, qué es y para qué sirve.
- El profesor o la profesora explica que dicha teoría permite calcular el número de choques efectivos entre las moléculas A y B que ocurren en un volumen unitario en la unidad de tiempo.

Para un par determinado de moléculas A y B el número de *choques eficaces* depende de las concentraciones de esas especies y de la temperatura.

- El docente indica que para comprender la idea de *energía de activación de un evento o reacción elemental*, individualmente considerada como una colisión eficaz entre moléculas, pueden ser útiles algunas analogías, por ejemplo la siguiente:
 - Un carro lanzado en una montaña rusa requiere una cierta energía cinética o “energía de activación” para remontar y pasar sobre una loma.



- Alumnos y alumnas intentan hallar otras analogías que sirvan para comprender el concepto de *energía de activación*.
- El docente explica que a bajas temperaturas, si la energía de activación es elevada, muy pocas moléculas pueden remontar esa barrera o “colina” energética, por lo que la reacción ocurre imperceptiblemente: a nivel macroscópico decimos que no hay reacción. A medida que se aumenta la temperatura, cada vez se hace mayor la fracción de moléculas con energía suficiente para remontar la barrera y la velocidad con que ocurre el proceso se hace mayor.



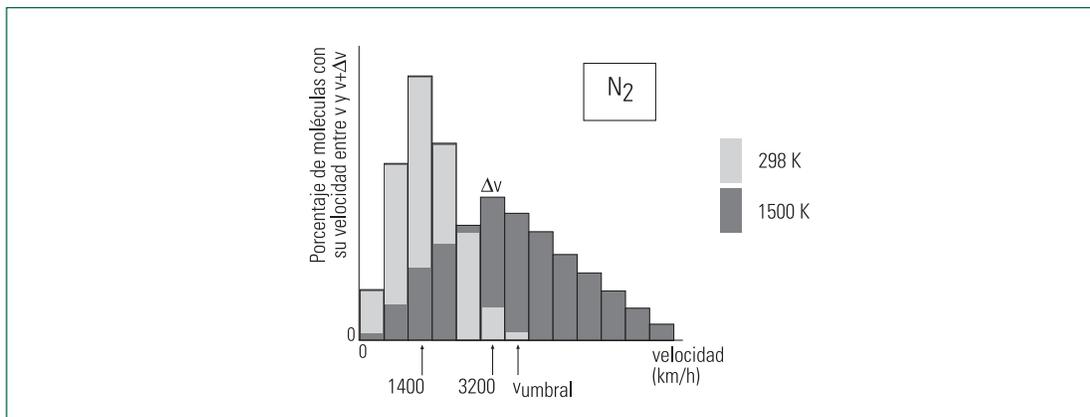
- Los estudiantes indagan acerca de la reacción de tiosulfato de sodio con ácido clorhídrico:
 - ¿Qué se observó en cuanto al efecto de la temperatura, cuando se comparan mediciones hechas a la misma concentración inicial de tiosulfato?
 - ¿En qué caso la reacción transcurre con mayor rapidez?

INDICACIONES AL DOCENTE

Para introducir el concepto estadístico de velocidad molecular el docente puede recurrir a la idea de que los miles de millones de moléculas de un gas (también de un líquido, aunque de manera más restringida en sus movimientos) presentan una distribución de velocidades y que existe un porcentaje relativamente pequeño de moléculas con velocidades extremas, muy grandes y muy pequeñas. La mayoría de las moléculas tienen velocidades intermedias a éstas.

Mediante gráficos de barras el profesor puede explicar la distribución de velocidades moleculares a dos temperaturas y señalar que a medida que aumenta la temperatura las moléculas del gas poseen, en promedio, una mayor velocidad, lo que se refleja también, en promedio, en su mayor energía cinética. A mayor temperatura la correspondiente distribución se “desparrama”, cubriendo un intervalo más amplio de velocidades pero disminuyendo, al mismo tiempo, la altura del máximo.

El docente querrá indicar, también, que la forma de la distribución depende de la masa molar, así es como las moléculas de gases livianos como H_2 poseen distribuciones con velocidades promedio mayores que las de gases como NH_3 . Para el nitrógeno molecular a 298 K (25 °C) y 1500 K (1227 °C) los gráficos de distribución de velocidades moleculares tienen la forma mostrada en el gráfico siguiente, en las que las barras grises claro se refieren al N_2 a 298 K y las barras grises oscuro a este gas a 1500 K.



(En este gráfico se ha indicado en las ordenadas el porcentaje de moléculas, cuyo movimiento se sitúa en un intervalo unitario de velocidad, es decir, $N_v/\Delta v$, de manera que al multiplicarlo por un intervalo de velocidades Δv la superficie de la barra es realmente igual al porcentaje de moléculas con su velocidad en esa zona).

Es importante que los estudiantes visualicen que el área total de las barras, para cada una de las temperaturas, es igual a cien, independientemente del tipo de moléculas y de la temperatura.

Alumnos y alumnas podrán observar que las barras grises claro, que corresponden a la distribución a 298 K, tienen su máximo a una velocidad de 1400 km/h. Para el mismo gas a más alta temperatura, el porcentaje de moléculas con velocidades alrededor de 1400 km/h es mucho menor (está representado sólo por el área de la barra gris oscura). Al aumentar la temperatura la barra más alta, cuya superficie representa el mayor porcentaje de moléculas con la velocidad correspondiente al eje de las abscisas, se ha desplazado hacia la derecha, de manera que a 1500 K éste se sitúa alrededor de 3200 km/h.

Es importante que los estudiantes comprendan el significado de la velocidad umbral, v_{umbral} , como la velocidad de una molécula que alcanza una energía cinética mínima para reaccionar. Esta energía se llama *energía de activación* de la reacción. A 298 K el porcentaje de moléculas que supera esa velocidad es realmente muy pequeño y, como se puede observar, está representado por la pequeña zona gris claro en la “cola” de la distribución correspondiente a esa temperatura. A 1500 K, en cambio, dicho porcentaje es importante y corresponde a la suma de las áreas de las barras gris oscuro que se hallan a la derecha de v_{umbral} . El profesor o la profesora querrá explicar muy cuidadosamente que *las moléculas deben chocar en una orientación favorable para que los choques sean efectivos* y por ello no basta que su energía sea igual o mayor a la correspondiente a la velocidad umbral. Eso se asocia a una entropía de activación. (Esto se verá en la química orgánica, por ejemplo, en el mecanismo de sustitución nucleofílica bimolecular, SN_2 . Para que la reacción de sustitución se realice es necesario que la colisión de ambas moléculas de reactantes ocurra en una orientación bien específica).

Es importante resumir, finalmente, la idea de energía de activación de una reacción, enfatizando que:

- En la gran mayoría de las reacciones químicas se rompen y se forman enlaces, por lo que las especies que intervienen en ella deben aproximarse e interactuar a través de colisiones.
- Una reacción química tiene una barrera (loma, cerro o como quiera llamársele) energética, o *energía de activación*, que debe ser superada para que ella ocurra. A bajas temperaturas la energía cinética de las moléculas es relativamente baja y sólo muy pocas moléculas, las más rápidas, logran superar la barrera y por eso la reacción transcurre con extraordinaria lentitud.
- El porcentaje de las moléculas presentes que puede reaccionar crece cuando aumenta la temperatura del sistema y las especies poseen una mayor energía cinética y les es más fácil superar la barrera energética. Como regla aproximada, la velocidad de una reacción se duplica cuando la temperatura aumenta en 10°C .
- Las moléculas deben colisionar en una orientación determinada, lo que se relaciona con la entropía de activación de la reacción.

Evaluación

Al evaluar los logros alcanzados por los estudiantes se podrá prestar especial atención a:

- Comprensión del concepto de energía de activación.
- Valoración de la importancia de la energía de activación, como determinante de la velocidad con que ocurre una reacción.
- Comprensión del concepto de reacción elemental.
- Una idea general de que las moléculas de un gas o líquido poseen energías que cubren un amplio intervalo y que sólo reaccionan aquellas que en el momento de una colisión cuentan con suficiente energía.
- Las moléculas que colisionan deben encontrarse en una orientación determinada, lo que significa una entropía de activación de la reacción.

En la evaluación se prestará especial atención a este último punto, ya que su comprensión es esencial para que los estudiantes adquieran una imagen de que la reacción química se produce a través de colisiones de los reactantes y que no todas las colisiones son eficaces.

Actividad 5

Analizan la importancia de los catalizadores en diferentes contextos.

Ejemplo (actividad grupal)

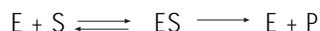
Indagan acerca de la importancia de la catálisis en los convertidores catalíticos de los vehículos de transporte y en los procesos biológicos en que intervienen enzimas.

- Diferentes grupos de alumnos y alumnas realizan las siguientes actividades:
 - Averiguan, en términos generales, sobre la contaminación atmosférica en las grandes ciudades: tipos de contaminantes (gases, partículas sólidas en suspensión, neblinas) y su origen.
 - Exponen su trabajo al curso iniciando un debate acerca del tema: cómo lo entienden, qué importancia tiene para ellos, qué medidas sugieren para atacar el problema, etc.
- Escriben un ensayo acerca de la contaminación en una gran ciudad, de preferencia nacional, indicando la naturaleza química de los contaminantes de mayor importancia, la cantidad relativa de éstos y su efecto sobre la salud humana. El esmog fotoquímico: qué es y cómo se forma.

- Luego de una breve exposición, se debate en torno a la variedad de *especies químicas* que se hallan en la atmósfera contaminada, algunas de sus *reacciones mutuas*, el *esmog fotoquímico*, y efectos generales de los contaminantes sobre la salud humana.
- Averiguan qué es un *convertidor catalítico*, qué catalizadores se utilizan en los vehículos y qué *reacciones químicas* ocurren por su acción.

Se exponen y debaten los trabajos, buscando relaciones ambientales secundarias: ¿qué costo ambiental tiene la obtención de los catalizadores? ¿se podrían reciclar? ¿qué conductas o hábitos favorecen el cuidado del ambiente y son tanto o más importantes que el uso de los convertidores catalíticos?

- Se informan acerca de las *enzimas*.
- Explican los conceptos de *enzima*, *E*, *substrato*, *S*, *complejo enzima-substrato*, *ES* y *sitio activo*.
- Explican, mediante un modelo llave-cerradura, el mecanismo general de la acción de una enzima usando la ecuación sencilla:



- Indagan sobre la *energía de activación* de reacciones enzimáticas y no enzimáticas.
- Se informan sobre la relación de la *termodinámica* y *cinética* en las reacciones enzimáticas:
 - ¿Qué reacciones son susceptibles de ser catalizadas enzimáticamente?
 - ¿Cuál es la acción de la enzima desde el punto de vista entrópico, en relación a la orientación mutua de la enzima respecto del sustrato?
 - ¿Qué es una peroxidasa y cuál es su importancia?

La profesora o el profesor guía el debate y, al término de la actividad, precisan el correcto significado de los conceptos usados.

INDICACIONES AL DOCENTE

La parte central de este ejemplo se refiere específicamente a la última actividad grupal y se relaciona con dos aspectos de la cinética química:

- Catalizadores y su modo de acción (en términos generales).
- Reacciones que ocurren en el catalizador y comparación de la velocidad de dichos procesos con los que suceden en ausencia de catalizador.

En este contexto es importante que el docente apoye a los estudiantes a debatir qué efecto tiene un catalizador (como vía alternativa de una reacción, con una energía de activación menor que una reacción directa), qué es un “veneno” de un catalizador y mencionar por qué no se debe usar gasolina corriente (conteniendo compuestos de plomo) en los vehículos que usan catalizadores o por qué no se debe usar gas licuado común como combustible de una estufa catalítica, etc.

Las dos primeras actividades del ejemplo están dirigidas casi exclusivamente a motivar a los estudiantes, para que hagan suyo el problema, aun cuando no todos lo vivan directamente. Es importante que comenten, por ejemplo, las imágenes que han visto de ciudades con mucha contaminación atmosférica, cómo se imaginan que es vivir en esos lugares, etc., o comenten las noticias al respecto de su propia ciudad. Es también importante incentivarlos para que busquen información en internet, enciclopedias y que recurran a otros medios de información, por ejemplo, entrevistas a expertos.

Evaluación

La evaluación debe considerar el conocimiento alcanzado por las alumnas y alumnos en relación a:

- Los catalizadores y su efecto general sobre la velocidad de reacción.
- Grado de información respecto a los catalizadores en su eficacia para reducir el impacto sobre el medio ambiente de los gases producidos en la combustión.
- Aspectos valóricos, expresados en el grado de conciencia y compromiso en la solución de problemas ambientales y la sensibilidad ante el impacto que tienen los gases de combustión sobre la salud, principalmente de recién nacidos y personas de edad.

El trabajo realizado por los estudiantes y la organización de un debate permitirá evaluar no sólo los conocimientos y las habilidades como las de buscar, sintetizar, presentar y comunicar información, sino que además será útil para evaluar aspectos sociales: el modo de interacción de cada uno con los demás estudiantes, su grado de compromiso con el trabajo del grupo, su disposición a comunicar y compartir información, etc.

La evaluación de estas actividades tiene varias dimensiones:

En relación a la exposición de los temas cabe evaluar, tanto aquí como en todas las oportunidades en que los estudiantes expongan sus trabajos, lo siguiente:

a. Comunicabilidad de la esencia del tema expuesto:

- ¿Es clara y comprensible la exposición?
- ¿Es atractiva la manera en que se presenta?
- ¿Sabe extraer los rasgos fundamentales del contenido?
- ¿Es entusiasta e incentiva al curso al debate?

b. Rigor en el uso del lenguaje científico:

- ¿ Usa los términos científicos en su acepción correcta?
- ¿Aplica sólo términos que son comprendidos por el expositor y no por los compañeros y compañeras?

Con respecto al trabajo realizado conviene evaluar:

c. Exhaustividad del trabajo:

- ¿Aprovechó al máximo la información disponible u omitió aspectos esenciales?
- ¿Indicó en forma completa y clara las fuentes de información utilizadas?
- ¿Discutió o planteó aspectos que no estaban de manera demasiado explícita en las fuentes de información?
- ¿Integró diferentes aspectos del tema utilizando conocimientos ya adquiridos?

d. Aspectos concretos de aprovechamiento de recursos, destrezas y habilidades:

- ¿Fabricó modelos con esmero e intentando representar la esencia del objeto a modelar?
- ¿Usó adecuadamente los recursos materiales disponibles (biblioteca, internet, materiales de uso general)?

Finalmente, cabe evaluar aspectos de la interacción social entre los estudiantes:

e. Aspectos sociales del trabajo, principalmente de la exposición:

- ¿Permitieron la integración y participación de todos los alumnos y alumnas del grupo?
- ¿Dejaron espacio abierto a críticas y observaciones por parte de los demás estudiantes?
- ¿Respetaron turnos para intervenir en el debate?
- ¿Reconocieron vacíos en la comprensión y exposición del tema frente a críticas?



Unidad 4

Reactividad en química orgánica

Contenidos

- Fundamentos de las reacciones químicas de compuestos orgánicos: grupos funcionales y reactividad; efectos electrónicos y estéricos.
- Investigación y redacción de un informe analítico acerca de investigaciones actuales de síntesis orgánica.
- Análisis de la contribución de la química orgánica a la producción y almacenamiento de alimentos; aditivos alimentarios; sustancias tóxicas en los alimentos.

Aprendizajes esperados

Los alumnos y las alumnas:

- demuestran destreza para representar en el plano estructuras tridimensionales de moléculas;
- identifican zonas de reactividad, con disponibilidad o deficiencia de electrones, y sitios de polaridad molecular en estructuras tridimensionales de moléculas;
- distinguen y comprenden el significado de los conceptos: electrófilo, nucleófilo y efecto estérico y comprenden su significado;
- conocen acerca de la reactividad de los alcoholes y reconocen conceptos como solubilidad, y óxido-reducción aplicados a la química orgánica;
- valoran las clases de sustancias estudiadas en la unidad en cuanto a su rol en actividades de la vida diaria y en procesos biológicos;
- conocen la reactividad molecular expresada en el modelo funcional de los haluros de alquilo y son capaces de definir y aplicar a casos simples los conceptos de electrófilo, nucleófilo, efecto estérico, orden de reacción, estereoquímica y mecanismo de reacción.

Conceptos estructurantes de la unidad

- | | |
|---------------------------------|---|
| • densidad de carga | • nucleófilo |
| • polarización de enlace | • electrófilo |
| • polaridad molecular | • efecto estérico |
| • representación estereoquímica | • mecanismo de sustitución nucleofílica bimolecular |
| • enlace o puente de hidrógeno | |

Orientaciones didácticas

La vertiente principal de esta unidad se relaciona con que los alumnos y alumnas aprendan a aplicar, a casos simples, conceptos básicos de reactividad de compuestos orgánicos.

Si bien dichos conceptos son de cierta complejidad, su aplicación resulta relativamente simple y directa cuando se usan modelos simples, que son clásicos para la comprensión de las reacciones orgánicas. Dichos conceptos han sido seleccionados en base a dos criterios, uno pedagógico y otro de índole práctica:

- Por sus características integradoras de los parámetros de reactividad.
- Por su utilidad en la preparación de sustancias de interés en la vida diaria y en la comprensión de algunos procesos biológicos.

Se ha intentado relacionar algunos contenidos de esta unidad con los de la unidad precedente (cinética química) y también con aprendizajes adquiridos en cursos anteriores.

Es fundamental que los estudiantes, guiados por el docente, reconozcan las zonas de reactividad en moléculas orgánicas utilizando modelos moleculares y que deduzcan el efecto de la electronegatividad en la polarización de los enlaces dentro del grupo funcional. Asimismo, es esencial que el docente les enseñe a dibujar moléculas con uno y dos átomos de carbono tetravalentes, destacando la localización espacial de los sustituyentes en torno de dichos átomos. Resulta también muy didáctico que el estudiante compare el modelo de una molécula con su representación en el plano del papel. Este adiestramiento, de interactuar con un modelo molecular (mecánico o computacional) y representarlo en forma bidimensional, constituye un proceso de abstracción muy apropiado para motivar a alumnos y alumnas a aprender, facilitándoles la comprensión de la dimensión molecular. De este modo lograrán una mejor comprensión de los fundamentos de la reactividad química de los compuestos orgánicos.

Para comprender los aspectos básicos de la reactividad en química orgánica se han seleccionado sustancias pertenecientes a las familias de los haluros de alquilo y de los alcoholes. En ellos los estudiantes podrán analizar reacciones de algunos de sus miembros y mediante un análisis dinámico, usando modelos de interacción molecular para los reactantes, combinado con experimentación simple, construirán la plataforma básica para comprender la reactividad.

Se presentan algunos alcances interesantes relacionados con la reactividad orgánica, para que el estudiante valore la utilidad del conocimiento adquirido en la comprensión de cómo actúan algunas sustancias orgánicas en procesos encontrados en la vida diaria.

A través de aplicaciones específicas de las reacciones estudiadas se muestran ejemplos de síntesis de sustancias de estructura compleja. Además se incluyen ejemplos de reacciones como las estudiadas para comprender la acción «alquilante» de ciertas sustancias, que son capaces de inducir efectos biológicos, tales como los insecticidas.

Finalmente, los estudiantes tendrán la oportunidad de aprender acerca de procesos de oxidación y reducción biológica con alcoholes y experimentar con su aplicación en la detección de etanol en la respiración pulmonar (alcotest).

Actividades

Actividad 1

Construyen y representan modelos moleculares de sustancias funcionalizadas y deducen su topología y la polarización de enlaces en la función.

Ejemplo

Luego de un breve repaso de la estructura de algunos grupos funcionales comunes, construyen modelos moleculares de cloruro de metilo, etanol, etanal y acetileno. Representan las moléculas de los modelos en un plano y aprenden a manipular la figura bidimensional.

- Observan los ángulos de enlace, predicen su magnitud y deducen, a partir de datos de electronegatividad, la polaridad de los enlaces que participan en el grupo funcional.
- Representan, con apoyo del docente, la estructura tridimensional de los modelos de cloruro de metilo y metanol sobre una superficie bidimensional (papel).
- Ejecutan giros moleculares internos en los modelos y los representan, dibujándolos en el papel.

Procedimiento

- Bajo la supervisión del docente los estudiantes construyen modelos moleculares de cloruro de metilo, metanol, etanal y acetileno.
- Los alumnos y alumnas observan detenidamente los modelos y describen las diferentes maneras en que el átomo de carbono se combina con otros átomos.
- El docente llama la atención de los estudiantes sobre la *versatilidad* del átomo de carbono para establecer uniones, que le permite unirse a dos, tres y cuatro átomos.

Alumnas y alumnos deducen que, según el número de átomos o grupos unidos al átomo de carbono, los ángulos de enlaces son diferentes. Luego proceden a reconocer en las moléculas la polaridad de los enlaces del átomo de carbono.

- Alumnas y alumnos intentan representar en el plano moléculas tridimensionales; el docente da algunas pistas para que adviertan, por ejemplo, que es necesario poder distinguir enlaces que emergen del plano de los que están hacia atrás de éste.

- Luego analizan, con la ayuda del docente, cómo cambia la representación bidimensional según se modifica la localización espacial del modelo molecular o del observador.
- Finalmente, la profesora o el profesor da las indicaciones de cómo se representan las moléculas y de qué modo se dibujan los cambios espaciales inducidos por movimientos del modelo relativo al observador.

INDICACIONES AL DOCENTE

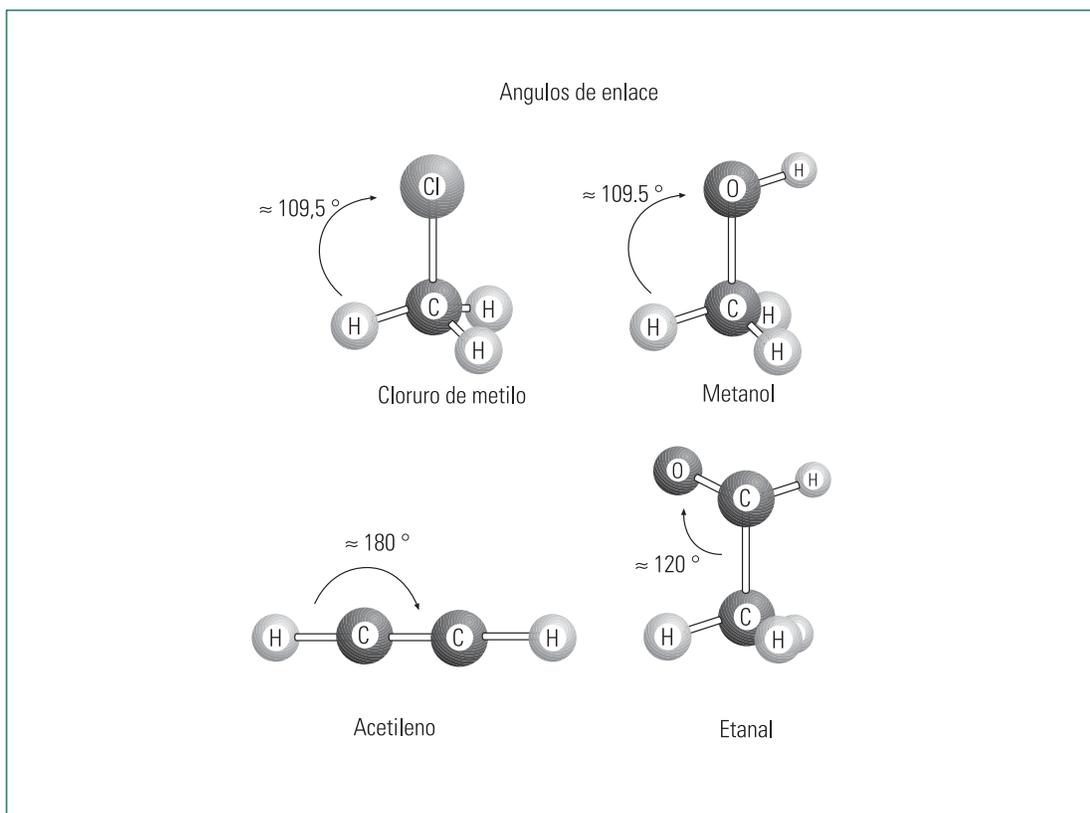
Es importante que luego de que los estudiantes observen los modelos moleculares y deduzcan los ángulos y polaridad de los enlaces, el docente dibuje las estructuras destacando, con colores, los átomos de carbono, cloro y oxígeno de los grupo funcionales. También indicará los ángulos de enlaces. El profesor o la profesora supervisará el trabajo de los estudiantes con los modelos, los que deberán mostrar los átomos de carbono, hidrógeno, cloro y oxígeno con los colores convencionales: azul, blanco, verde y rojo respectivamente.

En caso de no disponer de modelos ellos podrán ser construidos por los mismos estudiantes utilizando plasticina, greda, bolitas de poliestireno expandido (plumavit®) o madera y palitos que permitan unirlos. Es importante que los estudiantes expresen su creatividad en la construcción de los modelos, ya que ello significa normalmente un mejor desarrollo de las destrezas y capacidades de representar imaginariamente los modelos en el espacio.

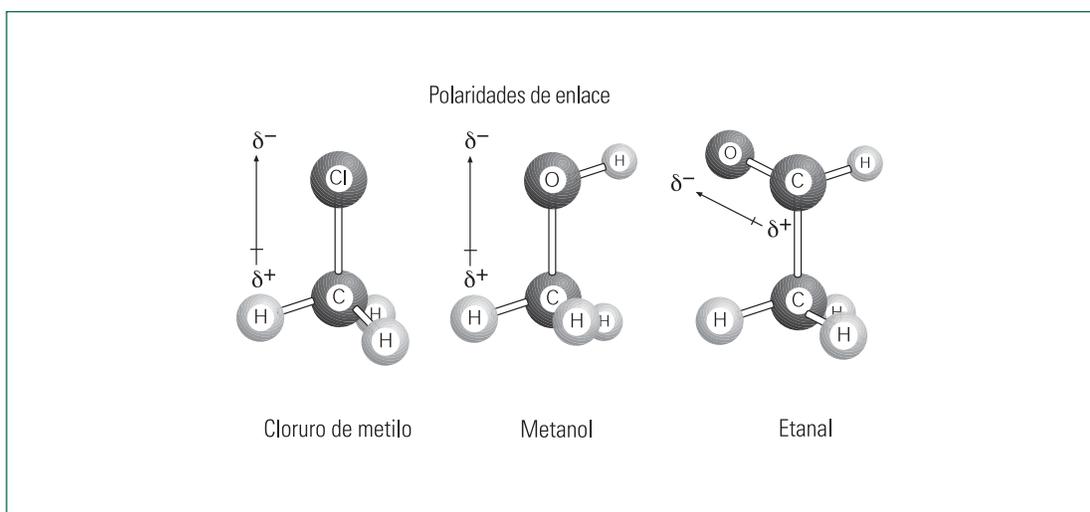
Es muy importante que el docente destaque que la polarización corresponde a un desplazamiento de carga electrónica a lo largo de un enlace. Mostrará en dibujos cómo se representa la polaridad de los enlaces, deducida a partir de diferencias de electronegatividad, comentando el significado del vector de polaridad y la simbología que indica átomos con carácter parcial de cargas.

Es necesario que el profesor supervise que los estudiantes indiquen la polaridad de manera correcta, de modo que localicen la flecha con su extremo positivo (cruz) apuntando hacia el extremo negativo, (punta). Los símbolos δ^+ y δ^- representarán la dirección de la polaridad de un enlace involucrado en un grupo funcional. Es importante indicar que el vector muestra el sentido de la polarización y que los símbolos δ^+ y δ^- representan la polarización del enlace, la que determina que el átomo con menor electronegatividad posea menor densidad de carga (δ^+) que aquel de mayor valor de electronegatividad (δ^-).

Las siguientes figuras ejemplifican el tipo de dibujos que es de esperar que los estudiantes logren al ir desarrollando la unidad.

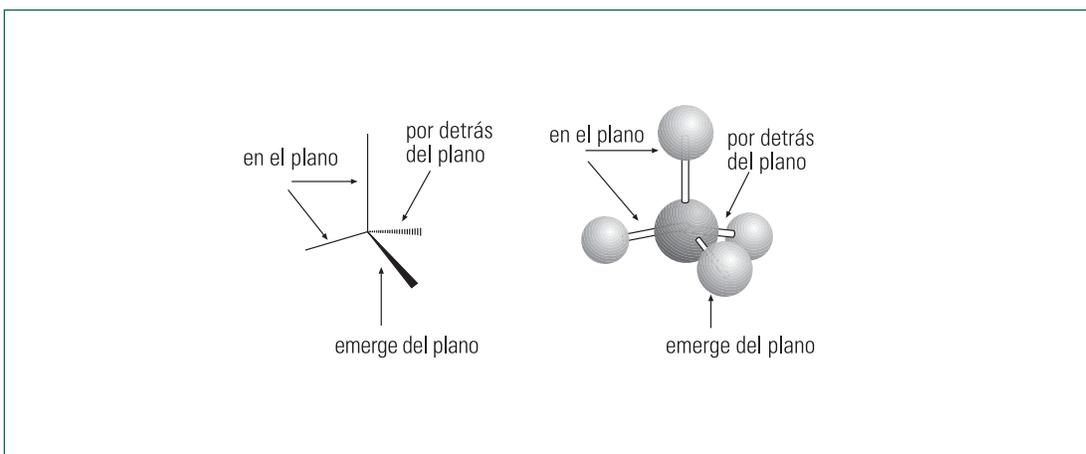


Es importante recordar a los estudiantes que los ángulos de enlace en entornos tetraédrico y trigonal planar miden exactamente $109,5^\circ$ y 120° , respectivamente. Por razones que comprenderán posteriormente, los ángulos que presentan los enlaces en moléculas que contienen diversos grupos enlazados al carbono difieren algo de esos valores ideales. Por ese motivo aparecen como aproximadamente iguales a dichos valores, usándose el signo \approx .



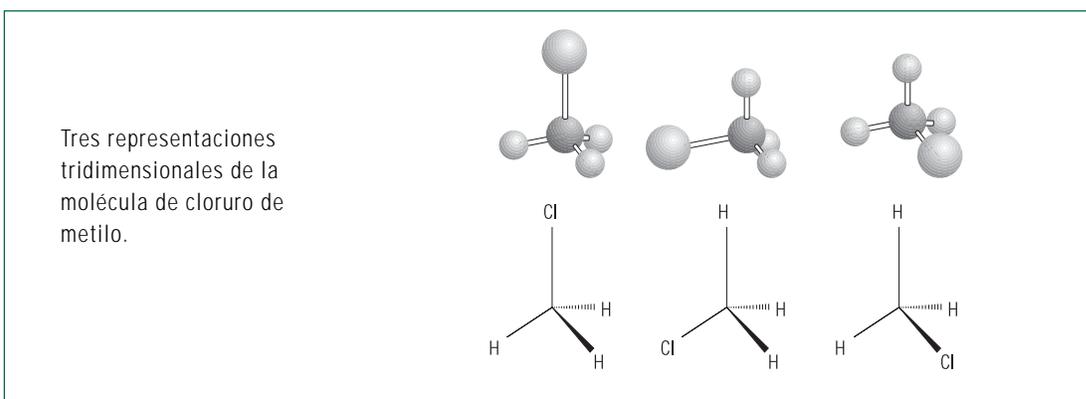
El docente enfatizará que en la representación bidimensional de las estructuras del cloruro de metilo, metanol y etanal, la dirección espacial de un enlace se ilustra o representa como línea continua (en el plano), cuña en negrita (delante del plano) y cuña en trazos (detrás del plano).

De este modo, los estudiantes visualizarán la ubicación de los sustituyentes en torno al átomo de carbono en el espacio tridimensional. Así por ejemplo, la siguiente figura corresponde a la representación estereoquímica de la molécula de metano.



- Los alumnos y las alumnas podrán analizar un conjunto de representaciones de la molécula de cloruro de metilo y, si es preciso, con la ayuda del docente, concluirán que éstas son “*interconvertibles*” por rotaciones en torno a enlaces.

De este modo aprenderán que las representaciones en forma de modelos bidimensionales son interconvertibles.



La profesora o el profesor dará indicaciones a los estudiantes para que observen los modelos tridimensionales y las figuras bidimensionales correspondientes. En base a esta comparación ellos podrán establecer la correspondencia modelo-figura.

Evaluación

Para evaluar el grado de aprendizaje que los estudiantes han alcanzado, podrán dibujar figuras para una molécula simple como el cloruro de metileno, CH_2Cl_2 , a partir de un modelo localizado en el espacio, por ejemplo, sólo en cuatro orientaciones diferentes. Se puede condicionar la realización del ejercicio a que en tres de las figuras el átomo de carbono, un átomo de cloro y un átomo de hidrógeno se dibujen en el plano del papel.

Para complementar el ejercicio pueden imaginar giros (o rotaciones) que permitan convertir una figura en la otra, dibujando los correspondientes ejes.

Si el ejercicio resulta demasiado abstracto para algunos estudiantes, el docente les puede proponer un ejercicio más simple: por ejemplo, representar el cloruro de metilo en una figura bajo diferentes orientaciones espaciales.

De esta manera es posible evaluar los siguientes aspectos del aprendizaje:

- Destreza para representar una molécula simple mediante un modelo tridimensional.
- Capacidad para dibujar el modelo en el plano, considerando los enlaces que yacen sobre el plano y los que están fuera de él (hacia dentro o fuera del plano del papel).
- Habilidad para realizar rotaciones del modelo tridimensional y representarlas en la figura.
- Capacidad para visualizar giros en el espacio e interconversiones en el modelo y en sus correspondientes representaciones en el plano.

Actividad 2

Identifican sitios ricos y deficientes en electrones en grupos funcionales y los relacionan con los términos nucleófilo y electrófilo. Comprueban experimentalmente la diferente reactividad de miembros de una misma familia frente a una reacción particular.

Ejemplo

Empleando las estructuras de la actividad anterior y considerando la polarización de la funcionalidad, discuten los sitios que exhiben mayor y menor *densidad de carga*. Los estudiantes explican lo que entienden por el concepto físico de *densidad*. Una vez que esto está suficientemente claro, y lo expresan como la cantidad de masa contenida en la unidad de volumen, se refieren a otros tipos de densidad.

- Indagan luego cómo se define la *densidad de población* de una región. Cuando llegan a expresarla como el número de habitantes por unidad de superficie, expresado, por ejemplo, en *hab./km²* intentan nuevamente averiguar qué es la *densidad de carga*.
- Finalmente, el docente define la *densidad de carga* de manera elemental:

La *densidad de carga* es la carga eléctrica que, en promedio, se localiza en una unidad de volumen ubicada en las proximidades de un núcleo atómico.

- Alumnas y alumnos debaten en relación a cuál es la unidad en que se puede expresar la *densidad de carga*.

El docente dirige el debate, preguntando si será práctico utilizar como unidad *electrones/cm³* o *electrones/m³*. Los estudiantes hacen diferentes proposiciones las que son analizadas. Finalmente, el docente expresa una unidad que es razonable para las dimensiones atómicas: *electrones/Å³*.

Indica que es posible establecer una comparación entre dicha densidad de carga en un átomo que forma un enlace y la existente alrededor del núcleo de un átomo neutro no enlazado.

- El docente menciona los términos *electrófilo* y *nucleófilo* y los estudiantes indagan acerca de su significado. Una vez aclarado éste, se desarrollan varios ejemplos para ejercitar su comprensión.

- Deducen, por observación, la diferente reactividad de una serie de bromuros de alquilo en una reacción (de sustitución bimolecular). Identifican la propiedad electrofílica del haluro, el nucleófilo y el *grupo abandonante*.
- Para analizar los *sitios de reactividad* de las moléculas, los alumnos y alumnas observan los dibujos de la moléculas de cloruro de metilo y etanal.
- Observan en un modelo el átomo de carbono del grupo funcional (lugar en donde reside la reactividad) en relación a su entorno e indagan acerca de su *carga parcial*, para llegar a inferir que dicho lugar o átomo exhibirá tendencia a reaccionar con especies que posean pares de electrones. Se indica que el átomo de carbono es electrofílico y se define la especie atacante como nucleófilo.
- Asignan correctamente los roles anteriores a compuestos orgánicos que son atacados y especies que atacan a los grupos funcionales.
- Ejercitan estos conceptos aplicándolos a varios ejemplos.
- Bajo la supervisión del docente se realiza una experimentación que les permite observar que tres miembros de la familia de haluros de alquilo presentan diferente reactividad frente a un mismo nucleófilo.

Experimento

Comparación de la reactividad de tres haluros de alquilo con el yoduro de sodio.

Se dispone de tres tubos de ensayo rotulados 1, 2 y 3 cada uno de los cuales contienen 3 mL de acetona. Se procede como sigue:

- En el tubo 1 se introducen cuatro gotas de 1-bromobutano,
- en el tubo 2 se introducen cuatro gotas de 2-bromopropano y
- en el tubo 3 se vierten cuatro gotas de 2-bromo-2-metilpropano.
- A continuación se adiciona a cada tubo unas pocas gotas de una solución al 50% de yoduro de sodio en agua.
- Los estudiantes observan, toman notas e intentan explicar lo que ha sucedido. Calientan luego suavemente el tubo 2 y observan lo que sucede. Realizan lo mismo con el tubo 3.
- Finalmente, alumnas y alumnos, con ayuda del docente, resumen sus observaciones. Por ejemplo en los siguientes términos:

- El 1-bromobutano que se encuentra en el tubo 1 reacciona rápidamente formando un sólido blanco (NaBr) en tanto que el 2-bromopropano en el tubo 2 necesita aporte de calor para acelerar la reacción, por lo cual se debe hervir suavemente la mezcla. (Ver indicaciones al docente).
- El 2-bromo-2-metilpropano resulta ser inerte y no reacciona con el yoduro de sodio: aun el calentamiento prolongado no induce reacción.
- El docente explica que el sólido blanco separado es bromuro de sodio y alumnos y alumnas escriben la ecuación que representa la reacción que ha tenido lugar.

INDICACIONES AL DOCENTE

■ Es indispensable, en la reacción descrita, que el docente supervise que todos los estudiantes usen sus lentes de seguridad y calienten con un equipo calefactor, en ningún caso con la llama de un mechero.

Es importante advertir a los estudiantes que tengan cuidado en la manipulación del 2-bromopropano, que es bastante volátil y tóxico, por lo que deben evitar la inhalación de sus vapores. Esto también es válido para los otros productos. Por ello conviene utilizar tubos de ensayo más largos que lo habitual, por ejemplo, 20 cm, de modo que se produzca condensación de los vapores en su parte superior.

Los bromuros de alquilo utilizados tienen los siguientes puntos de ebullición:

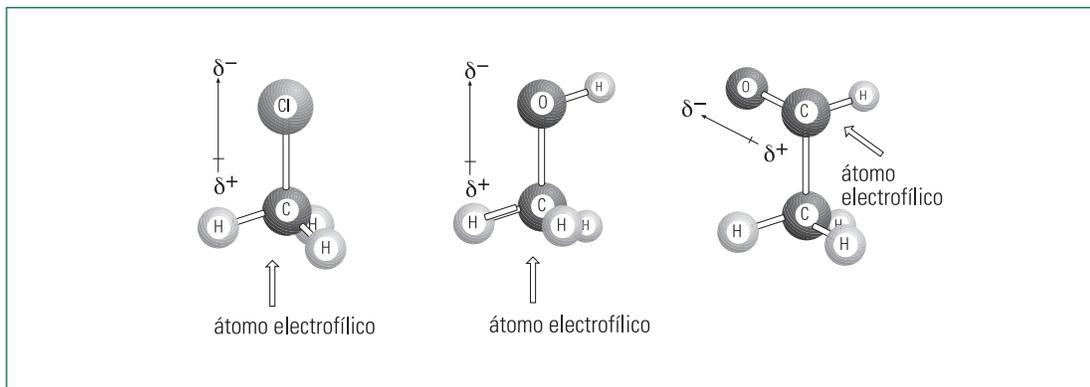
Haluro de alquilo	Punto de ebullición/ °C
1-bromobutano	101,6
2-bromopropano	59,6
2-bromo-2-metilpropano	73,3

La adición del bromuro de alquilo puede ser realizada por el mismo docente en una serie de tubos dispuestos por los estudiantes de modo que ellos, en lo posible, no manipulen directamente estas sustancias, evitando que viertan gotas fuera de los tubos. El docente supervisará que todos los estudiantes que trabajen directamente con estas sustancias usen guantes de goma y propipeta.

⚙ Al término de la experimentación un grupo de alumnos y alumnas, supervisados por el docente, reunirá las soluciones utilizadas, que contendrán los yoduros de alquilo y las inactivará por adición lenta de una solución de hidróxido de sodio (o de potasio), evitando todo contacto con los vapores. Para ello conviene usar un matraz de 500 mL provisto de un refrigerante y de un embudo que contendrá la solución de álcali. Del trabajo de 30 estudiantes se reunirá aproximadamente 300 mL de solución.

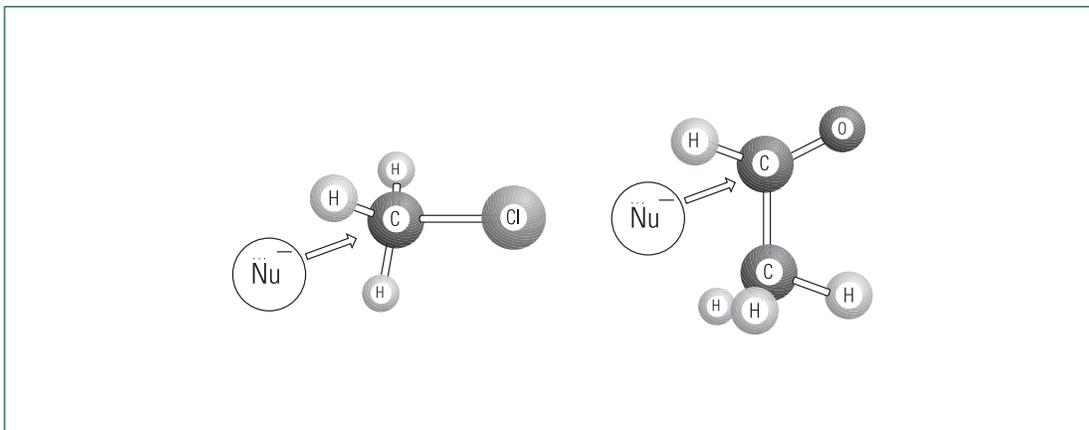
Esta es una buena oportunidad para que los alumnos y alumnas comiencen a desprenderse de la imagen corpuscular de un electrón moviéndose alrededor del núcleo atómico; el docente les explicará que la representación de la densidad de carga, por ejemplo, en forma de una nube, sólo significa que en las regiones con mayor densidad de puntos es más probable hallar un electrón, que dada su naturaleza no puede ser visto ni localizado con absoluta precisión.

Es importante que los estudiantes aprendan a indicar los átomos de carbono, individualizándolos como los sitios de reactividad que son materia de estudio de la química orgánica. Es útil que representen mediante una flecha con línea punteada el sitio de reactividad.



Es indispensable definir la especie “rica en electrones” como un nucleófilo, que significa “amante de núcleos” y establecer que esta especie puede ser neutra como el amoníaco o con carga negativa como el anión hidroxilo. De acuerdo a esta diferencia, la especie nucleofílica se representa por el término Nu: o Nu⁻:

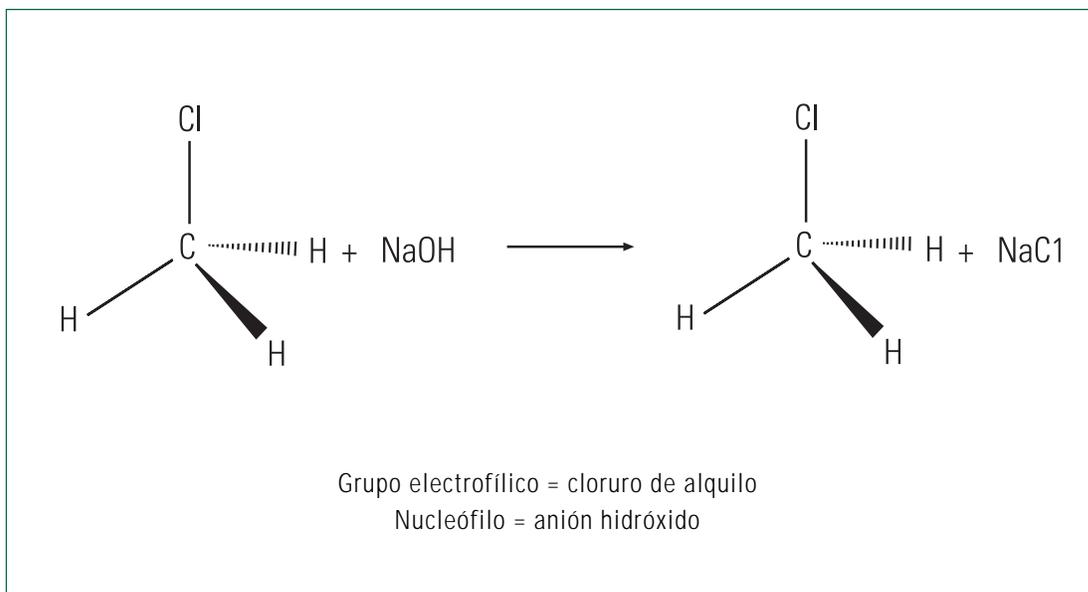
Una figura como la siguiente ayudará a los alumnos y alumnas a visualizar el ataque de un nucleófilo aniónico a las funciones haluro de alquilo y carbonilo.



Es necesario que el docente enfatice que los conceptos *electrofílico* y *nucleofílico* se refieren al sustrato orgánico y la propiedad corresponde al grupo funcional. Asimismo, es importante que explique que los conceptos de nucleófilo y electrófilo se aplican a la especie que “ataca” al grupo funcional orgánico. Se debe indicar que estos términos se definen en función del enlace que se forma y que *a lo menos uno de los átomos que se enlaza corresponda al átomo de carbono*.

El docente escribe la reacción global del bromuro de metilo con hidróxido de sodio, que produce alcohol metílico y cloruro de sodio y los estudiantes deberán reconocer cuál es el reactivo electrofílico y el nucleófilo.

Reacción global de sustitución del cloruro de metilo con hidróxido de sodio:

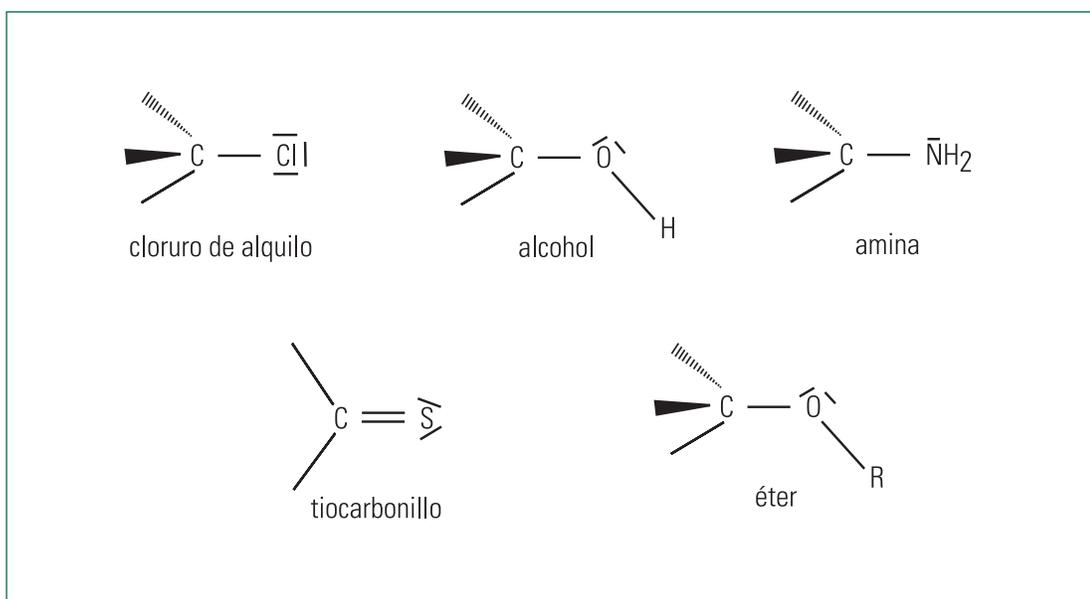


Evaluación

La evaluación debe estar dirigida a la comprensión alcanzada de los siguientes conceptos:

- Polaridad de enlace, determinada a partir de la electronegatividad de los átomos que en él participan.
- Electrónico y nucleófilo.
- Densidad de carga (electrónica).

Para que los estudiantes determinen la polaridad se pueden proponer diversos ejemplos de grupos funcionales en los que deben determinar el signo de la polaridad de enlace. Ejemplo de ello son los siguientes:



Como ejercicio de evaluación alumnas y alumnos podrán escribir las estructuras de Lewis de los átomos Cl, O, N y S, detallando en ellos los pares electrónicos solitarios. (La representación de dichas estructuras deberá ser frecuentemente ejercitada hasta que los estudiantes muestren cierto dominio de ella).

A continuación harán predicciones acerca de la densidad de carga aproximada en torno a los núcleos de los átomos de carbono y de los núcleos de los átomos que se encuentran unidos a ellos. En un alcohol, por ejemplo, cómo será la densidad de carga en el entorno del átomo de oxígeno ¿menor o mayor que en el átomo neutro? ¿Qué se puede decir respecto del átomo de hidrógeno unido a aquél?

Para evaluar el conocimiento de la nomenclatura, la destreza adquirida en la construcción de modelos moleculares y la habilidad para representarlos en el plano se sugiere que: Los estudiantes escriban las fórmulas del 1-bromobutano, 2-bromopropano y 2-bromo-2-metilpropano. Luego construyen los modelos y los representan en el plano dibujando sólo el

átomo de carbono al que está unido el bromo, este átomo y los átomos de hidrógeno. Los otros grupos son dibujados como esferas de tamaño apropiado.

De este modo el docente podrá reevaluar el avance obtenido por los estudiantes en el aprendizaje de lo tratado en la actividad precedente.

Actividad 3

Se introducen en los métodos de análisis para resolver mecanismos de reacción.

Ejemplo

El docente entrega información adicional acerca de la molecularidad de las reacciones del experimento precedente. Sobre esta base los estudiantes reconocen que la técnica cinética permite conocer algo acerca de los procesos que ocurrieron en los experimentos.

- El profesor o profesora explica que cuando los experimentos anteriores se realizan empleando un volumen menor de acetona (disolvente) se observa, en los tubos 1 y 2, que el bromuro de sodio se forma más rápidamente. Lo mismo se observa cuando se emplea una solución al 75% de NaI.
- Los estudiantes tratan de interpretar estos hechos de acuerdo a sus conocimientos de cinética. Por último, el docente puede preguntar: ¿Qué significa “un menor volumen de acetona” en términos de los factores que afectan la velocidad de reacción?
- Alumnos y alumnas podrán deducir que las reacciones observadas en los tubos 1 y 2 son más rápidas si se llevan a cabo empleando concentraciones mayores de cada reactante. Finalmente, deducen que cuando se aumentan las concentraciones de ambos reaccionantes aumenta la velocidad de reacción.

Esta observación acerca del efecto de las concentraciones sobre la velocidad de reacción puede ser un buen ejercicio para que los estudiantes lo relacionen con los aprendizajes de la unidad anterior.

- Indagan cómo averiguarían si la siguiente ley cinética corresponde realmente a la ecuación que describe el fenómeno.

$$\text{velocidad} = k [\text{bromuro de alquilo}] \cdot [I^-]$$

- Debaten sobre cómo determinarían si dicha ley cinética es correcta y el docente les propone que intenten completar la siguiente tabla, suponiendo que pudieran medir la velocidad de reacción:

[bromuro de alquilo]/M	[I ⁻]/M	velocidad
a	b	v
2a	b	?
a	2b	?
2a	b/2	?

- Una vez que los alumnos y las alumnas han hecho las predicciones correctas el docente da la clave: la reacción es una sustitución nucleofílica bimolecular, que se abrevia S_N².
- Los estudiantes indagan acerca de:
 - Qué significa que sea una sustitución bimolecular.
 - Qué se puede decir de la reacción elemental que ocurre en este caso.
- A continuación manipulan modelos moleculares de los reactantes e indagan sobre la geometría o estereoquímica más apropiada para que ocurra la reacción del 1-bromobutano con el nucleófilo yoduro.
- Los estudiantes podrán eventualmente identificar como *efecto estérico* el hacinamiento o compresión entre grupos durante la sustitución bimolecular del 2-bromo-2-metilpropano con el nucleófilo yoduro.
- El profesor o la profesora propone a alumnos y alumnas resumir en un cuadro lo aprendido en esta actividad:

La *ley cinética* para una reacción S_N² entre A y B es de la forma $v = k [A] [B]$.

El *efecto estérico* es el hacinamiento o compresión entre grupos durante el transcurso de la reacción.

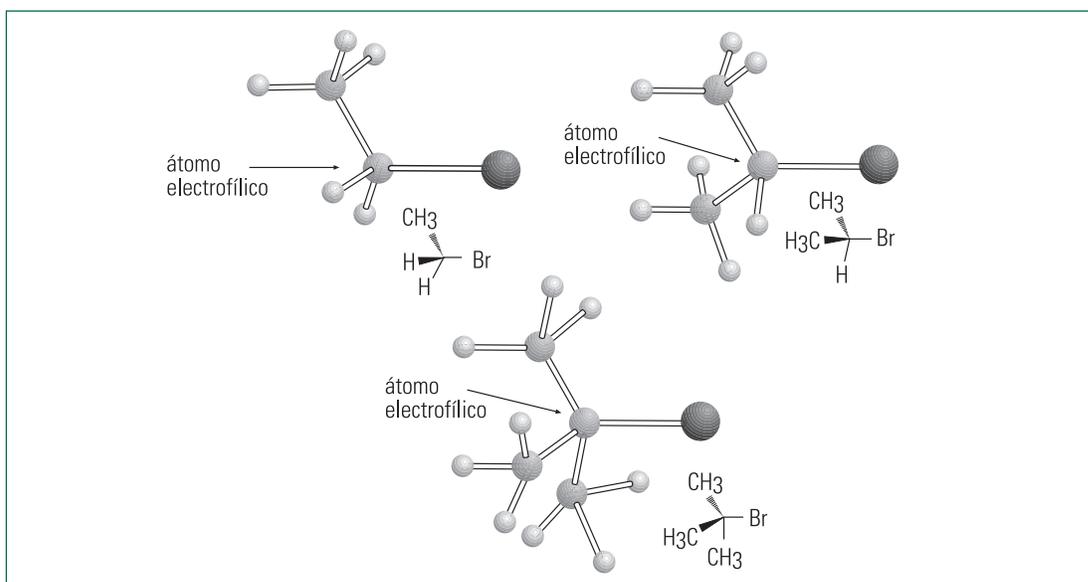
El ataque del nucleófilo sobre el electrófilo se puede representar por un *traspaso de carga* desde el nucleófilo hacia el electrófilo.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que los alumnos y alumnas identifiquen las reacciones observadas con un mecanismo de sustitución nucleofílica bimolecular, que se abrevia S_N2 . Además, el docente comentará que la observación cinética se interpreta considerando que la reacción ocurre en una etapa y, a medida que el anión yoduro se aproxima y va estableciendo un enlace con el carbono, se va rompiendo, simultáneamente, el enlace entre éste y el bromo, que finalmente sale como ion bromuro.

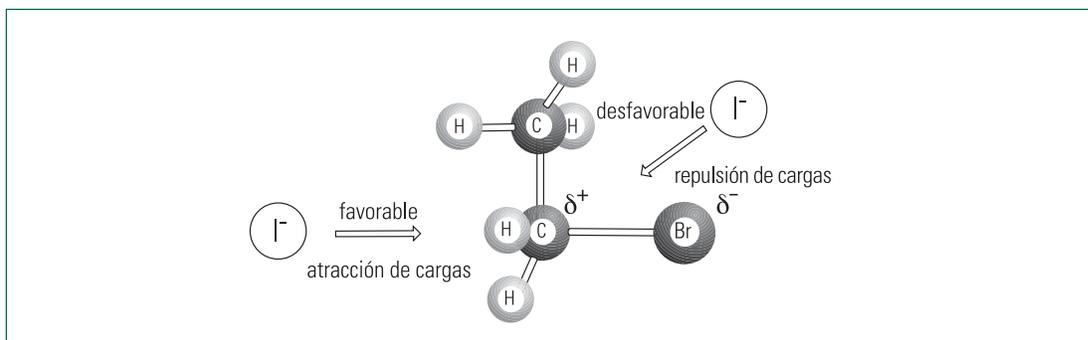
Para entender estas conclusiones los estudiantes observan primero las estructuras tridimensionales de los bromuro de alquilo del experimento y destacan los grupos alquilo localizados en torno al sitio electrofílico.

Representaciones tridimensionales de bromuros de alquilo y sitios electrofílicos:

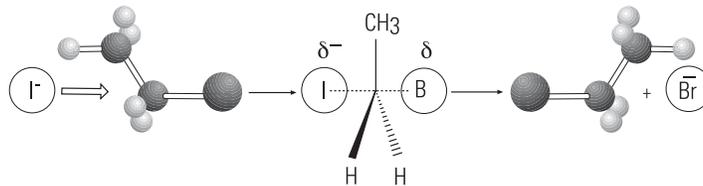


Los estudiantes podrán aproximar los modelos moleculares, de modo que se imaginen cómo opera el mecanismo del proceso bimolecular. El docente comentará que el acceso del nucleófilo yoduro, I^- , al centro electrofílico es energéticamente más favorable (mejor interacción electrostática) por la parte posterior que por la región frontal de la molécula.

A continuación mostrará dos posibles aproximaciones del nucleófilo I^- al sustrato electrofílico:



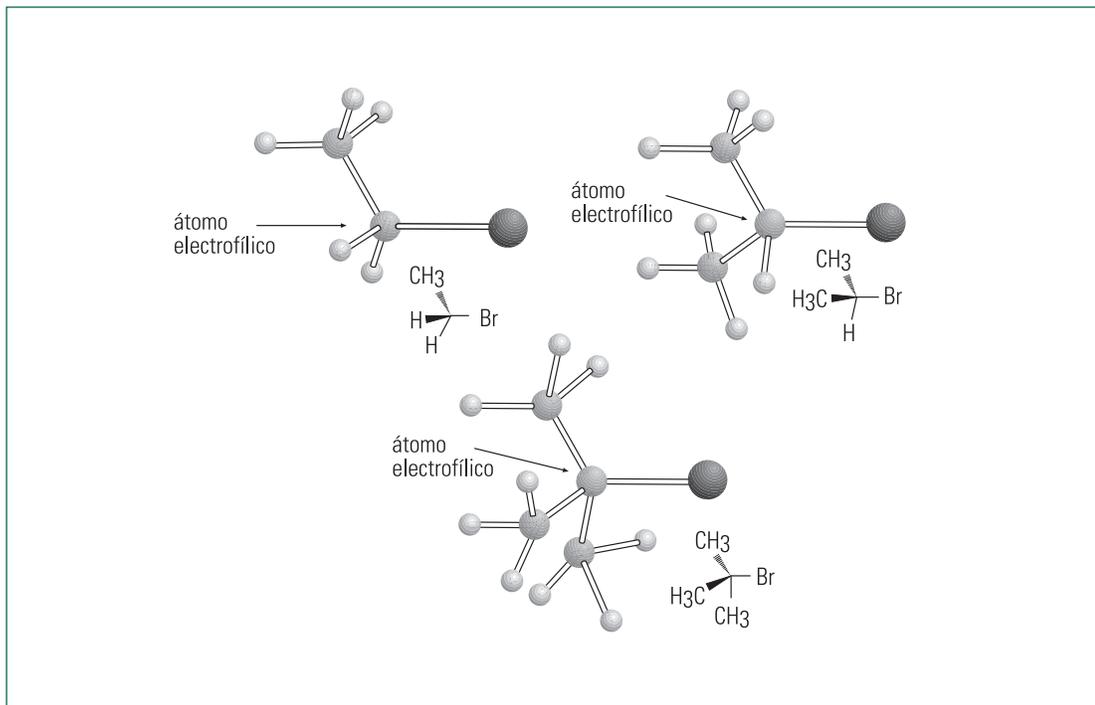
Mecanismo de sustitución nucleofílica bimolecular S_N2 :



El mecanismo de reacción ayudará a los alumnos y alumnas entender por qué el 2-metil-2-bromobutano es menos reactivo que el 1-bromobutano y también por qué el 2-metil-2-bromobutano no reacciona con yoduro de sodio.

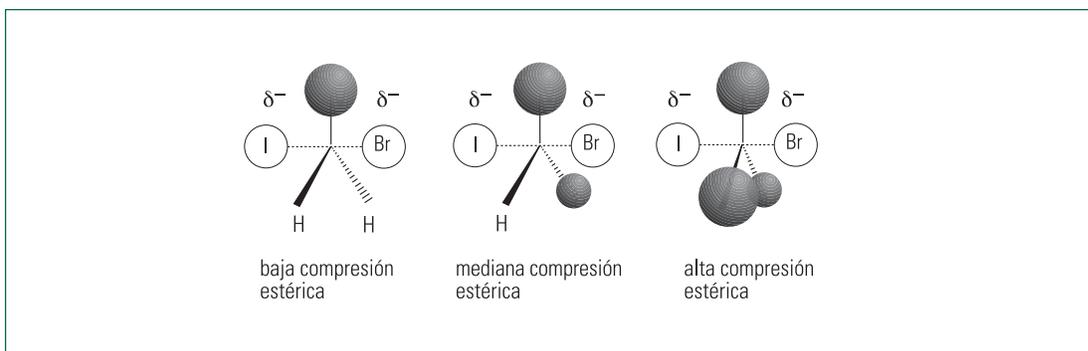
Los estudiantes podrán visualizar que la facilidad de aproximación del nucleófilo I^- al carbono electrofílico de los haluros de alquilo depende del volumen y número de grupos que se encuentran en la trayectoria durante la formación del enlace con el átomo de carbono y que esta característica constituye un *efecto estérico*. Las flechas curvas de la figura corresponden al traspaso de carga que simboliza cómo ocurre la reacción.

Efectos estéricos en la sustitución nucleofílica bimolecular S_N2 :



Desde otra perspectiva, el docente puede introducir el concepto del efecto estérico mostrando a los estudiantes:

- La manera en que aumenta la compresión o hacinamiento entre los grupos unidos al átomo de carbono durante el curso de la reacción.



Evaluación

En esta actividad es importante evaluar los conocimientos adquiridos por los estudiantes en relación al mecanismo de sustitución bimolecular S_N2 .

- ¿Por qué se habla de una reacción de sustitución?
- ¿Por qué la reacción es bimolecular?
- ¿Por dónde se acerca el nucleófilo en su ataque a la molécula de bromuro de alquilo?
- ¿Qué entiende por efecto estérico?

Sabiendo que la ley cinética para la velocidad de reacción es:

$$\text{velocidad} = k [\text{bromuro de alquilo}] \cdot [\text{I}^-]$$

Prediga cómo afectaría a la velocidad de reacción lo siguiente:

- Duplicar la concentración del bromuro de alquilo manteniendo invariada la concentración de yoduro de sodio.
- Cuadruplicar ambas, la concentración del bromuro de alquilo y del yoduro de sodio.
- Triuplicar la concentración del bromuro de alquilo pero reducir a un tercio del valor original de la concentración del yoduro de sodio.

Actividad 4

Reconocen la importancia de algunos compuestos halogenados e identifican agentes y materiales de uso común.

Ejemplo

El docente asigna a diferentes grupos de estudiantes una búsqueda acerca de aplicaciones de sustancias halogenadas como PVC, solventes, insecticidas persistentes y lubricantes industriales.

Los estudiantes exponen sus trabajos y los debaten.

- El docente los incentiva a indagar acerca del mecanismo de la acción insecticida del bromometano. Ello se puede realizar a través de diferentes preguntas:
 - ¿Qué derivados halogenados conocen?
 - ¿Qué tipo de reacciones han estudiado para esta clase de compuestos?
 - ¿Qué pueden decir del mecanismo de esas reacciones y de la posible reactividad del bromometano?
 - ¿Podrá el bromometano ser más reactivo que el 1-bromobutano? ¿Por qué?
 - ¿Por qué será que el bromometano se denomina "agente alquilante"?
- El docente confirma luego, que la acción del compuesto ocurre vía un proceso S_N2 . (Ver indicaciones al docente).
- Como complemento de lo anterior se debate el dilema (beneficios y desventajas) que plantea el uso del bromometano en la agricultura.
- Finalmente, el docente incentiva a los estudiantes a debatir frente a tres posiciones, asignando a tres estudiantes el papel de defenderlas con argumentos y principios lo más sólidos posibles. Estas posiciones son:
 - La de un ecologista estricto que no desea la aplicación de productos o tecnologías que puedan dañar, aunque sea mínimamente, el medio ambiente.
 - La de un ecologista moderado, que acepta el uso de productos o tecnologías si son compatibles con un razonable manejo ambiental y si sus beneficios a la humanidad son importantes.
 - La de un empresario que nada entiende de ecología y que sólo piensa que esos productos o tecnologías le pueden reportar importantes ganancias. Defiende su punto de vista porque al mismo tiempo da trabajo a una cantidad apreciable de personas en una región asolada por la cesantía.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que el docente destaque que los compuestos halogenados mencionados en esta unidad como modelos para comprender la importancia de la reactividad orgánica forman parte de un amplio grupo de productos que sobrepasa los 15.000 miembros.

También es importante llamar la atención de los estudiantes en relación a que la diversidad de usos de los compuestos halogenados se ha restringido por dos razones:

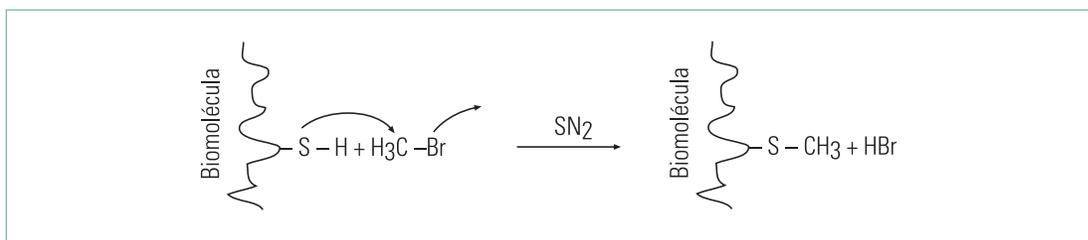
- Su persistencia, que hace que su degradación sea extraordinariamente lenta. Abundan ejemplos de ello, siendo uno de los más conocidos el DDT que se ha incorporado a las cadenas tróficas.
- El daño que los compuestos clorados y fluorados producen al medio ambiente en lo que respecta a la destrucción de la capa de ozono.

Algunos ejemplos típicos de compuestos halogenados producidos a escala industrial son el PVC (cloruro de polivinilo), DDT, clordano y lindano. Alumnos y alumnas deberán ser informados que frente a estos últimos los insectos han desarrollado una notable resistencia.

Conviene informar a los estudiantes con respecto del bromometano, CH_3Br , que es una sustancia fácil de obtener y de reducido costo, y que presenta diversos usos. Se le utiliza principalmente en la erradicación de plagas de insectos en suelos y plantaciones de papas, tomates y otros cultivos.

En dicha relación conviene destacar que el bromometano es una sustancia electrofílica que reacciona con nucleófilos y que la química de los seres vivos depende de manera importante de moléculas que contienen grupos nucleófilos tales como amino ($-\text{NH}_2$) y tiol ($-\text{SH}$). La acción insecticida del bromometano ocurre a través de reacciones de sustitución nucleofílica con dichos grupos nucleofílicos produciendo cambios en las biomoléculas y, además, generando HBr , un gas tóxico que amplifica la acción del insecticida (*sinergismo*).

Es importante que el profesor o profesora detalle el mecanismo de la acción tóxica del bromometano y verifique que los estudiantes lo han comprendido:



Es importante destacar que la toxicidad del bromometano no se limita sólo a los insectos y que la exposición de humanos a esta sustancia ocasiona numerosos problemas de salud, por lo que su uso debe ser llevado a cabo con especial cuidado.

En esta fase del tratamiento del tema el docente podrá incentivar a los estudiantes a discutir aspectos valóricos y prácticos de la relación costo-beneficio asociada al uso de estas sustancias que, por un lado, otorgan beneficios aumentando las cosechas en un mundo en el que, en extensas regiones, hay desnutrición y hambre pero que, por otra parte, pueden provocar daños a la salud y desbalances ecológicos debido a la acción inespecífica de este agente que ataca organismos tanto perjudiciales como beneficiosos para nuestro medio ambiente.

Evaluación

Para evaluar los aprendizajes logrados es importante considerar algunos de los siguientes aspectos:

- Exhaustividad en el uso de las fuentes de información.
- Capacidad para integrar los diferentes contenidos de la unidad: aspectos mecanísticos, reactividad y nomenclatura básica en química orgánica.
- Uso correcto del lenguaje científico.
- Rigor e imparcialidad para presentar la información de manera fiel a su contenido.
- Solidez de los principios valóricos para defender sus puntos de vista.
- Respeto y tolerancia frente a opiniones divergentes.
- Apertura para considerar opiniones contrarias a las propias y cierto grado de flexibilidad para aceptarlas como válidas si parecen razonables.

Actividad 5

Reconocen la diversidad de sustancias que poseen la función hidroxilo y su capacidad para interactuar a través de puentes de hidrógeno.

Ejemplo

Realizan una búsqueda bibliográfica sobre procedencia, propiedades fisiológicas y aplicaciones de alcoholes de uso común.

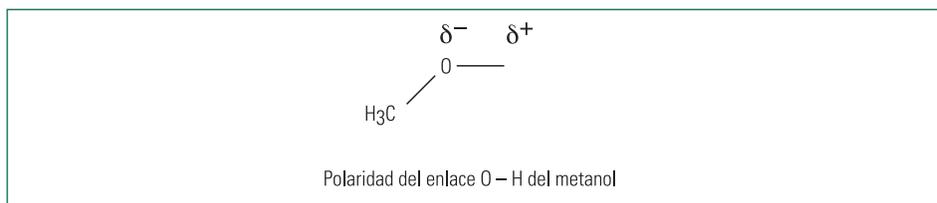
- Analizan las interacciones de la función hidroxilo y las correlacionan con algunas de sus propiedades físicas, particularmente con la solubilidad de los alcoholes en agua.
- Los estudiantes indagan acerca de la obtención a nivel industrial de algunos alcoholes y de sus volúmenes de producción. Luego el docente complementa esa información con más datos. (Ver indicaciones al docente).
- Grupos de estudiantes reúnen información sobre la procedencia natural (cuando corresponda) de metanol, etanol, etilenglicol y glicerol, y de las propiedades biológicas asociadas con su toxicidad y sus usos.
- Un grupo de estudiantes indaga acerca de las propiedades físicas más importantes de los alcoholes y la influencia del grupo hidroxilo en la asociación molecular. Se informan acerca de qué es la interacción *enlace o puente de hidrógeno* y qué relevancia tiene para la química y biología. Por otra parte, averiguan qué significa *polaridad de un enlace o de un grupo funcional*.

- El docente propone varios tipos de enlace:

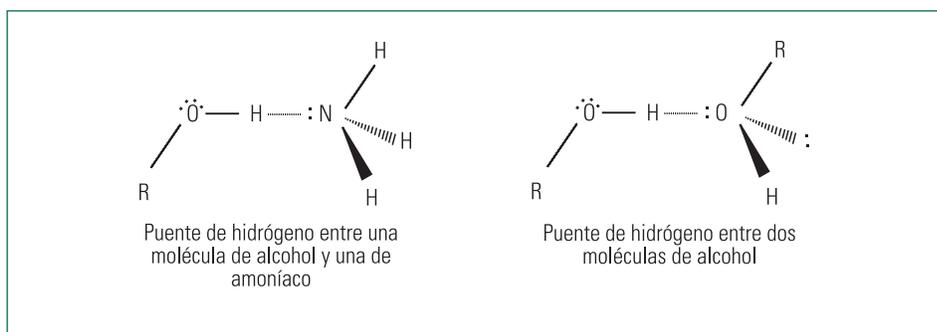


- Alumnas y alumnos escriben los valores de la electronegatividad (de Pauling) bajo cada uno de los símbolos de los átomos y hacen predicciones respecto de la *polaridad* de los respectivos enlaces.
- La comprensión de las propiedades de solubilidad de los alcoholes se adquiere en base a la combinación de la polaridad de la función hidroxilo y las interacciones moleculares vía *puentes de hidrógeno*.
- Finalmente, los estudiantes hacen un cuadro resumen de lo aprendido en la actividad, el que es completado por el docente:

La *polaridad de un enlace* se genera por la diferente electronegatividad de los átomos que lo constituyen y ella involucra cargas parciales, negativa para el átomo más electronegativo y positiva para el otro átomo.



El *enlace o puente de hidrógeno* ocurre en moléculas en las que el átomo de hidrógeno está unido a un elemento fuertemente electronegativo principalmente O y N. La fuerte polaridad del enlace provoca la unión del hidrógeno a otro átomo electronegativo.



Las *propiedades físico-químicas de los alcoholes* (solubilidad en agua, *miscibilidad* con otras sustancias, puntos de ebullición etc.) están fuertemente determinadas por su polaridad y por la capacidad para formar enlaces de hidrógeno.

INDICACIONES AL DOCENTE

Es importante que los estudiantes dibujen las fórmulas de alcoholes alifáticos con uno o más grupos funcionales hidroxilo y que manipulen los correspondientes modelos moleculares.

También es importante que alumnos y alumnas pueden deducir que las estructuras de los miembros más simples como metanol, etanol, 2-propanol “recuerdan” a la estructura del agua.

Esta es un ocasión propicia para que el docente introduzca algunas nociones de nomenclatura, por ejemplo, en el contexto de que los grupos metilo, etilo y 2-propilo se nombran como grupos “alquilo” y se representa con la letra R. A continuación presenta algunos pocos ejemplos de moléculas y pide a los estudiantes que las nombren.

Entre ellas se puede referir a las que se reportan en la tabla que se incluye a continuación.

Es esencial que los estudiantes concluyan que los grupos funcionales determinan, en gran medida, las propiedades físicas de las sustancias orgánicas, tales como sus puntos de ebullición y solubilidades. Esta diferenciación se puede ilustrar con ayuda de una tabla, en la cual se reúnen algunas de esas propiedades para sustancias estructuralmente similares de la serie de los alcanos, haluros de alquilo y alcoholes.

Tabla

Propiedades físicas comparativas de alcoholes, haluros de alquilo y alcanos:

Compuesto	Nombre	Punto de ebullición/°C	Solubilidad en agua a 25° C
CH ₃ OH	metanol	65	infinita
CH ₃ Cl	clorometano	-24,2	0,74 g/100 mL
CH ₄	metano	-161,7	3,5mL /100 mL
CH ₃ CH ₂ OH	etanol	78,5	infinita
CH ₃ CH ₂ Cl	cloroetano	12,3	0,45 g/100 mL
CH ₃ CH ₃	etano	-88,6	4,7 mL/100 mL
CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	1-propanol	97,4	infinita
CH ₃ CH ₂ CH ₃	propano	-42,1	6,5 mL/100 mL
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	1-butanol	117,3	8 g/100 mL
CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₂ OH	1-pentanol	138	2,2 g/100 mL

Es importante que el docente verifique que los estudiantes han comprendido el significado de los encabezados, ítems y datos de la tabla. Algunas preguntas que pueden ayudar a clarificar esto son las siguientes:

- ¿Por qué el etanol se llama simplemente así, en cambio se habla del “1-propanol”?
- ¿Cuál será la fórmula del 2-pentanol?
- ¿Qué significa que la solubilidad del cloroetano en agua sea 0,45 g/100 mL?
- ¿En cuánta agua se disuelven 4,5 g de cloroetano?
- ¿Por qué se indican los datos de solubilidad a 25 °C y no, por ejemplo, a 10 °C, o simplemente no se indica la temperatura?

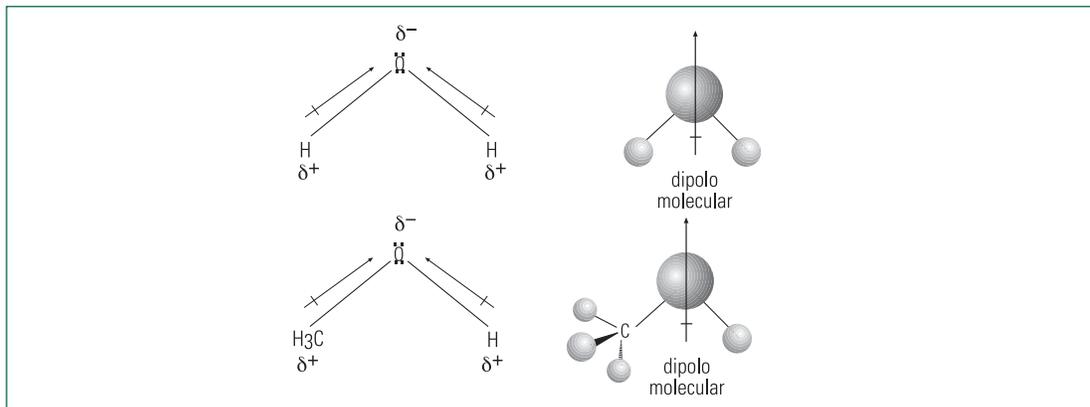
La profesora o el profesor querrá llamar la atención de los alumnos y alumnas, sobre la base de los datos de la tabla, acerca de las notables diferencias en las propiedades seleccionadas con el cambio de la funcionalidad. Los estudiantes intentarán encontrar ciertos rasgos de comportamiento que indican esas diferencias.

Es importante que el docente destaque y explique, por observación de la tabla, los siguientes aspectos:

- diferencias de solubilidad en agua entre los alcoholes constituidos por moléculas pequeñas (metanol, etanol y propanol) y los alcoholes “más grandes” 1-butanol y 1-pentanol.
- variación de la solubilidad de los alcoholes con el aumento de la longitud de la cadena hidrocarbúrica del grupo alquilo (R).
- solubilidad de los alcoholes respecto de los correspondientes hidrocarburos.
- diferencias de solubilidad entre los alcoholes y los respectivos haluros de alquilo.

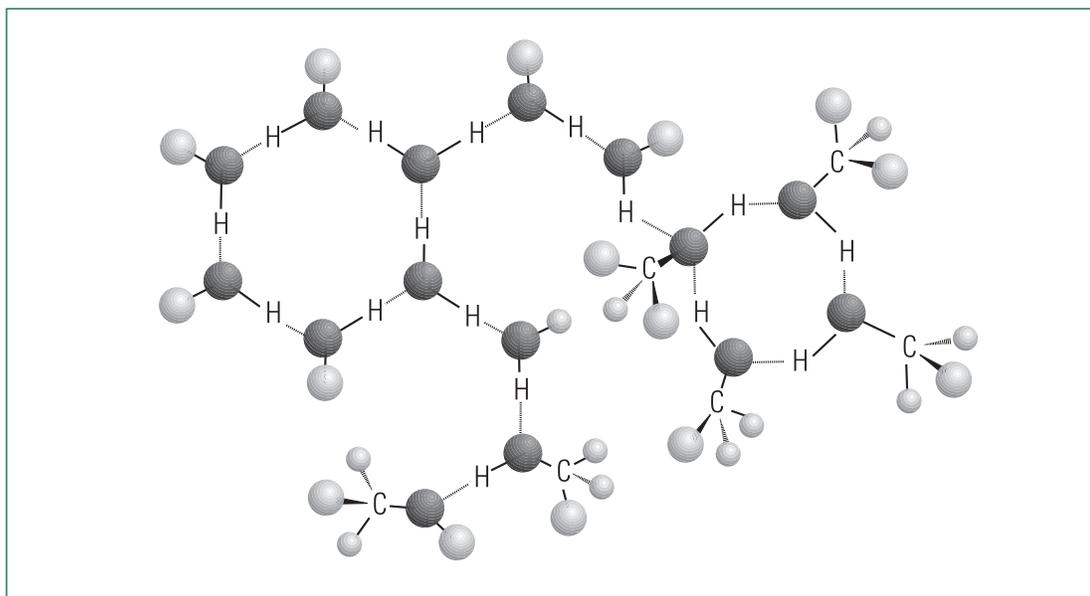
Antes de establecer cómo la función hidroxilo determina las diferencias observadas en las propiedades de estas sustancias, es necesario que los estudiantes escriban la estructura molecular del agua y del metanol y que manipulen los respectivos modelos. Luego, el docente se referirá a sus correspondientes polaridades, para luego ampliar lo aportado por los estudiantes acerca de las interacciones puente de hidrógeno.

A continuación el docente explica que es posible deducir que este tipo de interacciones marca las propiedades de las sustancias que exhiben la función hidroxilo y explica las propiedades observadas en la tabla. Para completar el análisis comparativo se debe comentar la incapacidad de los alcanos y de los haluros de alquilo para establecer asociaciones de esta naturaleza.

Estructura y polaridad molecular del agua y metanol:

Es importante que el docente muestre cómo la acentuada electronegatividad del átomo de oxígeno provoca una *distribución asimétrica de carga* en los alcoholes. Este efecto involucra una mayor atracción hacia el átomo de oxígeno de los electrones del enlace O-H, que de este modo se *polariza*. El átomo de hidrógeno, a su vez, exhibe una carga positiva parcial originándose de esta forma un *dipolo molecular*.

Las interacciones moleculares a través de puentes de hidrógeno se pueden visualizar en la siguiente figura. Las moléculas de metanol se unen entre sí y con moléculas de agua por medio de puentes de hidrógeno. La figura muestra una capa de la red tridimensional. Se debe destacar que ambos líquidos puros se ordenan en forma diferente según su estructura. Así, el agua se ordena como un hexámero (seis moléculas) en tanto que el metanol lo hace como un tetrámero (cuatro moléculas).



Es necesario que el docente comente que si se observa la solubilidad de los alcoholes de la tabla, se detecta, que con el aumento del tamaño del grupo R ocurre una disminución de la solubilidad en agua. Esta característica se atribuye al aumento del tamaño molecular del fragmento hidrocarbonado, el cual, de acuerdo a su naturaleza similar a un hidrocarburo, interfiere en la interacción del grupo hidroxilo con el agua. Puesto que los grupos R no son estructuralmente similares al agua se denominan *grupos hidrófobos*, en tanto que el grupo hidroxilo, estructuralmente similar al agua, se nombra como *grupo hidrofílico*.

En la actividad 2 sobre reactividad de haluros de alquilo se estableció que el cloruro de metilo reacciona con hidróxido de sodio dando lugar al metanol. Se deben mostrar nuevos ejemplos para generalizar esta clase de reacciones como un acceso a moléculas con la función hidroxilo.

Evaluación

En esta actividad se podrá estimar cuánto han comprendido alumnos y alumnas respecto a los siguientes conceptos y contenidos:

- Alcoholes y dependencia de su solubilidad en agua en términos de su estructura.
- Tipo de asociación o interacción que permite que los alcoholes se mezclen en variadas proporciones con el agua.
- Comprensión del significado de los términos hidrofílico e hidrófobo y su relación con la solubilidad de los alcoholes en agua.
- Comparación de las propiedades de los alcoholes con los correspondientes haluros de alquilo e hidrocarburos en función de sus grupos funcionales y estructuras.
- Importancia industrial de los alcoholes comunes (principalmente metanol y etanol).

Actividad 6

Se aplica el concepto de óxido-reducción a sustancias orgánicas y se extiende su uso a procesos redox biológicos.

Ejemplo

Se documentan sobre la reacción redox entre alcoholes y compuestos carbonílicos y experimentan con el proceso redox del *alcotest*.

- A través de una exposición de trabajos asignados por el docente, los estudiantes adquieren una visión particular sobre el reconocimiento de reacciones redox en química orgánica. Identifican estos procesos con arreglo a pérdida o ganancia de ciertos átomos.
- Desarrollan el siguiente experimento redox con un alcohol y comprenden la aplicación de esta reacción redox en el *alcotest*.

Experimento

Realización de la reacción en que se basa el *alcotest*.

A 1 mL de acetona para análisis se adicionan dos gotas de etanol y luego una gota del *reactivo de Jones* recién preparado. (Ver indicaciones al docente).

- Los estudiantes observan los cambios que suceden en la reacción, los describen e intentan interpretarlos.
- Se informan sobre qué tipo de sustancias contiene el reactivo de Jones.
- Indagan acerca de los colores de soluciones de sales que contienen cromo en el estado de oxidación seis, Cr(VI), y en estado de oxidación tres, Cr(III).
- Una vez que han agotado medios por saber qué ha sucedido, el docente aclara que el color anaranjado del reactivo se debe a compuestos que contienen cromo en estado de oxidación seis, Cr(VI), y que la solución de color azul-verdoso y el precipitado de color verde contienen compuestos de Cr(III).
- Se escribe la reacción en los siguientes términos:



- Los estudiantes interpretan y debaten acerca de qué tipo de reacción ha tenido lugar (redox).

INDICACIONES AL DOCENTE

☼ Las sales de Cr(III) son relativamente inocuas, no así las de Cr(VI). El procedimiento descrito a continuación pretende evitar la diseminación de compuestos de cromo(III) en el medio ambiente, los que eventualmente podrían ser oxidados a formas tóxicas.

El docente reunirá todas las soluciones resultantes del alcotest, separando por filtración el precipitado azul verdoso. Las soluciones serán neutralizadas con amoníaco hasta que tengan sólo un ligero olor a éste y cualquier sólido que se separe será juntado al precipitado anterior.

El sólido resultante será guardado en un frasco de vidrio, el que será claramente rotulado. Después de juntar suficiente cantidad de compuesto como para que el frasco esté lleno hasta la mitad, será mezclado con igual masa de sulfito de sodio, Na_2SO_3 , e incluido, con su envase, dentro de un bloque de concreto preparado con poca arena (cemento:arena=1:2). (La razón de agregar sulfito de sodio es que éste es un reductor, el que por reacción con Cr (VI) forma sulfato de sodio, que es inocuo). La cantidad de sólido obtenido en cada experimento es realmente muy pequeña así es que la inclusión del compuesto en concreto sólo será necesaria después de muchas sesiones de laboratorio.

Preparación del reactivo de Jones.

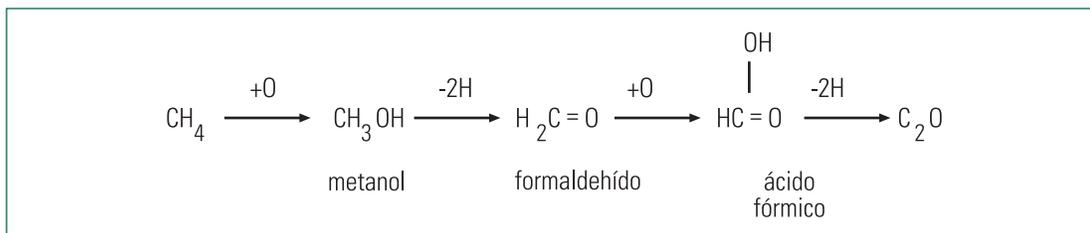
📌 El reactivo de Jones se prepara disolviendo 1 g de trióxido de cromo en 3 mL de agua destilada en un matraz Erlenmeyer de 50 mL. La disolución se enfría externamente en una mezcla hielo-agua y se adiciona, gota a gota y con agitación, 1 mL de ácido sulfúrico concentrado. Con esta solución se podrán realizar 70-80 ensayos del alcotest.

El docente debe explicar que los procesos de oxidación y reducción con moléculas orgánicas no son fáciles de reconocer en términos de ganancia y pérdida de electrones. Para simplificar el reconocimiento de esta clase de reacciones en química orgánica conviene usar los siguientes criterios:

En una *oxidación* **disminuye** el contenido de átomos de hidrógeno o se incrementa el de oxígeno, nitrógeno y halógenos.

En una *reducción* **aumenta** el contenido de átomos de hidrógeno o disminuye el de oxígeno, nitrógeno y halógenos.

La siguiente secuencia permitirá a los estudiantes visualizar la definición de oxidación. En ella se muestra, etapa por etapa, como el metano se oxida a dióxido de carbono.

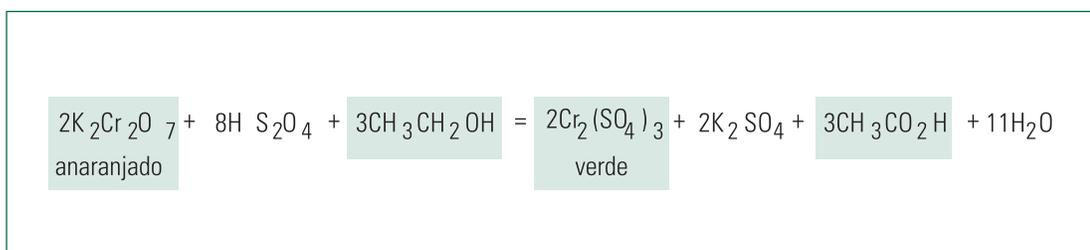


Se sugiere que el docente muestre reacciones de reducción de compuestos carbonílicos como aldehídos y cetonas en los cuales se forman los alcoholes correspondientes y muestre cómo en estos procesos se adicionan átomos de hidrógeno.

El docente supervisa el experimento de oxidación del etanol con ácido crómico y los alumnos y alumnas concluyen que el etanol se oxida puesto que pierde átomos de hidrógeno y gana átomos de oxígeno, transformándose en el ácido acético.

El docente explica a los estudiantes que es posible detectar el etanol (también metanol, que es muy tóxico) en la respiración, lo que significa una forma “indirecta” de reconocer su presencia en la sangre. Este conocimiento se aplica en el “alcotest” y se fundamenta en el cambio de color que fue observado en el experimento. A continuación se muestra la ecuación de la reacción redox de este test.

Ecuación redox del etanol con dicromato de potasio. Reacción base del alcotest:



Este test está dirigido al control de niveles de etanol en el aire espirado por los conductores de vehículos. Consiste en que el conductor infle un globo a través de un tubo que contiene $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ y H_2SO_4 impregnado sobre un soporte inerte en polvo (gel de sílice). El alcohol contenido en el aire espirado es oxidado a $\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$ (ácido etanoico o acético). Si el color verde que se desarrolla sobre el soporte sobrepasa ciertos niveles, de acuerdo a la intensidad del color, en diversos países se penaliza al conductor por el delito de conducir un vehículo habiendo ingerido alcohol. Existen equipos muy sofisticados capaces de detectar alcohol sin que otras sustancias presentes en la respiración interfieran en la medición.

Evaluación

En esta actividad interesa evaluar, principalmente, lo aprendido en cuanto a:

- La relación entre la definición de reacción redox abordada en la Unidad 2 y la forma en que en química orgánica se comprende este tipo de reacciones. La reacción química en que se basa el alcotest, su importancia social y valoración del aporte de la química a la prevención de accidentes provocados por conductores de vehículos.
- La importancia de reacciones redox para la desintoxicación del cuerpo humano.

Esta última actividad podrá ser también una ocasión propicia para evaluar no sólo los conocimientos y las destrezas adquiridas durante el curso, sino que muy especialmente:

- La capacidad de los alumnos y alumnas para integrar conocimientos.
- La habilidad de relacionar entre sí los contenidos de las diferentes unidades y los aprendizajes de la química logrados hasta este momento.
- La valoración de la importancia de los aprendizajes obtenidos, dando ejemplos que permitan ilustrar su relación con otras ciencias, particularmente con la biología, bioquímica, medicina y con el cuidado del medio ambiente.
- El criterio para decidir con fundamentos y buenas razones cuándo una aplicación tecnológica es claramente beneficiosa y cuándo su utilidad es al menos cuestionable.
- La valoración del conocimiento científico, en particular de la química, por sí mismo, independientemente de las aplicaciones que puedan derivarse de aquél.

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 es necesario remitirse a las indicaciones al docente y a la bibliografía.

Glosario

CALOR

Es un *flujo de energía* que se produce entre cuerpos que se hallan a diferente temperatura. (Recordar lo aprendido en física en relación a las formas en que se transfiere calor: conducción, convección y radiación).

DISMUTACIÓN

Proceso de oxido-reducción interno, en el que un átomo en un compuesto se oxida en tanto que otro (s) átomo(s) del mismo tipo se reduce(n).

EFEECTO ESTÉRICO

Influencia sobre la velocidad relativa de reacción del arreglo espacial de átomos o grupos en el sitio de reacción o próximo a éste que retarda o prácticamente impide la reacción.

ELECTRÓFILO

Especie que presenta alguna deficiencia de electrones o que tiene carga positiva y que se enlaza a átomos, particularmente carbono, en especies de alta densidad de carga electrónica o con carga negativa.

ENERGÍA INTERNA

Comprende todas las formas de energía de un sistema y se compone de las energías propias de las partículas y de sus interacciones.

ENERGÍA LIBRE, G.

Función de estado termodinámica que permite determinar la dirección en que ocurre un proceso en forma espontánea. Se define formalmente $G = H - TS$, en la que H es la entalpía del sistema, T su temperatura absoluta (en grados Kelvin) y S su entropía.

ENTALPÍA, H.

Función de estado termodinámica que se define formalmente como $H = E + PV$, en donde E es la energía interna del sistema, P su presión y V el volumen que éste ocupa.

ENTORNO

Es la parte externa de un sistema termodinámico y que junto a éste conforma el universo.

ENTROPÍA, S.

Función de estado termodinámica que se relaciona con el *grado de ordenamiento* del sistema.

ESPONTANEIDAD

Un proceso es termodinámicamente espontáneo cuando ocurre en una determinada dirección, si un sistema es abandonado a su suerte. Todos los procesos que ocurren con una disminución de la llamada energía libre son espontáneos¹.

ESTABILIDAD CINÉTICA

Se dice que una sustancia o sistema es cinéticamente estable frente a una transformación dada, si ella ocurre con una velocidad muy pequeña.

ESTABILIDAD TERMODINÁMICA

Un sistema es termodinámicamente estable frente a un proceso determinado si éste no ocurre en forma espontánea ($\Delta G > 0$).

ESTADO DE EQUILIBRIO

Estado de un sistema en el que las variables de estado se mantienen indefinidamente inalteradas mientras no se cambien las condiciones del entorno.

1. Lo anterior no implica necesariamente que dichos procesos sean rápidos, de hecho muchos procesos espontáneos son muy lentos, por ejemplo, la combustión de alcohol, gasolina o queroseno ocurre con extrema lentitud en ausencia de un aporte de calor como el generado por una chispa o llama.

ESTADO O NÚMERO DE OXIDACIÓN

Se define formalmente, para un átomo en un compuesto binario, como el número de electrones que gana o pierde dicho átomo para formar un compuesto.

ESTEREOQUÍMICA

Representación de una molécula en el espacio tridimensional, de modo que refleja la real ubicación de sus átomos o grupos atómicos.

FUNCIÓN DE CAMINO

Función cuyo valor depende del camino o manera en que un sistema es llevado de un estado a otro.

FUNCIÓN DE ESTADO

Función cuyo valor depende del estado actual de un sistema y no de su historia previa. Las principales funciones de estado son la energía interna, la entalpía, la entropía y la energía libre.

IRREVERSIBILIDAD

En un sentido no riguroso² alude a la calidad de procesos (irreversibles) en un sistema que ocurren cuando se alteran las condiciones del entorno, en una dirección pero no en dirección contraria³.

MECANISMO DE REACCIÓN

Descripción de una secuencia de eventos que se postula que ocurren a nivel molecular cuando los reactantes se transforman en productos.

MÉTODO DEL ION ELECTRÓN

Procedimiento de igualación que se aplica primero, independientemente, a las ecuaciones de las semi-reacciones de oxidación y de reducción. En una segunda etapa éstas se relacionan para representar la reacción completa de óxido-reducción (o redox), cuidando que el número de electrones cedidos en la semirreacción de oxidación sea igual al número de electrones aceptados en la reducción.

NUCLEÓFILO

Especie que presenta un par electrónico no compartido o con carga negativa, que específicamente ataca a un átomo, generalmente de carbono, de una molécula que exhibe baja densidad de carga electrónica o carga positiva.

OXIDACIÓN

Proceso que involucra, formalmente, la cesión de uno o más electrones por parte de un átomo (o un grupo de átomos). Se dice que éste (o éstos) se oxida(n).

POLARIDAD DE ENLACE

Propiedad permanente de un enlace la que se manifiesta por una separación parcial de carga eléctrica determinada por la diferente electronegatividad de los átomos unidos.

PRESIÓN

Variable de estado de un sistema termodinámico que se relaciona, en un gas, con el número de choques y cantidad de movimiento

2. En un sentido riguroso de la termodinámica la definición anterior es inaceptable.

3. Si se evapora un líquido en un sistema cerrado, el vapor se puede condensar y volver al estado líquido: este es un cambio reversible. Si se combustiona un trozo de madera, los productos de combustión no podrían combinarse espontáneamente y formar nuevamente un trozo de madera. (En la naturaleza la transformación ocurre por acción de la luz solar en el proceso de fotosíntesis, pero el proceso jamás ocurriría sin aporte de luz y sin la intervención de complejas estructuras vegetales).

promedio de éstos, cuando las partículas constituyentes impactan sobre una superficie unitaria en la unidad de tiempo, por ejemplo, sobre 1 cm² en 1 segundo.

PRINCIPIO CERO DE LA TERMODINÁMICA

Enuncia la condición de equilibrio térmico entre sistemas. Dos sistemas que se encuentran en equilibrio térmico con un tercero, también están en equilibrio térmico entre sí.

PRIMER PRINCIPIO DE LA TERMODINÁMICA

Es una reformulación del principio de conservación de la energía y establece que la variación de energía interna de un sistema se calcula conociendo el calor y trabajo intercambiado por el sistema.

PROCESO

Transformación que ocurre en un sistema.

PROCESO ENDOTÉRMICO

Proceso en el que el sistema absorbe calor desde el entorno.

PROCESO EXOTÉRMICO

Proceso en el cual el sistema libera calor al entorno.

PROCESO ESPONTÁNEO

Es todo proceso que ocurre con una disminución de su energía libre.

PROCESO IRREVERSIBLE

Es todo proceso que ocurre, en un sistema aislado, en una dirección determinada y que no se puede revertir al someter al sistema a condiciones similares a las que existían antes de ocurrir dicho proceso⁴.

PROCESO REVERSIBLE

Proceso que ocurre en un sistema aislado y que se puede revertir cuando se le somete a las condiciones iniciales.

REDUCCIÓN

Proceso que significa, formalmente, la captación de uno o más electrones por parte de un átomo o grupo de átomos. Se dice que éste o éstos se reduce(n).

SEMIRREACCIÓN

Es un proceso en que imaginariamente transcurre produciéndose en él la oxidación o la reducción de un átomo en una reacción redox.

SISTEMA

Región del universo separado de éste por un borde o límite, real o imaginario.

SISTEMA ABIERTO

Es todo sistema que permite transferencia de masa y energía con el entorno.

SISTEMA AISLADO

Se denomina así a todo sistema que no intercambia materia ni energía con el alrededor.

SISTEMA CERRADO

Un sistema cerrado sólo intercambia energía con el alrededor.

SISTEMA NO REACTIVO

Sistema que respecto de un proceso determinado no sufre transformación química.

SUSTITUCIÓN NUCLEOFÍLICA

Reacción iniciada por un nucleófilo en la que éste reacciona con un sustrato o reactante reemplazando un átomo que es expulsado como anión.

4. Ver notas de la definición de irreversibilidad.

TEMPERATURA

Es una variable *de estado*, que según el modelo cinético-molecular es una medida de la energía cinética o grado de agitación de las moléculas.

TERMODINÁMICA

Es el estudio de los sistemas en relación a la factibilidad de los procesos que ocurren en ellos y a los intercambios de energía que en una transformación, cualquiera sea su naturaleza, tiene lugar entre el sistema y su entorno.

TITULACIÓN

Adición controlada de una disolución de concentración exactamente conocida (o estandarizada) a una disolución de concentración desconocida, con el objeto de determinar el contenido o la concentración de una especie que reacciona con otra de la primera.

VARIABLES DE ESTADO

Conjunto de magnitudes que definen completamente el estado o condición termodinámica en que se encuentra un sistema. A partir de ellas es posible determinar cualquier propiedad (función de estado) del sistema.

Bibliografía

- American Chemical Society (1998). *QuimCom: Química en la comunidad*. Editorial Addison Wesley Longman, México.
- Bailey Philip S., Jr., Bailey Christina A. (1998). *Química Orgánica. Conceptos y Aplicaciones*. 5ª edición, Prentice Hall.
- Chang, Raymond (1999). *Química*. McGraw-Hill Interamericana, México, 6ª ed.
- Ramsden, E. N. (1992). *A-Level chemistry*. Stanley Thornes Publishers Ltd. England.
- Smoot, R., Price, J. y Smith, R. (1988). *Química: un curso moderno. Manual de laboratorio*. Merrill Publishing Co. EEUU.
- Solís Correa, H. (1994). *Nomenclatura química*. McGraw-Hill Interamericana. México.
- Solomon, Graham T.W. (1997). *Fundamentals of Organic Chemistry*. 5th Edition, John Wiley & Sons, Inc.
- Vega de Kuyper, J. C. (1997). *Manejo de residuos de la industria química y afín*. Ediciones Universidad Católica de Chile. Santiago, Chile.
- Zumdahl, Steven S. (1992). *Fundamentos de química*. McGraw-Hill Interamericana, México.
- <http://library.thinkquest.org/3659/thermodyn/>
Conceptos básicos de termodinámica; en inglés.
- <http://www.chem.uci.edu/instruction/applets/bounce.html>
Simulación que provee un enfoque elemental a la 2ª ley de la termodinámica; en inglés.
- <http://www.geocities.com/CapeCanaveral/Hangar/2976/entropia.html>
Enfoque elemental al concepto de entropía.
- <http://www.geocities.com/Athens/Forum/7049/pilas.htm>
Información general sobre pilas.
- <http://members.tripod.com/ikassal/predict.html>
Potenciales redox para una gran cantidad de semirreacciones, que permite predecir la factibilidad de reacciones de óxido-reducción.
- http://www.chem.uci.edu/education/undergrad_pgm/applets/sim/simulation.htm
Simulación de colisiones moleculares para una reacción reversible del tipo $A+B = C+D$; en inglés.
- <http://www.unidata.ucar.edu/staff/blynds/acerca.html>
Conceptos básicos acerca de la temperatura; en español.

<http://members.aol.com/ChangChem3/CALbasicRORlab.html#12choice>

Excelente sitio para la cinética química. Contiene, entre otros tópicos: catálisis, teoría de colisiones, cinética elemental. En particular lo siguiente:

Efecto de un catalizador sobre la reacción de descomposición de peróxido de hidrógeno
Efecto de la concentración de tiosulfato sobre la reacción con ácido clorhídrico
Efecto del tamaño de partícula sobre la velocidad de reacción del carbonato de calcio con ácido clorhídrico.

<http://wizard.pharm.wayne.edu/biochem/enz.html>

Catálisis enzimática básica; en inglés.

http://www.rolac.unep.mx/indusamb/esp/ozono/ozono_e.htm

Información sobre la capa de ozono.

<http://www.cbb.ulpgc.es/quimica/usuarios/organica>

Curso básico de química orgánica; en español.

<http://encarta.msn.com/find/concise.asp?ti=00e89000>

Revisión de la química orgánica; en inglés.

<http://www.sci.ouc.bc.ca/chem/molecule/molecule.html>

Modelos moleculares de la Universidad de Okanagan, Canadá; en inglés.

(Sólo pueden ser vistos con los *plug-in* apropiados).

<http://www.monografias.com/Quimica/>
Diversas monografías de química que pueden ser de interés; en español.

<http://www.congreso.cl/biblioteca/estudios/cometilo.htm>

Monografía acerca de problemas derivados del uso del bromuro de metilo en la agricultura.

http://chemistry.Gsu.Edu/post_docs/koen/worgche.shtml

http://chemistry.Gsu.Edu/post_docs/koen/wtutoria.html

Recursos generales de información para química orgánica; en inglés.

Nota. Las páginas web deben ser cuidadosamente revisadas por el docente, ya que suelen no estar exentas de errores.

Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios Primer a Cuarto Año Medio

Objetivos Fundamentales

1^o

Primer Año Medio

Los alumnos y las alumnas desarrollarán la capacidad de:

1. Conocer el origen químico de algunos procesos del mundo natural y del mundo creado por el ser humano.
2. Realizar mediciones exactas y precisas a través de actividades experimentales y apreciar su importancia para el desarrollo de la ciencia.
3. Distinguir las propiedades físicas y químicas de distintos materiales y conocer las modificaciones y límites en que ellas pueden variar.
4. Experimentar, observar y analizar procesos químicos en contextos diversos.
5. Discriminar la calidad de información pública sobre asuntos vinculados a la química, valorando la información precisa y objetiva.
6. Sensibilizarse acerca de los efectos de la acción de la sociedad sobre el medio ambiente y valorar el aporte que puede hacer la química a la resolución de los problemas medioambientales.

2^o

Segundo Año Medio

Los alumnos y las alumnas desarrollarán la capacidad de:

1. Comprender los aspectos esenciales del modelo atómico de la materia.
2. Conocer el desarrollo histórico del modelo atómico de la materia y apreciar el valor explicativo e integrador de los modelos en ciencia.
3. Relacionar la estructura electrónica del átomo con su capacidad de interacción con otros átomos.
4. Reconocer la presencia de compuestos orgánicos e inorgánicos en el contexto cotidiano y entender las nociones esenciales de la química orgánica.
5. Representar moléculas orgánicas mediante modelos tridimensionales y reconocer los grupos funcionales.
6. Preparar disoluciones de concentración conocida y relacionarlas con sus propiedades físicas y químicas.
7. Recolectar, sintetizar y exponer información en forma oral y escrita acerca de procesos químicos.

3^o

Tercer Año Medio

Los alumnos y las alumnas desarrollarán la capacidad de:

1. Comprender conceptos básicos de reactividad y equilibrio químico y relacionarlos con reacciones químicas espontáneas del entorno.
2. Conocer los fundamentos de la estequiometría y hacer cálculos estequiométricos.
3. Entender los fundamentos de la cinética y describir fenómenos cinéticos simples.
4. Realizar mediciones controlando más de una variable, valorando la veracidad y rigurosidad en la investigación científica.
5. Entender los factores que afectan la reactividad en química orgánica.
6. Investigar e integrar información de fuentes bibliográficas científicas.

4^o

Cuarto Año Medio

Los alumnos y las alumnas desarrollarán la capacidad de:

1. Comparar diferentes fuentes de energía desde un punto de vista químico y valorar su importancia para la vida.
2. Entender la relación entre la estructura y las propiedades macroscópicas de los materiales; apreciar el aporte de los nuevos materiales a la calidad de vida de las personas.
3. Interpretar el origen químico de procesos naturales de su entorno.
4. Comprender y valorar la investigación química como una estrategia para el desarrollo de la humanidad.
5. Analizar críticamente las potencialidades de la química creada por el ser humano y sus consecuencias para la vida.
6. Debatir asuntos que suscitan controversia, en forma fundamentada y con respeto a la diversidad.
7. Apreciar globalmente a la química como una disciplina científica y evaluar la responsabilidad social del trabajo científico.

Contenidos Mínimos Obligatorios

1^o

Primer Año Medio

1. El agua

- Relación entre el grado de pureza y los usos del agua; evaporación y destilación de mezclas líquidas; agua destilada.
- Interpretación de los procesos naturales y artificiales de purificación, recuperación y contaminación del agua.
- Explicación de los cambios químicos ocurridos en la reacción de descomposición de agua, a partir de medidas de los volúmenes de los gases obtenidos.

2. El aire

- Detección experimental de CO_2 , H_2O , y O_2 en el aire.
- Observación de la compresibilidad y difusividad de los gases y su explicación a partir de la teoría particulada de la materia.
- Redacción de un informe acerca de los efectos sobre el ecosistema de los componentes químicos de las emanaciones gaseosas de los volcanes y géiseres.
- Realización de un debate acerca de las ventajas y desventajas del uso del gas natural como fuente de energía.
- Variación estacional de la composición y calidad del aire; discusión de evidencias en información pública, periódica y especializada.

2^o

Segundo Año Medio

1. Modelo atómico de la materia

- Constituyentes del átomo; descripción de los modelos atómicos precursores del modelo actualmente aceptado; modelo atómico de la materia: orbital atómico, número atómico, configuración electrónica.
- Descripción cualitativa de las propiedades del electrón: su carga, masa, espín.
- El átomo; su variedad; abundancia relativa de las distintas especies en el universo. Sus dimensiones comparadas con la materia macroscópica.
- Propiedades periódicas de los elementos: volumen y radio atómico; energía de ionización; afinidad electrónica y electronegatividad, usando la Tabla Periódica actual.

- Observación experimental de algunas propiedades periódicas macroscópicas: punto de fusión, punto de ebullición, reactividad química.

3^o

Tercer Año Medio

1. Reactividad y equilibrio químico

- Factores energéticos asociados a la reactividad y al equilibrio químico; espontaneidad, energía libre y entropía; reacciones exotérmicas y endotérmicas; estequiometría.
- Observación y clasificación de al menos dos clases de reacciones químicas que ocurran espontáneamente en el entorno inmediato.
- Explicación de reacciones de oxidación y de reducción; estado de oxidación; balanceo de ecuaciones redox; introducción a la electroquímica.
- Realización de experimentos con reacciones ácido base; concepto de titulación; cálculos de pH.

2. Cinética

- Medición de la velocidad de una reacción simple, a lo menos a dos temperaturas y a dos concentraciones iniciales de reactivos; determinación del orden de reacción; cálculo de las constantes de velocidad; estimación de la energía de activación.
- Introducción a los mecanismos de reacción; reacciones químicas reversibles y equilibrio químico.
- Composición química y características físicas de catalizadores de uso en la vida cotidiana.
- Redacción de un ensayo de no más de 300 palabras acerca de la influencia de la temperatura en las reacciones de descomposición de los alimentos.

4^o

Cuarto Año Medio

1. Fuentes de energía

- Elaboración de un informe comparativo de distintas fuentes de energía naturales y artificiales, desde la reacción química de fotosíntesis de la glucosa hasta la energía nuclear.
- Evaluación de las perspectivas de las celdas fotovoltaicas y del hidrógeno solar como fuentes de energía limpia.
- Fundamentación química de dispositivos de almacenamiento y transporte de energía de naturaleza química (batería, pila).

2. Nuevos materiales

- Polímeros; estructura y propiedades macroscópicas; preparación de un polímero de uso doméstico y elaboración de un informe acerca de la relación de su estructura con las propiedades macroscópicas observadas.
- Descripción fundamentada de los métodos de preparación y usos de al menos cinco nuevos materiales que hayan mejorado significativamente la calidad de vida de las personas

f. Interpretación química de la causa del adelgazamiento de la capa ozono, de la lluvia ácida y del efecto invernadero.

3. El petróleo

- Los orígenes del petróleo; nombres comerciales y usos de los productos de su destilación; grado de acidez e índice de octano del petróleo; octanaje de la gasolina.
- Comprobación experimental de que los combustibles comerciales derivados del petróleo son mezclas de compuestos químicos.
- Producción, consumo y reservas a nivel nacional y mundial; necesidad de sustitutos.

4. Los suelos

- Clasificación experimental de los suelos por sus propiedades.
- Análisis crítico acerca de la conservación de los suelos; prevención de su contaminación.
- Mineralogía: cristalinos; minerales metálicos y no metálicos; minerales primarios y secundarios; distribución geográfica de los minerales en Chile.
- Recopilación de antecedentes y realización de un debate acerca del Cu en Chile: pureza, usos y perspectivas; composición química y características físicas de sus minerales; otros productos de la extracción de Cu, especialmente el Mo.

2. El enlace químico

- Fundamentación de la Teoría del Enlace de Valencia; energía de enlace.
- Enlaces iónicos, covalentes y de coordinación.
- Descripción de ángulo de enlace, isomería.
- Representación tridimensional de moléculas iónicas y covalentes.

3. Química orgánica

- Caracterización de los grupos funcionales; introducción a la nomenclatura de compuestos orgánicos.
- Representación mediante modelos tridimensionales, de al menos 25 moléculas y macromoléculas orgánicas con creciente grado de complejidad, con distintos grupos funcionales y diferentes usos en la vida diaria; esteoquímica.
- Realización de un debate informado acerca de los usos actuales y potenciales de compuestos orgánicos industriales, domésticos, farmacéuticos y decorativos.
- Recolección de información y redacción de un ensayo acerca de la contribución de la química orgánica al bienestar de las personas.

- Aspectos estequiométricos y energéticos de reacciones de oxidación de moléculas de proteínas, azúcares y grasas; de pirólisis de moléculas constituyentes del petróleo.
- Destilación de una bebida alcohólica y estimación del grado alcohólico.

3. Reactividad en química orgánica

- Fundamentos de las reacciones químicas de compuestos orgánicos: grupos funcionales y reactividad; efectos electrónicos y estéricos.
- Investigación y redacción de un informe analítico acerca de investigaciones actuales de síntesis orgánica.
- Análisis de la contribución de la química orgánica a la producción y almacenamiento de alimentos; aditivos alimentarios; sustancias tóxicas en los alimentos.

3. Química en el mundo natural

- Separación cromatográfica de colorantes y perfumes en una especie de vegetal.
- Fundamentación química de procesos naturales de purificación de agua.
- Análisis de las características químicas y físicas de la atmósfera, hidrósfera y litósfera.

4. Química en el contexto creado por el ser humano

- Fundamentación química de la necesidad de sustitutos de los clorofluorocarbonos (CFC), capaces de frenar el adelgazamiento de la capa de ozono; descripción de catalizadores capaces de disminuir la lluvia ácida y el efecto invernadero.
- Redacción de un informe analítico acerca de normas de protección del medio ambiente, a partir de documentos oficiales y bases de datos, preparados por organismos nacionales e internacionales.
- Realización de al menos dos visitas a laboratorios, centros de investigación, industrias o universidades de la zona y redacción de un informe detallado acerca de los procesos químicos observados y el entorno social en que se desarrollan.

- Realización de un foro panel acerca de efectos beneficiosos y perjudiciales de la química creada por el ser humano.

5. Los procesos químicos

- a. Observación directa de procesos de obtención de materiales químicos comerciales en industrias de la zona.
- b. Redacción y exposición de un informe acerca de la secuencia de etapas de los procesos observados y de la dependencia del valor comercial y el grado de pureza de los materiales obtenidos.
- c. Contribución de los grandes procesos industriales químicos al desarrollo económico de Chile; perspectivas de desarrollo de la química fina en Chile.
- d. Análisis crítico acerca de la conservación de recursos materiales y energéticos de la Tierra.

6. Los materiales

- a. Manipulación y clasificación de materiales según: conductividad térmica, conductividad eléctrica, inflamabilidad, rigidez, dureza, color y reactividad química frente a diversos agentes.
- b. Comprobación y fundamentación de la reversibilidad de cambios químicos y físicos de los materiales.
- c. Comparación experimental de diferentes técnicas de separación de materiales: tamizado, filtrado, cromatografiado, destilado.

4. Disoluciones químicas

- a. Concepto de mol; preparación de al menos cinco disoluciones molares de distinta concentración y con diferentes solutos; solubilidad; realización de cálculos estequiométricos.
- b. Concepto de acidez y de pH; estimación de la acidez de disoluciones iónicas usando papel indicador; explicación del comportamiento de disoluciones amortiguadoras del pH.
- c. Propiedades coligativas y usos en el contexto cotidiano.

*“...haz capaz a tu escuela de todo lo grande
que pasa o ha pasado por el mundo.”*

Gabriela Mistral



www.mineduc.cl