

Química

Programa de Estudio
Segundo Año Medio



Química
Ciencias Naturales

Programa de Estudio
Segundo Año Medio



Química / Ciencias Naturales
Programa de Estudio, Segundo Año Medio, Formación General
Educación Media, Unidad de Curriculum y Evaluación
ISBN 956-7933-25-1
Registro de Propiedad Intelectual N° 111.798
Ministerio de Educación, República de Chile
Alameda 1371, Santiago
Primera Edición 1999
Segunda Edición 2004

Santiago, octubre 1999

Estimados profesores:

EL PRESENTE PROGRAMA DE ESTUDIO de Segundo Año Medio 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, a partir del año escolar del 2000.

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 Segundo Año Medio 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 Segundo 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 Segundo 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.



José Pablo Arellano Marín
Ministro de Educación

Presentación	9
Objetivos Fundamentales Transversales y su presencia en el programa	13
Objetivos Fundamentales	16
Cuadro sinóptico: Unidades, subunidades y distribución temporal	17
Unidad 1: Modelo atómico de la materia y enlace químico	18
Actividades	22
Unidad 2: Química orgánica	54
Actividades	57
Unidad 3: Disoluciones	70
Actividades	73
Anexo 1: Ejemplos de actividades de evaluación	99
Anexo 2: Materiales y reactivos	113
Glosario	117
Bibliografía	121
Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios	
Primer a Cuarto Año Medio	123

Presentación

EL PROGRAMA DE QUÍMICA para el Segundo Año de Educación Media ha sido organizado en tres unidades que comprenden los temas: modelo atómico de la materia y enlace químico, química orgánica y disoluciones.

La Unidad 1 *modelo atómico de la materia y enlace químico*, se concentra en la enseñanza de la estructura electrónica del átomo y del enlace químico. Dicha estructura es clave para la comprensión del ordenamiento que ocupan los elementos químicos en el sistema periódico.

El estudio de algunas propiedades periódicas completa el marco conceptual que sitúa al sistema periódico como referente para organizar y sistematizar una gran cantidad de información acerca de las propiedades físicas y químicas de los elementos y compuestos.

El enlace químico entre átomos de igual o de distinta naturaleza, determinada por su configuración electrónica externa, se describe por medio de las estructuras de Lewis. Se esbozan así los modelos de enlace iónico y covalente, a los que se agrega una descripción muy simple del enlace metálico.

Se debe reconocer que en el estudio de los modelos atómicos y del enlace químico no es frecuente hacer, sin caer en aproximaciones inapropiadas, una relación simple y clara de la estructura microscópica de la materia con las propiedades macroscópicas de materiales encontrados en la vida diaria. Considerando esto, siempre que resulta posible, el programa sugiere actividades experimentales o analogías de procesos microscópicos.

La *química orgánica*, tema de la Unidad 2, se organiza a partir de la idea de que, en el sistema periódico, el carbono es un elemento sin-

gular y que en sus combinaciones con hidrógeno y con otros elementos genera millones de compuestos con muy variadas estructuras y propiedades.

La importancia del carbono y de la química orgánica para el ser humano se hará evidente a los alumnos y alumnas cuando comprendan que los diferentes seres vivos, del reino animal, y ellos mismos, así como los organismos de los otros reinos (vegetal, fungi, mónera y protista) igualmente están constituidos por sustancias orgánicas a base de carbono. Se destacará también el hecho de que la mayoría de los productos naturales y sintéticos usados en la vida diaria contienen compuestos orgánicos.

En la Unidad 3, dedicada a las *disoluciones*, se abordan actividades que de manera aún más concreta que en las unidades anteriores, relacionan la química con el quehacer de los estudiantes, con el trabajo en la industria química y farmacéutica y con las reacciones químicas realizadas en un laboratorio.

El estudio de las disoluciones les permitirá entender que, con poca frecuencia, las reacciones químicas ocurren por mezcla directa de los compuestos químicos puros. Por el contrario, en general se dispone de dichos compuestos en forma de mezclas que contienen una o más especies de una sustancia (solute) disuelta en un medio (solvente). El estudio de las disoluciones será una valiosa ayuda para una mejor comprensión de la química del medio ambiente, vista en el programa de 1º Medio, ya que el aire y las aguas de mares, ríos y lagos son disoluciones.

El programa concluye con el estudio de las propiedades coligativas de las disoluciones y, se-

guramente, éste será un tema interesante para los alumnos y alumnas, por sus múltiples aplicaciones, y porque permite la comprensión de diferentes fenómenos de la vida cotidiana.

En el glosario agregado al final del programa se han excluido los términos que aparecen en el glosario del programa de 1° Medio. Aquél podrá ser de utilidad al docente, pero en caso alguno está destinado a ser memorizado por los estudiantes.

Es posible que el presente programa pudiera aparecer algo denso, pero es importante que el profesor o profesora tenga presente que muchos de los conceptos aquí usados son ya conocidos por los estudiantes, si bien de manera muy elemental. Así, por ejemplo, el modelo atómico y los conceptos de elemento, compuesto y molécula fueron introducidos en NB5 (7° Año Básico). Por otra parte, en NB6 (8° Año Básico) los alumnos y alumnas conocieron la ley de conservación de la masa aplicada a reacciones químicas y adquirieron una noción elemental de ácido y base.

En cada una de las unidades del programa se especifican los contenidos que se abordan en ellas y los aprendizajes esperados que se deben lograr durante su desarrollo. Para la consecución de estos objetivos el programa ofrece:

- **Actividades genéricas**, las cuales deben realizarse obligatoriamente. Estas actividades integran los contenidos cognitivos y las habilidades que se espera que el alumnado aprenda. Son formulaciones generales que pueden adoptar distintas formas de realización.
- **Ejemplos**, que ilustran una forma posible de trabajar las correspondientes actividades. Cada uno incluye el procedimiento a seguir para su realización y puede ser llevado a cabo tal cual está indicado en el programa, modificado parcialmente o reemplazado por otro que, alcanzando los mismos propósitos, se considere más apropiado.

- **Indicaciones al docente**, que orientan el desarrollo de la actividad, entregan información adicional y, en ocasiones, sugieren actividades complementarias.
- **Ejemplos de actividades de evaluación**, (Anexo 1) consistentes en conjuntos de preguntas y sugerencias de cómo evaluar los aprendizajes esperados de la unidad.

Con respecto a la evaluación es importante señalar que ésta no debe centrarse en probar si el alumnado ha memorizado información sino más bien en la verificación del grado de entendimiento, razonamiento y aplicación del conocimiento, es decir, las habilidades que se logran a través de la indagación e investigación. La evaluación puede realizarse de diversas maneras. Además de las pruebas escritas convencionales, debe evaluarse a través de presentaciones orales, de la confección de portafolios (carpetas), de la realización de entrevistas, informes de investigación, breves resúmenes o ensayos escritos y también por la realización de actividades experimentales. La evaluación formativa es crucial para detectar dificultades durante el estudio y la evaluación sumativa contribuye a elaborar un resumen de conocimientos.

A diferencia del año anterior, en que el estudio de la química estuvo centrado en el medio ambiente, concreto y tangible, este año se focaliza preferentemente en modelos o teorías, es decir, en imágenes o conceptos relativamente abstractos. De aquí que los modelos, como creaciones humanas, deban ser enseñados en ese contexto: su concepción, evolución y, desde luego, las dudas que acompañaron a su frecuentemente polémica interpretación.

En relación con esto, el programa enfatiza que el estudio de los temas desarrollados en sus tres unidades se centre en la actividad de los alumnos y alumnas, buscando interesarlos y motivarlos para que se inicien en la aventura de comprender la química no sólo desde el punto

de vista fenomenológico, sino que también histórico. Es importante, por ejemplo, que desde el comienzo del estudio del programa se conciben los diferentes modelos atómicos y de enlace como el resultado de un proceso que ha ido desarrollándose a lo largo de la historia de la humanidad.

Los estudiantes de Segundo Año de Educación Media, situados ya en la adolescencia, ansían comprender el mundo que los rodea para entenderse a sí mismos. En esta búsqueda hay, generalmente, una expectativa casi metafísica, que quiere ir a las causas primeras. Por eso, a los jóvenes les resultaría frustrante conocer la estructura de la materia como un mero conjunto de modelos teóricos, que por su misma elaborada naturaleza, puede resultar poco comprensible. Por ello, en este nivel, se debe insistir en la importancia de abordar el estudio de la química de una manera integrada, esto es, como el resultado de un proceso dinámico que ya tiene una historia de miles de años y que posee, entre otras, implicaciones éticas, sociales, económicas y filosóficas.

Es importante que en el programa el estudio de la química no enfatice su aspecto utilitario, sino más bien que la química y la ciencia en general nos permiten una cierta comprensión del mundo natural y del lugar que el ser humano ocupa en la naturaleza.

A lo largo del año, las actividades experimentales deberán ser frecuentes y estarán acompañadas, cuando la ocasión lo requiera, por la elaboración de informes con una estructura ordenada que trate en forma explícita y clara el tema a estudiar, los antecedentes bibliográficos o de otro tipo, los resultados, la discusión con utilización de recursos gráficos, tablas y esquemas, las conclusiones y una reseña correcta de las fuentes bibliográficas usadas. Es importante, también, promover la investigación bibliográfica, especialmente cuando la naturaleza de los contenidos no sea apropiada para desarro-

llar una actividad experimental, y organizar breves disertaciones sobre temas relacionados con dichos contenidos.

Es imprescindible que antes del inicio de las actividades experimentales, el docente dé a conocer a los estudiantes algunas normas generales del manejo de materiales y reactivos de laboratorio, de seguridad y prevención de accidentes.

Durante la actividad el profesor o profesora observará y velará porque los estudiantes manipulen con atención y seguridad los equipos y materiales de laboratorio; observen y registren los resultados; sigan las instrucciones y desarrollen una disposición favorable hacia el trabajo en equipo. Se pretende, de esta forma, educar gradualmente a los alumnos y alumnas en lo referente al trabajo de laboratorio.

También es recomendable distribuir tareas. Por ejemplo, en caso que las soluciones de los reactivos deban ser preparadas en el establecimiento, asignar esta tarea a los estudiantes y diseñar en conjunto la(s) tabla(s) de resultados, antes de la actividad propiamente tal.

El cuidado del medio ambiente ocupa un lugar importante en los programas de química, que se proponen educar responsable y consecuentemente a nuestra juventud, no sólo en el ámbito de la química sino que también en el aprendizaje y ejercicio de una relación de respeto y cuidado consigo misma y con la sociedad. Por ello, el docente cuidará que las sustancias utilizadas en la experimentación en cada una de las unidades del programa no sean dañinas a la salud de los alumnos o alumnas ni puedan involucrar daño para el medio ambiente. Así, por ejemplo, evitará el uso de compuestos clorados tales como cloroformo, tetracloruro de carbono, 1,2-dicloroetano o clorobenceno; compuestos nitrados, como nitrobenzeno o nitrometano y compuestos de elementos de reconocida toxicidad como plomo, cadmio, mercurio, cromo (VI), níquel, arsénico, selenio, talio, etc.

Si un experimento, por muy atractivo que parezca, requiere del uso de alguna de éstas u otras sustancias tóxicas, el profesor o profesora deberá buscar una alternativa que cumpla con la misma finalidad docente, pero que no revista un daño al medio ambiente. Ello significa también que jamás deberán verterse sustancias activas en los desagües, piletas o basureros de los laboratorios escolares. La eliminación de los residuos será realizada por el docente, en conjunto con los estudiantes, inactivando las sustancias por neutralización, precipitación a formas insolubles o por otros métodos químicos convencionales.

En el presente programa, las situaciones experimentales que signifiquen algún riesgo han sido destacadas con el símbolo ■

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 curriculum y tiene lugar en múltiples ámbitos o dimensiones de la experiencia escolar, 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*, y *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 Fundamentales 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 definidos en el marco curricular de la Educación Media.

En el programa de Química de Segundo Año Medio tienen especial presencia y oportunidad de desarrollo:

- El OFT del ámbito *Crecimiento y Autoafirmación Personal* referido a la formación y desarrollo del interés y capacidad de co-

nocer 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 característicos de la metodología científica, así como las de exposición y comunicación de resultados experimentales o de indagación. Adicionalmente, en las diversas actividades experimentales que el programa plantea, se destaca la formación de hábitos de rigurosidad en el trabajo, en la 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 del entorno natural, ofreciendo bases de conocimiento para la formación de actitudes de seguridad en los trabajos experimentales y, más en general, de cuidado por la vida y resolución de los problemas medioambientales.
- Junto a lo señalado, a través de las sugerencias al docente, el programa invita a prácticas pedagógicas que realizan los valores y orientaciones de los OFT del ámbito de *formación ética*, lo que se expresa en:

La seriedad y exhaustividad en el estudio de todos los antecedentes que preceden al inicio de un trabajo de investigación, esto significa informarse bien sobre el tema a estudiar y no derrochar recursos ni malgastar tiempo en reunir información que ya ha sido obtenida por otros.

El respeto por la vida en cualquiera de sus formas. Si un experimento significa el sufrimiento de un ser vivo no debe ser realizado.

La honestidad en la presentación y discusión de todos los resultados. Ello no sólo es un aspecto ético, sino que también tiene valor para la ciencia: un resultado inesperado o una observación que no se adapta completamente a lo predicho por un modelo puede ser la clave para descubrir un nuevo fenómeno o para desarrollar una nueva teoría. Ejemplos de ello abundan en la historia de los descubrimientos científicos.

La humildad en saber reconocer que nadie es poseedor de la verdad y que el conocimiento de todo ser humano es limitado. En ello el docente será un ejemplo para alumnos y alumnas si jamás intenta dar respuesta a una pregunta sobre un tema que desconoce: “No lo sé, pero trataré de informarme para contestar a tu pregunta” será una respuesta franca y veraz, que el alumno o alumna sabrá siempre valorar y que no irá, en absoluto, en desmedro del respeto que los estudiantes sienten por el profesor o profesora, muy por el contrario, lo reforzarán.

Objetivos Fundamentales

Los alumnos y alumnas desarrollarán la capacidad de:

- Comprender los aspectos esenciales del modelo atómico de la materia.
- Conocer el desarrollo histórico del modelo atómico de la materia y apreciar el valor explicativo e integrador de los modelos en ciencia.
- Relacionar la estructura electrónica del átomo con su capacidad de interacción con otros átomos.
- Reconocer la presencia de compuestos orgánicos e inorgánicos en el contexto cotidiano, y entender las nociones esenciales de la química orgánica.
- Representar moléculas orgánicas mediante modelos tridimensionales y reconocer los grupos funcionales.
- Preparar disoluciones de concentración conocida y relacionarlas con algunas de sus propiedades físicas y químicas.
- Recolectar, sintetizar y exponer información en forma oral y escrita acerca de procesos químicos.

Unidades, subunidades y distribución temporal

Cuadro sinóptico

Unidades		
1	2	3
Modelo atómico de la materia y enlace químico	Química orgánica	Disoluciones
Contenidos		
<ul style="list-style-type: none"> Modelo atómico de la materia. Descripción de modelos atómicos precursores del modelo actualmente aceptado. Caracterización de los constituyentes del átomo. El átomo. Su variedad. Abundancia relativa en diferentes medios. Sus dimensiones en comparación con la materia macroscópica. Número atómico. Configuración electrónica y comportamiento químico. Propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad. Aproximación a la tabla periódica. Modelos de enlace. Estructuras de Lewis. Energía de enlace. Enlaces iónicos, covalentes y de coordinación. 	<ul style="list-style-type: none"> Propiedades específicas del carbono que permiten la formación de una amplia variedad de moléculas. Caracterización de los grupos funcionales; introducción a la nomenclatura de compuestos orgánicos. Representación mediante modelos tridimensionales de moléculas orgánicas con distintos grupos funcionales. Nociones de estereoquímica. Isomería. Usos actuales y potenciales de compuestos orgánicos de importancia industrial, doméstica y farmacéutica. Debate informado acerca de la contribución de la química orgánica al bienestar de las personas. Reacciones de oxidación de moléculas orgánicas. Aspectos estequiométricos y energéticos. Destilación de una bebida alcohólica y estimación del grado alcohólico. 	<ul style="list-style-type: none"> Concepto de mol. Preparación de disoluciones molares de distinta concentración y con diferentes solutos. Estequiometría y realización de cálculos estequiométricos en disoluciones. Concepto de acidez y de pH, estimación de la acidez de disoluciones acuosas. Disoluciones amortiguadoras. Propiedades coligativas y su relación con situaciones de la vida cotidiana.
Distribución temporal		
18 a 20 semanas	8 a 10 semanas	10 a 12 semanas



Unidad 1

Modelo atómico de la materia y enlace químico

Contenidos

- Modelo atómico de la materia. Descripción de modelos atómicos precursores del modelo actualmente aceptado. Caracterización de los constituyentes del átomo.
- El átomo. Su variedad. Abundancia relativa en diferentes medios. Sus dimensiones comparadas con la materia macroscópica. Número atómico. Configuración electrónica y comportamiento químico.
- Propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad. Aproximación a la tabla periódica.
- Modelos de enlace. Estructuras de Lewis. Energía de enlace. Enlaces iónicos, covalentes y de coordinación.

Aprendizajes esperados

Los alumnos y alumnas:

1. Reconocen que toda la materia consiste de combinaciones de una variedad de átomos de elementos, los que están constituidos por un núcleo y electrones, e identifican los dos elementos más abundantes en el universo, en la corteza terrestre, en la atmósfera y en el cuerpo humano.
2. Relacionan el número de protones en el núcleo con un determinado elemento del sistema periódico; establecen que el número de electrones en el átomo neutro es igual al número de protones en el núcleo, y aplican este principio a la determinación de la carga eléctrica de iones monoatómicos.
3. Conocen una descripción elemental de algunos modelos atómicos precursores de la teoría moderna del átomo y valoran su importancia histórica.
4. Reconocen que muchas de las propiedades de los elementos se repiten periódicamente, y valoran el ordenamiento de los elementos en el sistema periódico como el resultado de un proceso histórico en la búsqueda de sistematizar y ordenar una gran cantidad de información.
5. Distinguen las propiedades de radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad y las reconocen como propiedades periódicas.
6. Son capaces de explicar el origen de la variación periódica del radio atómico, de la energía de ionización y de la electroafinidad en los elementos del segundo período.
7. Conocen los nombres y símbolos de los primeros diez elementos del sistema periódico, construyen sus configuraciones electrónicas y, de acuerdo con su posición dentro del período, hacen una predicción razonable acerca de si sus características serán metálicas o no metálicas.
8. Asignan a los átomos de los elementos de los grupos 1, 2, 16, 17 y 18 configuraciones electrónicas externas y un comportamiento químico característico.
9. Representan correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas pequeñas, y valoran la utilidad de dicha representación para explicar y predecir su comportamiento químico.
10. Aplican los tres modelos de enlace, iónico, covalente y metálico, a casos simples de interacciones entre átomos, y relacionan el enlace químico y la estructura cristalina de un elemento del segundo período con algunas de sus propiedades y usos.
11. Clasifican, en casos simples, un enlace como iónico, covalente o metálico usando como criterio la ubicación en el sistema periódico de los elementos que intervienen en el enlace.

Orientaciones didácticas

El objetivo de esta unidad es que los estudiantes comprendan la estructura básica del átomo y que los átomos interactúan entre sí a través de los electrones de valencia, formando enlaces químicos. En esta unidad, el sistema periódico ocupa un lugar importante y se pretende que los alumnos y alumnas puedan manejar, al menos en forma cualitativa, diversa información al respecto, como por ejemplo:

- La existencia de una marcada similitud en las propiedades físicas y químicas de los elementos que pertenecen a una misma familia o grupo del sistema periódico.
- La distinción entre propiedades metálicas, no metálicas y metaloides de los elementos, según su posición en el sistema periódico.
- La variación periódica de algunas propiedades microscópicas (energías de ionización, radio atómico).
- La relación entre las configuraciones electrónicas externas de los elementos y su ubicación dentro de un grupo o familia.
- La relación entre la configuración electrónica de un elemento y sus propiedades.
- La relación entre la secuencia del ordenamiento de los elementos en el sistema periódico y la estructura básica del núcleo, informada por su número atómico.

Considerando la dificultad que podría presentarse para que los estudiantes alcancen una comprensión adecuada de la estructura electrónica del átomo, se ha optado por centrar el aprendizaje, en la forma más accesible posible, en torno a algunos conceptos básicos, como la importancia y naturaleza de la medición en el mundo atómico y una primera aproximación a la idea de orbital.

Es preferible no pretender que los alumnos y alumnas conozcan una descripción detallada de la teoría atómica, y buscar más bien que su comprensión sea más motivante y profunda. Así, por ejemplo, no tiene sentido que los estudiantes memoricen las configuraciones electrónicas de los elementos, sin comprender su significado, ya que no sabrán aplicarlas a casos concretos y de todos modos pronto las olvidarán. Basta con que aprendan a construir y comprendan el sentido físico de las configuraciones de los primeros diez elementos del sistema periódico, las que les serán útiles para la estudio de la Unidad 2 de este programa, que trata sobre la química orgánica. Si en dicha unidad y en la de disoluciones los alumnos y alumnas logran adquirir nociones básicas de química que se relacionen con la vida diaria y alcanzan una cultura química adecuada acerca del mundo atómico, que los motive a saber más sobre la estructura atómica de la materia, se habrá logrado plenamente el objetivo pedagógico de este programa.

El enlace químico es la entidad fundamental que permite relacionar la estructura con las propiedades de las diferentes sustancias y materiales.

Los modelos de enlace iónico, covalente y metálico son una parte central de los contenidos de esta unidad; a través de ellos los estudiantes podrán familiarizarse con los tipos de unión existentes entre átomos de elementos de diferentes familias o grupos del sistema periódico.

Los conceptos esenciales, a este nivel, para una comprensión del enlace químico son:

- Las transformaciones químicas ocurren en los átomos por cambios que involucran sólo a los electrones de la capa más externa o electrones de valencia.
- Una configuración electrónica similar implica propiedades químicas análogas.

- La configuración electrónica de los gases nobles es especialmente estable y los átomos siempre tienden a adoptarla en los enlaces que forman entre sí.
- Dicha configuración se alcanza, en el caso del enlace iónico, ya sea cediendo o aceptando electrones de otros átomos o grupos atómicos.
- En el enlace covalente entre dos átomos se comparten los electrones desapareados de dichos átomos.
- En el enlace metálico se comparten todos los electrones de valencia, formándose una especie de enjambre de electrones que se extiende a la totalidad del sólido.

Es esencial que los estudiantes aprendan a relacionar la configuración electrónica con el tipo de enlace que los átomos forman predominantemente; y puedan, para el caso de elementos del segundo período, asociar el tipo de enlace con sus propiedades y usos.

Es importante que el docente destaque las características de los enlaces C - C y C - H en la química orgánica, que es materia de la próxima unidad, por la relevancia que ésta tiene para la vida humana en los aspectos biológicos, médicos, farmacológicos e industriales.

El docente velará porque los alumnos y alumnas dominen la representación electrónica de Lewis como una de las herramientas más simples y poderosas de la química, la que será aplicada luego al estudio de la química orgánica.

Con respecto a los modelos de enlace, es necesario desplegar esfuerzos para que los estudiantes comprendan que dichos modelos sólo son descripciones teóricas o situaciones ideales y que, comúnmente, las situaciones reales son intermedias a las descritas por ellos.

En este programa se usa la denominación moderna de los grupos del sistema periódico, que los designa con los números 1 al 18. Esta nomenclatura se ajusta a las últimas recomendaciones de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) y el docente querrá utilizarla en vez de la clásica, que usa números romanos o arábigos seguidos de la letra A para los grupos representativos, o de la letra B, para los grupos de los elementos de transición.

Actividades

Actividad 1

Examinan sustancias, intentan determinar su naturaleza y debaten sobre el significado de términos que constituyen la base conceptual de esta unidad.

Ejemplo: Luego de examinar sustancias, discuten colectivamente e intentan distinguir conceptualmente entre:

- | | | |
|-------------|------------|-----------|
| - elemento | - átomo | - núcleo |
| - compuesto | - electrón | - protón |
| - mezcla | - ion | - neutrón |

Procedimiento:

- Examinan en forma directa, eventualmente con la ayuda de microscopios o lupas, una pequeña cantidad de las siguientes sustancias:
Sulfato de cobre (II), óxido de cobre (II), óxido de cobre (I), cobre metálico y trozos de dos o tres minerales de cobre sin moler, por ejemplo, malaquita, azurita y atacamita.
- Proponen clasificaciones de las sustancias anteriores, identificándolas tentativamente como elemento, compuesto o mezcla.
- Anotan las diversas proposiciones, también las incorrectas, en forma de una tabla, y discuten cuáles de ellas les parecen correctas.
- Dirigidos por el docente, intentan precisar el significado de los términos “elemento”, “compuesto” y “mezcla” a través de un debate en relación a preguntas como las siguientes:
 - ¿En qué se diferencia un elemento de un compuesto?
 - ¿Cómo se podría distinguir un compuesto de una mezcla?
 - ¿Es el cloruro de sodio (sal común) un compuesto o una mezcla?
- Una vez que los conceptos anteriores están satisfactoriamente definidos, el docente agrega al debate la discusión de los términos “átomo”, “electrón”, “núcleo”, “protón”, “neutrón” e “ion”.
- Sistematizando los resultados de la discusión, el docente caracteriza al átomo como la unidad fundamental constitutiva de la materia, consistente de un núcleo que contiene protones de carga positiva y neutrones eléctricamente neutros y en el cual está concentrada casi toda la masa del átomo, y de una “envoltura” de electrones, de carga negativa.

- El docente informa a los estudiantes que la carga negativa del electrón y la carga positiva del protón son de la misma magnitud, pero de signo opuesto, que la masa del protón es muy similar a la del neutrón, y que la masa de éste es unas 2.000 veces mayor que la del electrón.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Los conceptos de elemento y compuesto no son nuevos para los estudiantes, ya que fueron abordados en el programa de 7º Año de Educación Básica. De todos modos es importante que el docente les explique el concepto de “elemento” como una sustancia pura que no puede ser descompuesta por medios químicos, a diferencia de un compuesto que consiste en una combinación de dos o más elementos.

Algunas preguntas con las que el docente puede iniciar el debate alrededor del significado de los términos “átomo”, “electrón” e “ion” son:

¿Qué se entiende por el término “átomo”? ¿Está formado un elemento por átomos de una misma clase o por diferentes clases de átomos? (A este nivel no se mencionará la existencia de isótopos). ¿Dónde se encuentran los electrones en un átomo? ¿Dónde se encuentran los protones y los neutrones? ¿Cuál es la carga eléctrica de un átomo que tiene un electrón en exceso? ¿Cuál será la carga eléctrica de un ion que tiene dos electrones menos que el átomo neutro? ¿De qué orden es el tamaño de un átomo?

Con respecto al tamaño atómico puede resultar más fácil para los estudiantes imaginar que si fuera posible disponer en hilera átomos de oxígeno cabrían aproximadamente 7.000.000 de átomos en una longitud de 1 mm. No es demasiado práctico, en este primer encuentro con las dimensiones atómicas, intentar que los estudiantes se imaginen el tamaño de un átomo individual.

Esta actividad permitirá al docente tener información empírica acerca de la preparación de los estudiantes para abordar el estudio de esta unidad. En este sentido el ejemplo pretende:

- dar una herramienta para realizar un diagnóstico de la preparación que los alumnos y alumnas poseen en materias básicas para la comprensión de esta unidad;
- activar conocimientos previos, aclarar confusiones conceptuales;
- y, eventualmente, proveer una base para que el docente pueda actuar remedialmente para eliminar las carencias detectadas.

Actividad 2

Indagan sobre la presencia de diversas combinaciones de elementos químicos en el entorno. Intentan relacionar el nombre de un elemento con su símbolo y con su ubicación dentro del sistema periódico, el cual es introducido por el docente como un dato “de facto”.

Ejemplo: Indagan, con el apoyo del docente, sobre qué elementos se hallan combinados químicamente en diversas sustancias naturales y artificiales utilizadas en la vida diaria, y ubican dichos elementos en el sistema periódico.

Procedimiento:

- El profesor o profesora escribe el nombre de 3 a 5 sustancias de uso corriente e indica el nombre, pero no el símbolo, de los elementos químicos que en ellas intervienen.
- Presenta a los estudiantes el sistema periódico como un simple ordenamiento de todos los elementos, que se agrupan en 18 familias o grupos, según la similitud de sus propiedades físicas y químicas.
- Los estudiantes, apoyados por el docente, escriben el símbolo correcto para los elementos en cuestión y los ubican en el sistema periódico, por ejemplo, pegando pequeños círculos de papel autoadhesivo y usando un color diferente para cada una de las sustancias consideradas.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante señalar que el sistema periódico no es un capítulo cerrado en la historia de la química y que se le han ido agregando nuevos elementos preparados artificialmente por técnicas nucleares, no químicas. La existencia de estos nuevos elementos es muy breve y se descomponen en otros más simples. Actualmente se conocen 113 elementos, cifra que el docente podrá comparar con los 7 elementos conocidos en la Antigüedad (cobre, plata, oro, hierro, plomo, estaño y mercurio), que son mencionados en la Biblia y en otras fuentes. A estos elementos se sumaron otros 16 en la segunda mitad del siglo XVIII, cuando se desarrollaron métodos para separar los elementos de sus compuestos.

Algunos elementos químicos ya son conocidos por los alumnos y alumnas del programa de 7º Año Básico: hidrógeno, carbono, nitrógeno, oxígeno, sodio, cloro, hierro y cobre.

En el caso de muchos elementos su nombre permite inferir en forma simple y directa cuál debe ser su símbolo, esto es así para el carbono, C; nitrógeno, N; oxígeno, O; etc.; en muchos otros, sin embargo, ello no es posible y por eso el docente cuidará de incluirlos en sus ejemplos: sodio (Na), yodo (I) y potasio (K).

Algunas sustancias que pueden ser propuestas por el docente son las siguientes:

- azúcar de caña (sacarosa) [carbono, hidrógeno, oxígeno],
- sal común (cloruro de sodio) [sodio, cloro],
- agua de cubas (solución acuosa de hipoclorito de sodio) [sodio, cloro, hidrógeno, oxígeno],

- almidón [carbono, hidrógeno, oxígeno],
- tintura de yodo (solución alcohólica de yodo/yoduro de potasio) [carbono, hidrógeno, oxígeno, yodo, potasio],
- aspirina (ácido acetilsalicílico) [carbono, hidrógeno, oxígeno],
- nylon (poliamida) [carbono, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno],
- gas licuado (mezcla de hidrocarburos parafínicos livianos) [carbono, hidrógeno],
- antiácido (hidróxido complejo de magnesio y aluminio; aunque los antiácidos contienen también otros compuestos en cantidades menores) [hidrógeno, oxígeno, magnesio, aluminio],
- polvos de hornear (bicarbonato de sodio, tartrato ácido de potasio) [sodio, potasio, carbono, hidrógeno, oxígeno].

Actividad 3

Averiguan cómo determinar la frecuencia de aparición de algunos elementos químicos en una muestra pequeña de sustancias del entorno y se informan acerca de su abundancia en la naturaleza.

Ejemplo: Representan gráficamente, para tres o cuatro sustancias de uso cotidiano (ver actividad N° 2), los elementos químicos que están presentes en ellas y reúnen la información en un gráfico de frecuencia versus el número de orden de los elementos o número atómico (Z) en el sistema periódico.

Procedimiento:

- El profesor o profesora escribe el nombre de las sustancias que fueron mencionadas en el ejemplo anterior.
- Los estudiantes escriben el símbolo de los elementos que componen dichas sustancias, siendo corregidos, eventualmente, por el docente.
- El profesor o profesora define el número atómico (Z) como el número de protones en el núcleo. En un átomo neutro, el número de protones coincide con el número de electrones.
- Los alumnos y alumnas ubican los elementos anteriores sobre una recta numérica, en la que los números naturales representan los valores de Z y, apoyados por el docente, tratan de averiguar cómo representar la frecuencia de aparición de los elementos presentes.
- Finalmente, por indicación del profesor o profesora, dibujan un gráfico de barras, en el que la altura de una barra representa el número de veces en que el respectivo elemento aparece en las sustancias.

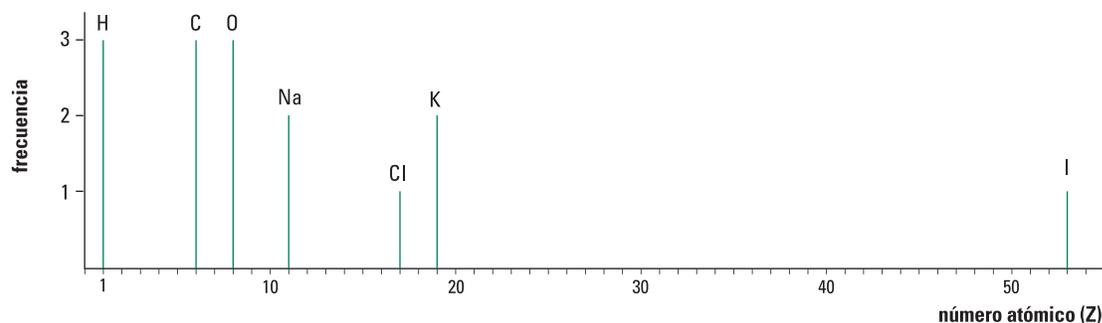
- El docente organiza un debate acerca de cuáles son, a juicio de los estudiantes, los dos elementos más abundantes en:
 - el universo,
 - la corteza terrestre,
 - la atmósfera,
 - el cuerpo humano.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante dar un enfoque que permita a los estudiantes distinguir entre la frecuencia de aparición de los elementos químicos en diferentes sustancias de uso cotidiano, elegidas al azar, y la abundancia relativa de los elementos en dichas sustancias en la biósfera o en el universo. Así, por ejemplo, si se han elegido las siguientes cuatro sustancias o mezclas:

- almidón (C, H, O),
- tintura de yodo (C, H, O, K, I),
- polvos de hornear (C, H, O, Na, K), y
- sal común (Na, Cl),

El gráfico de frecuencias de aparición entregaría una frecuencia de 3 para C, H y O, de 2 para K y Na, de 1 para Cl y I.



Estas frecuencias sólo indican cuántas veces un elemento está presente en esas cuatro sustancias, pero no informan necesariamente sobre su abundancia relativa en el universo o en la biósfera. En ésta, por ejemplo, el carbono es un elemento muy escaso comparado con el oxígeno y el docente podrá hacer notar a los estudiantes que, en este respecto, la química de los seres vivos es una singularidad.

La comprensión por parte de los estudiantes del concepto de frecuencia en un sentido cualitativo es previa a la comprensión de éste en el contexto cuantitativo o de abundancia relativa de los elementos.

Luego, el docente plantea una discusión acerca de cuáles son los dos elementos más abundantes en el universo, en la corteza terrestre, en la atmósfera y en el cuerpo humano.

Existen diferencias en los datos provenientes de diferentes fuentes, según la forma y criterio con que fueron determinados. “The New Encyclopaedia Britannica”, Vol. 15, Macropaedia, Chicago, 1999, entrega la siguiente información al respecto:

- | | |
|---------------------|--|
| - universo | H y He: 99% en masa |
| - corteza terrestre | O y Si: 74,3% en masa (C sólo el 0,025%) |
| - atmósfera | N y O: 98,6% en masa |
| - cuerpo humano | C y O: 93% en masa |

Actividad 4

Aprenden cómo determinar la carga de iones monoatómicos comunes, visualizan el modelo iónico de enlace y se introducen en la comprensión del concepto de estequiometría.

Ejemplo: Para algunos iones comunes de elementos de los grupos 1, 2, 16 y 17 los estudiantes determinan el signo y la magnitud de su carga eléctrica. Aprenden a representar correctamente la carga de un ion monoatómico para elementos de esos grupos y a determinar el número necesario de iones positivos e iones negativos para generar un compuesto eléctricamente neutro.

Para pares de iones conteniendo elementos de los grupos 1 y 17 proponen arreglos de los iones en dos dimensiones tales que se cumpla que:

- el arreglo sea ordenado,
- los iones de carga opuesta se encuentren próximos, y
- los iones de la misma carga se hallen lo más distantes posible.

Procedimiento:

- El docente informa sobre el número atómico Z y el número total de electrones presentes en algunos iones de elementos de los grupos 1 (Li, Na, K), 2 (Mg, Ca), 16 (O, S) y 17 (F, Cl, Br, I)
- Los estudiantes determinan la carga para cada uno de los iones haciendo uso de la información anterior.
- El profesor o profesora provee a los estudiantes de discos o de fichas circulares de dos colores y, en lo posible, de diámetros ligeramente diferentes e identifica el disco más pequeño con un ion positivo (por ejemplo, Na^+) y el otro disco con un ion negativo (por ejemplo, Cl^-).

- Los estudiantes ordenan los discos de tal manera que los del mismo color se hallen lo más distantes posibles y los de colores diferentes se encuentren en contacto.
- Debaten sobre cuál de los ordenamientos propuestos les parece correcto, y el docente describe y explica el arreglo tridimensional de los iones en un cristal de NaCl, usando para ello simples principios electrostáticos.
- Sobre la base de que todo compuesto químico es eléctricamente neutro, los estudiantes determinan, eventualmente con alguna ayuda del docente, la estequiometría de compuestos iónicos simples, por ejemplo, NaCl, CaO, MgF₂, Li₂O.
- Analizan ejemplos de otros compuestos que no son típicamente iónicos, pero cuya estequiometría se obtiene formalmente de la misma manera: Al₂O₃, TiO₂, Ag₂S, SiO₂, FeCl₃, etc.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante introducir aquí, de manera elemental, el concepto de la estequiometría de un compuesto iónico; esto es, simplemente como la relación entre el número de iones de carga positiva y negativa que produce una sustancia eléctricamente neutra.

Es necesario que el docente se refiera a compuestos como los últimos nombrados bajo el acápite “procedimiento”, que formalmente contienen iones con cargas 3+ o 4+, los que ejercen una fuerte atracción sobre los electrones de los iones negativos, de modo que nunca son de características marcadamente iónicas, ya que comparten electrones.

Es oportuno que el docente se refiera a algunas propiedades de los compuestos iónicos, como la formación de cristales con una estructura ordenada, que no conducen la corriente eléctrica, pero que sí lo hacen al estado fundido. Es importante que señale también que los compuestos iónicos forman sólidos relativamente duros y quebradizos, y que muchos de ellos presentan una apreciable solubilidad en agua. Estas últimas propiedades son fácilmente demostrables mediante experimentación simple en el laboratorio usando, por ejemplo, sal común.

Por último, es necesario hacer notar a los estudiantes que, generalmente, en química la carga eléctrica de los iones se expresa en términos de cargas elementales, es decir, considerando la carga de un electrón como unidad.

Actividad 5

Buscan una extensión del concepto de ion a especies poliatómicas, ejercitan la representación de las cargas iónicas y se inician en el aprendizaje de algunas nociones de nomenclatura en química inorgánica.

Ejemplo: Escriben las cargas eléctricas de iones monoatómicos y poliatómicos simples constituidos por elementos de los tres primeros períodos, se familiarizan con sus nombres y aprenden a distinguir conceptualmente un ion positivo de un ion negativo.

Incluyen eventualmente, en la última parte del ejemplo, algunos iones de elementos de transición: Cr^{3+} , Mn^{2+} , Fe^{3+} y Cu^{2+} .

Procedimiento:

- Analizan la fórmula de diversos iones e indican su carga eléctrica, por ejemplo:
 F^- (ion fluoruro, una carga negativa)
 Ca^{2+} (ion calcio, dos cargas positivas)
 Al^{3+} (ion aluminio, tres cargas positivas)
- Escriben las cargas eléctricas para cada uno de los ejemplos de iones propuestos por el docente.
- Corrigen, por indicaciones dadas por el docente, las fórmulas incorrectas y realizan nuevos ejercicios hasta lograr un adecuado dominio de la representación.
- El profesor o profesora extiende el concepto de ion a especies comunes que contienen varios átomos (poliatómicas), y las nombra correctamente:

SO_4^{2-}	ion sulfato	ClO_2^-	ion clorito
SO_3^{2-}	ion sulfito	ClO_3^-	ion clorato
NO_3^-	ion nitrato	ClO_4^-	ion perclorato
NO_2^-	ion nitrito	PO_4^{3-}	ion fosfato
ClO^-	ion hipoclorito	CO_3^{2-}	ion carbonato

INDICACIONES AL DOCENTE:

La realización de esta actividad ayudará a alumnos y alumnas a escribir correctamente las cargas iónicas con un superíndice, a la derecha de la fórmula, en el cual la magnitud de la carga se antepone al signo y no al revés.

Es importante promover el aprendizaje de la nomenclatura química básica inorgánica, que se supone incorporada en forma más o menos implícita a todo programa de química. No es conveniente dedicar actividades específicas a dicho fin, resultando preferible que el docente nombre cada vez correctamente

las especies químicas (iones, elementos, compuestos) y organice periódicamente breves competencias entre equipos de estudiantes sobre su manejo (con una duración no superior a 5 - 10 minutos).

Al término de la ejercitación de la nomenclatura es útil que el profesor o profesora se refiera con frecuencia a sustancias de la vida diaria que se relacionan con algunas especies mencionadas en los ejercicios de nomenclatura, como por ejemplo:

ion hipoclorito, ClO^-	—————>	hipoclorito de sodio, NaClO ; (agua de cubas), desinfectante y blanqueador;
ion nitrato, NO_3^-	—————>	nitrato de sodio, NaNO_3 ; salitre; industria de abonos y explosivos;
ion fosfato, PO_4^{3-}	—————>	fluorofosfato de calcio, componente importante de los huesos y dientes. Fosfato de calcio; abonos;
ion carbonato, CO_3^{2-}	—————>	carbonato de calcio: tiza, mármol. Constituyente principal de la cáscara del huevo y de las conchas de moluscos. Importante en la industria del cemento (calcinación).

Se puede organizar competencias dividiendo el curso en dos equipos que deben acertar con el nombre, o bien con la fórmula y la carga iónica de los diez iones anteriores.

Actividad 6

Indagan sobre algunas características de modelos atómicos precursores de la teoría moderna del átomo, que intentaban establecer un paralelo entre el mundo macroscópico y el mundo microscópico para el caso del átomo de hidrógeno (modelo planetario).

Ejemplo: A partir de indicaciones dadas por el docente, se informan sobre las características físicas del átomo nuclear de Rutherford (1911) y de la teoría elemental de Bohr (1913) para el átomo de hidrógeno.

Indagan a través de lecturas y, eventualmente, consultas a expertos, por qué el modelo de Bohr logró explicar una serie de hechos experimentales pero falló en la descripción de otros hechos, por lo que debió finalmente ser abandonado.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es esencial que los estudiantes comprendan que el modelo atómico de Bohr constituye el último intento de describir un sistema atómico usando la física clásica y que su logro parcial se debe a que introduce en el modelo algunas condiciones propias de la física cuántica, la cual es aplicada por primera vez a modelos atómicos. Sin embargo, la teoría de Bohr falla al mantener el postulado clásico de que el electrón describe una trayectoria definida alrededor del núcleo.

Puede ser también muy provechoso que los estudiantes obtengan alguna información biográfica sobre el perfil humano de Niels Bohr, uno de los físicos más notables del siglo XX. Niels Bohr recibió a lo largo de su vida numerosos premios en reconocimiento por sus aportes a la física, entre ellos el premio Nobel de Física en 1922, por su contribución a la comprensión de la estructura atómica. Bohr destacaba entre los físicos contemporáneos por su profunda comprensión de la física; dirigió durante muchos años el Instituto de Física Teórica de Copenhagen, que llegó a ser un importante centro internacional de la física. Uno de sus hijos, Aage Bohr, también recibió el premio Nobel de Física, en 1975, por sus aportes a la comprensión de la estructura del núcleo atómico.

El modelo atómico de Bohr fue superado por la teoría de Schrödinger (1926), cuyo modelo marcó un hito en el desarrollo de la concepción moderna de la estructura atómica.

Actividad 7

Experimentan con un modelo con el fin de establecer y comprender, de manera analógica, los conceptos de orbital y de probabilidad.

Ejemplo: Utilizan “cajas negras” de madera que contienen en su interior 10 cavidades numeradas, de cinco diámetros diferentes, y una bolita de madera. Agitan la caja y tratan de adivinar en qué cavidad queda la bolita. Miran al interior de la caja y anotan en una tabla el resultado de la medición.

Procedimiento:

- El docente explica que los electrones se distribuyen dentro del átomo en estructuras espaciales llamadas orbitales, en las cuales los electrones tienen energías bien determinadas.
- Se presenta una caja negra como un recipiente en cuyo interior ocurren cosas que es imposible describir detalladamente, estando limitada la información por su naturaleza (paredes opacas), se caracteriza esta caja como una analogía de un orbital atómico, en el cual se quiere localizar un electrón.
- Los estudiantes realizan el experimento y hacen predicciones acerca de qué cavidades serán ocupadas preferentemente por la bolita.
- Repiten el experimento 50 o más veces. Determinan cómo se distribuye la frecuencia en que se halla la bolita en las diferentes cavidades.

- Tabulan los resultados obtenidos. La siguiente tabla ilustra una posible tabulación para 50 mediciones:

Cavidad N°	1	2	3	4	5
Diámetro de la cavidad/mm	4	6	8	9	10
N° de veces que la bolita cayó en ella	1	3	9	22	15
Probabilidad (N°/N° total de mediciones)	0,02	0,06	0,18	0,44	0,30

- Analizan y discuten la siguiente analogía para el modelo usado:

caja negra	~	orbital de un átomo
bolita	~	electrón
cavidades	~	posibles ubicaciones del electrón en el orbital
apertura de la caja	~	proceso de medición
ubicación de la bolita	~	resultado de la medición
frecuencia de aparición de la bolita en una cavidad	~	probabilidad de encontrar el electrón en una ubicación predeterminada

- Luego el docente define más precisamente el concepto de orbital para el caso de los orbitales s y p, indica que existen otros orbitales (d, f, ...) e identifica los orbitales con "cajas negras" imaginarias, de diferente forma, en cuyo centro está el núcleo atómico.

INDICACIONES AL DOCENTE:

La caja debe contener perforaciones con sus centros equidistantes. Si se opta por una distribución lineal, puede hacerse así:

N° de la cavidad	2	5	4	3	1	3	4	5	2	1
										
diámetro en mm	6	10	9	8	4	8	9	10	6	4

En este caso se puede usar una bolita de 18 mm de diámetro. La caja se puede fabricar con un listón de 20 x 20 mm de sección y 220 mm de longitud, en el cual se realizan las perforaciones distantes 20 mm entre sí, y alrededor del que se fijan tablillas de 70-80 mm de ancho, para evitar que la bolita salte fuera de la caja al agitarla.

Si bien el concepto de probabilidad se introduce en matemática, al finalizar el respectivo programa, es conveniente definirla como el cociente entre el número de eventos favorables (la bolita cae en una cavidad determinada) y el número total de eventos (la bolita cae en cualquier cavidad).

Es importante advertir a alumnas y alumnos sobre la diferencia entre el modelo atómico moderno y la analogía representada por la caja negra, que sólo busca lograr alguna claridad sobre el proceso de medición y sobre los conceptos de orbital y probabilidad. Conviene dejar establecido que dichos conceptos surgen de un modelo matemático relativamente complejo. Deben ser evidentes, para los alumnos y alumnas, las siguientes diferencias entre el modelo atómico y el modelo usado:

- Los orbitales son regiones imaginarias, sin bordes definidos, y mucho menos están limitados por paredes como es el caso de la caja usada.
- Los electrones no son descritos como bolitas que se mueven y su comportamiento es complejo.

En otras palabras, podemos imaginar perfectamente una caja transparente o sin cubierta, en la cual podríamos apreciar el movimiento de la bolita. En el caso del orbital ello es imposible: el orbital siempre será una “caja negra”, ésta es su particular naturaleza.

Como información al docente, es quizá útil señalar que la idea de relacionar la función matemática (o función de onda, Ψ , más precisamente el valor cuadrático de ella $|\Psi|^2$), que aparece en la ecuación de Schrödinger, con la probabilidad de encontrar un electrón en una determinada posición alrededor del núcleo se debe fundamentalmente al físico Max Born.

Sería instructivo para los estudiantes indagar sobre el difícil camino que siguió la física desde el 1900, año en que Planck enuncia su modelo cuántico de la radiación, hasta la teoría desarrollada por Schrödinger en 1926 y casi simultáneamente por otros físicos, particularmente por Max Born y Pascual Jordan.

Es importante volver a insistir en el enfoque histórico del desarrollo de la física y química para lograr que los alumnos y alumnas visualicen que ese desarrollo es el resultado del esfuerzo de gran cantidad de científicos durante largo tiempo en la búsqueda de una cierta comprensión del comportamiento del mundo atómico.

Se recomienda proponer a los estudiantes la lectura y discusión en el aula de pequeños trozos escogidos de textos biográficos o de difusión, por ejemplo de “Biografía de la física” de George Gamow (Ediciones Revista de Occidente).

Actividad 8

Reconocen la idea de que la energía de un electrón en un átomo depende del número de la capa electrónica (número cuántico n) y del tipo de orbital (“escalón energético” o “caja negra”), y lo relacionan con el sistema periódico de los elementos.

Ejemplo: Utilizan un modelo de madera o de otro material, con “escalones de energía” y cavidades en ellos y bolitas de dos colores, lo que les permite ensayar la forma de ocupación de los orbitales para los elementos con Z entre 1 y 10, asimilando así la aplicación de tres principios básicos:

- de constitución de Bohr (principio de “Aufbau”),
- de exclusión de Pauli, y
- de máxima multiplicidad (reglas de Hund).

Procedimiento:

- El docente introduce la idea de que la envoltura electrónica en el átomo está estructurada en “capas” que se designan con los números naturales o con las letras K, L, M, N, O, P, Q...

Agrega que cada capa se completa con un número bien determinado de electrones y que se va llenando ordenadamente a partir de la capa K.

Para explicar esto se puede utilizar el siguiente esquema:

n	Capa electrónica	Número máximo de electrones en la capa	Elementos con que se inicia y termina el período en el sistema periódico	
1	K	2	H	He
2	L	8	Li	Ne
3	M	8	Na	Ar
4	N	18	K	Kr
5	O	18	Rb	Xe
6	P	32	Cs	Rn
7	Q	-	Fr	

- Con ayuda de la tabla, los estudiantes proponen la distribución que tendrían los electrones en las diferentes capas para los átomos de los primeros 10 elementos y relacionan esta estructura electrónica con la posición de cada elemento en la tabla periódica.

- Luego, el profesor o profesora perfecciona el modelo anterior explicando que en cada capa es necesario establecer una diferenciación más fina de niveles de energía mediante regiones u orbitales que se designan con las letras s, p, d, f, ...

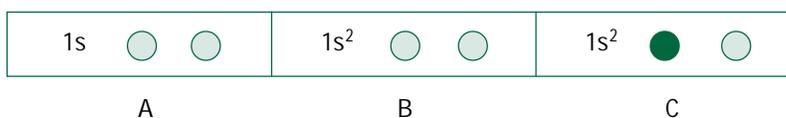
Existe un solo orbital s, pero hay tres tipos de orbital p: p_x , p_y y p_z , que se orientan en direcciones perpendiculares entre sí.

De manera análoga, existen 5 orbitales d, 7 orbitales f, etc.

El siguiente esquema ayuda a lograr la necesaria comprensión para la conformación de la estructura electrónica de los 10 primeros elementos:

n	Capa	Orbitales	Número de electrones en cada orbital	Número total de electrones en la capa	Elementos con que se inicia y termina el período	
1	K	1s	2	2	H	He
2	L	2s; 2p _x , 2p _y , 2p _z	2; 2, 2, 2	8	Li	Ne

- Con ayuda de estas dos tablas los estudiantes relacionan el número de ocupación de cada capa electrónica con el número de elementos que se encuentran en el respectivo período del sistema periódico.
- Usan el modelo para construir la configuración electrónica de átomos simples, por ejemplo, nitrógeno. Para ello deben distribuir 7 bolitas de dos colores en las diferentes cavidades.
- En discusión colectiva, se corrigen en forma progresiva las configuraciones incorrectas. Así, por ejemplo, si un alumno o alumna propone el llenado de la capa K ($n = 1$) para el helio y la escribe como en A (ver figura), el docente indicará que el orbital 1s está ocupado por dos electrones, por lo que la configuración deberá escribirse $1s^2$, según se indica en B. Los estudiantes aprenderán que uno no se puede dar por satisfecho con esa configuración, ya que contradice el principio de exclusión de Pauli, lo que obliga a ubicar, en un orbital, los dos electrones con espín diferente (bolitas de diferentes colores), tal como se muestra en C ..., y así sucesivamente con los demás elementos, introduciendo cada vez un principio hasta completar la descripción.



- En todos los casos los tres principios básicos son explicados usando como punto de partida las configuraciones electrónicas incorrectas propuestas por los estudiantes (esto es, las que no cumplen con dichos principios).

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante no insistir en la representación escrita de las configuraciones electrónicas hasta que los alumnos y alumnas dominen la manera correcta de llenar los orbitales en el modelo concreto, atendiendo a los tres principios fundamentales ya mencionados.

Es importante que el modelo muestre la distancia correcta de los niveles de energía que, para una misma carga nuclear, dependen del inverso del cuadrado del número de la capa, $1/n^2$.

Mediante este modelo explicar el proceso de absorción y emisión de energía en el átomo. Además, éste permite explicar la variación de la energía de ionización en diferentes átomos, haciendo notar que la profundidad a la que se halla un escalón determinado respecto del borde superior crece dentro del período al aumentar Z . (Véase, para mayor detalle, el ejemplo de la actividad 12).

La aplicación de los tres principios antes mencionados es bastante directa. El siguiente ejemplo ilustra esto para la configuración electrónica del berilio:

1.	[He] 2s ²	$\uparrow\downarrow$	○	○	○
2.	[He] 2s ¹ 2p _x ¹	\uparrow	\uparrow	○	○
3.	[He] 2s ¹ 2p _x ¹	\uparrow	\downarrow	○	○
4.	[He] 2p _x ¹ 2p _y ¹	○	\downarrow	\downarrow	○
5.	[He] 2p _x ¹ 2p _y ¹	○	\downarrow	\uparrow	○
6.	[He] 2p _x ²	○	$\uparrow\downarrow$	○	○
		2s	2p _x	2p _y	2p _z

Sólo la configuración N° 1 es correcta para el estado normal de mínima energía (estado fundamental) del berilio, porque en ella se completa el orbital 2s, que es de menor energía que los orbitales 2p. Aquí se aplica el principio de constitución de Bohr y el principio de exclusión de Pauli, que obliga a ubicar ambos electrones en el orbital 2s con espín opuesto (bolitas de diferentes colores).

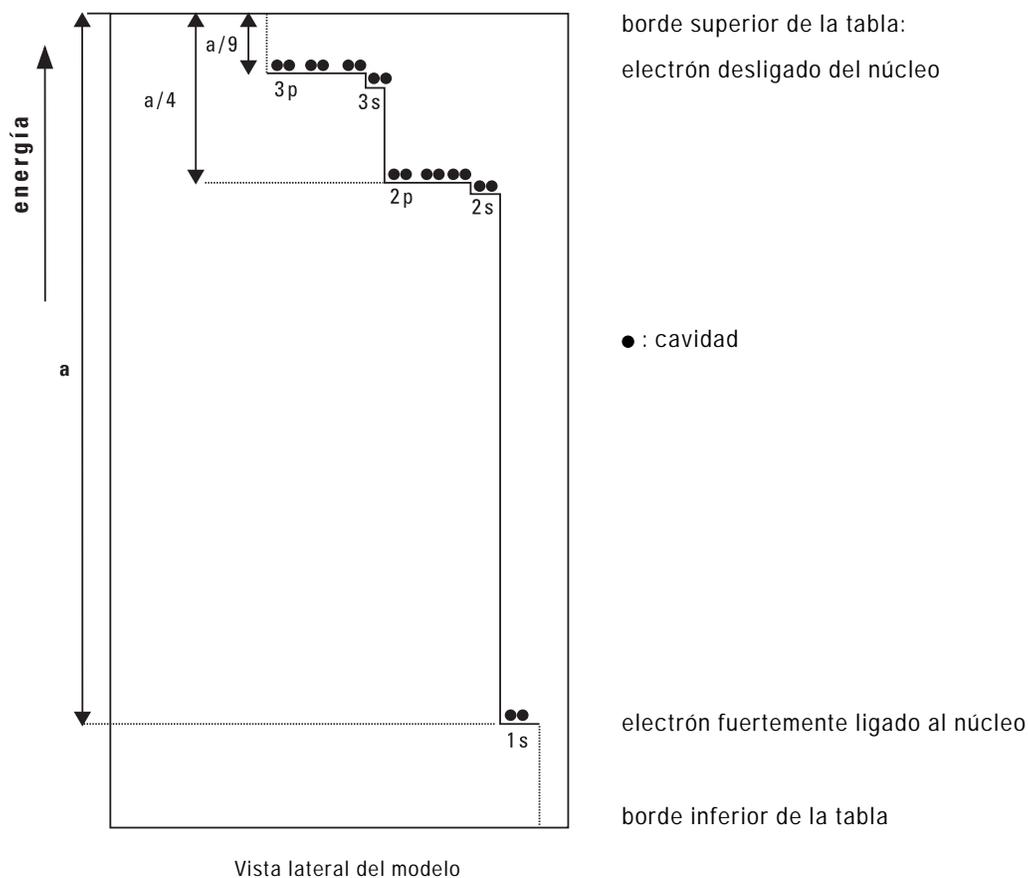
La configuración N° 2 y las siguientes son incorrectas. La N° 2 no considera el principio de constitución de Bohr y en ella se comienza a llenar los orbitales 2p sin haber completado el nivel 2s, de menor energía. Lo mismo sucede en la configuración N° 3, en la cual el electrón que se ubica en el orbital 2p_x posee espín opuesto (nótese que ello no se refleja en la configuración, escrita a la izquierda, que aparece igual para los N° 2 y 3). La configuración N° 4 respeta el principio de máxima multiplicidad de Hund, pero no el principio de constitución de Bohr. Ninguno de estos dos principios es respetado por las configuraciones N° 5 y 6. La aplicación de los tres principios anteriores a otros casos es similar y no ofrece mayores dificultades.

A este nivel es innecesario mencionar la existencia de números cuánticos y, mucho menos asociar, a los valores $+1/2$ y $-1/2$ del número cuántico de espín una “rotación del electrón sobre su eje” en diferentes direcciones, idea que algunos textos usan a modo de explicación. Esta carece de utilidad y no corresponde a la realidad física del espín. Por el contrario, esta representación evoca en las mentes de los estudiantes el modelo atómico planetario, ya largamente superado, asociando dicho espín al movimiento de rotación terrestre.

Tampoco se requiere aquí de modelos de tipo nemotécnico para recordar la manera en que se llenan los orbitales, ya que sólo se describe el llenado de las dos primeras capas ($Z = 1$ a 10).

Es importante evitar hablar de los electrones $1s$ o electrones $2p$ etc., puesto que los electrones no son distinguibles y, por lo tanto, no podrían ser asignados a orbitales específicos. El cuidado en el lenguaje correcto es fundamental, ya que de otro modo alumnas y alumnos tratarán de comprender el modelo atómico apoyándose en una imagen clásica y determinista, con partículas (en este caso, electrones) perfectamente individualizables y localizables en el espacio.

La figura muestra una vista lateral del modelo.



Actividad 9

Observan líneas espectrales de algunos elementos y conocen la relación entre la aparición de dichas líneas y la idea de que los electrones en un átomo ocupan niveles energéticos bien determinados. Aplican lo anterior a la identificación de elementos químicos en una mezcla.

- Ejemplo:
- Discuten y analizan una descripción elemental del proceso de absorción y emisión de radiación electromagnética por parte de un átomo, poniendo el énfasis en lo siguiente:
 - En la estructura electrónica de cada átomo existen niveles de energía que son específicos para cada elemento. Normalmente, los niveles de menor energía están ocupados por electrones (ver actividad anterior).
 - En determinadas condiciones, un electrón puede absorber la energía necesaria para alcanzar un nivel de energía más elevado. En el modelo, esto corresponde a desplazar un electrón desde su posición inicial a un nivel más alto.
 - Tal configuración electrónica es inestable, y en un breve lapso de tiempo se vuelve a la situación inicial. En el modelo, el hueco es ocupado por un electrón y se regenera la configuración original.
 - Para volver al nivel inicial, el átomo debe desprenderse de una cantidad bien determinada de energía. Lo hace emitiendo radiación electromagnética.
 - La frecuencia de las ondas electromagnéticas se asocia con cierta energía y, en el rango correspondiente a la luz visible, dicha frecuencia se asocia con el color. De modo que la luz emitida por cada elemento reflejará en forma muy característica la estructura de niveles de energía propia de sus átomos.
 - Los estudiantes observan el espectro de emisión a la llama de los elementos Li, Ca y Na.

Procedimiento:

- Se prepara 0,5 L de soluciones de sales de Li, Ca y Na, disolviendo las sales en agua deionizada o, si se dispone de ella, destilada, y colocándolas en pulverizadores.
- Los estudiantes, en grupos de 4 ó 5, se ubican en semicírculo alrededor del mechero y observan con un espectroscopio la luz emitida por la llama de un mechero cuando el docente pulveriza sobre ella soluciones de las sales.
- El profesor o profesora pulveriza sobre la llama una mezcla de las sales anteriores y los alumnos y alumnas intentan determinar cuáles elementos químicos están presentes en la mezcla.
- Dibujan las líneas espectrales observadas (con los colores correctos) para la solución de cada sal y para sus mezclas.

- Comentan la importancia del fenómeno en la determinación de la composición química de diferentes sustancias. Por ejemplo, en la detección de elementos tóxicos (plomo, cromo, cadmio, etc.) en el agua potable, en el análisis de la composición química de los cuerpos celestes, como el sol y otras estrellas, etc.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Aunque no es el momento de discutir estos aspectos con los estudiantes, conviene tener presente que la relación entre frecuencia y energía de la radiación electromagnética es un fenómeno de carácter cuántico y se refiere específicamente a la energía y frecuencia asociada a cada fotón de la radiación:

$$E = h \cdot f$$

en que h es la constante de Planck y f es la frecuencia de la radiación.

Este tema es parte del programa de Física de Primer Año Medio.

Las líneas espectrales más intensas se observan bien, aun en espectroscopios muy simples, siempre que la distancia a la fuente de luz sea reducida (recuérdese que la intensidad de la radiación disminuye con el cuadrado de la distancia).

Sales especialmente apropiadas para este experimento se indican en la siguiente tabla. Se incluye la concentración recomendada para las respectivas disoluciones acuosas.

Elemento	Sal apropiada	Concentración
Li	Nitrato de litio	1 molar
Ca	Cloruro de calcio	1 molar
Na	Cloruro de sodio	1 molar

A continuación se mencionan las líneas típicas que pueden observarse para cada uno de los elementos propuestos.

Elemento	Longitud de onda de las líneas espectrales	
Li	670 nm (roja);	590 nm (amarilla)
Ca	622 nm (anaranjada);	554 nm (verde)
Na	589 nm (amarilla, muy intensa)	

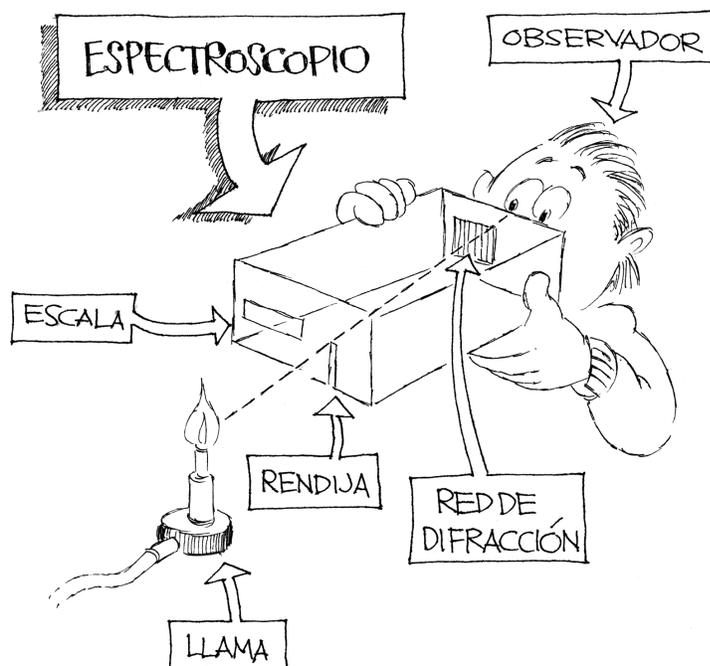
1 nm = 10^{-9} m = 10^{-6} mm. Esto es, el nanómetro es la millonésima parte de 1 milímetro.

Es importante, además, tener presente que la emisión del sodio es ≈ 1000 veces más intensa que la emisión a 670 nm del litio y aparece siempre contaminando las emisiones de los otros elementos, por lo que el ensayo con cloruro de sodio y sus mezclas debe dejarse para el final. Por esto mismo, las mezclas de las soluciones anteriores deben prepararse con sólo una pequeña proporción de la solución de sal de sodio. Se sugiere mezclar las soluciones 1M en la relación:

LiNO₃ : CaCl₂ : NaCl = 100 mL : 100 mL : 0,1 mL

La emisión amarilla del litio se superpondrá inevitablemente con la del sodio, pero en condiciones favorables de observación se distingue la mezcla de ambas sales de la típica de una sal pura de sodio por la intensidad relativa de las emisiones a 670 nm y 589 nm. (En un espectroscopio de calidad se ven perfectamente separadas las líneas a 589 y 590 nm).

El uso del espectroscopio se ilustra a continuación:



El observador mira a través de la red de difracción de modo que pueda ver la luz que pasa por la rendija y, sin mover el espectroscopio, dirige su mirada hacia la escala graduada, en la que deben aparecer las líneas espectrales.

Es importante recordar que las líneas observadas corresponden a la emisión de los elementos investigados, cuyos electrones son excitados térmicamente a niveles superiores de energía, volviendo luego a su estado normal o fundamental. Al hacerlo, emiten el exceso de energía en forma de radiación electromagnética.

Es útil colocar el mechero dentro de una botella o bidón plástico, al cual se le ha abierto una ventana, a través de la cual se pulveriza, dejando sólo el quemador del mechero en la parte exterior. (Véase D. K. Dalby, "Journal of Chemical Education", 1996, Vol. 73, pág. 80).

Una vez terminado el experimento debe lavarse bien el mechero para evitar su corrosión.

Actividad 10

Identifican propiedades de algunos elementos que les permite justificar la existencia de sistematizaciones realizadas para ordenar los elementos químicos.

Ejemplo (demostrativo):

Observan y discuten algunas propiedades del sodio, y su reacción con agua, en una actividad de demostración realizada por el docente, utilizando una muy pequeña cantidad de este metal.

Procedimiento:

- El docente advierte a los estudiantes sobre las precauciones que deben tomarse en la experimentación con los metales alcalinos. (El potasio no pueden ser utilizado en el experimento porque reacciona muy violentamente con el agua; el litio es un metal más costoso y difícil de conseguir que el sodio y se desaconseja su uso).
- El profesor o profesora, tomando todas la precauciones detalladas al final de esta actividad (Indicaciones al docente), saca con las tenazas un trozo pequeño del metal sodio y lo limpia, separando la corteza de hidróxido con un cuchillo afilado, como si se tratara de sacar la cáscara de un pedazo de queso.
- Corta un trozo muy pequeño de metal limpio para que los alumnos y alumnas lo observen y noten su consistencia.
- Lo hace reaccionar con agua.
- Luego devuelve los trozos no utilizados de sodio al envase original y elimina incluso los restos más pequeños haciéndolos reaccionar con metanol (no con agua).
- Los estudiantes toman nota de lo observado en relación:
 - al aspecto (brillo y color),
 - a la estabilidad frente a la acción del aire (humedad y oxígeno),
 - a su dureza (el sodio puede ser cortado con un cuchillo),
 - a la reactividad frente al agua y al metanol,
 - al color y aspecto del residuo sólido resultante al evaporar la disolución formada en la reacción de sodio con agua,
 - a la acción sobre el papel tornasol de la solución obtenida en la reacción del sodio con agua.
- Observan y colocan en agua trozos de aluminio o hierro, y comparan su comportamiento con el del sodio.

- El docente informa sobre el origen de la palabra álcali (que proviene de la palabra árabe *al-qaliy*, con que se designaba desde tiempos muy antiguos a las cenizas calcinadas de ciertas plantas).
- Los alumnos y alumnas colocan ceniza en agua e investigan su reacción con el papel tornasol o varillas de pH; luego comparan con lo observado para el agua pura y para la solución resultante de la reacción de sodio con agua, y debaten sobre si la designación de este elemento como alcalino es acertada.
- Finalmente, comparan las configuraciones electrónicas **externas** de Li, Na y K e indagan acerca del origen del ordenamiento propuesto por Döbereiner en 1829, en sus “tríadas”, para los elementos Li, Na y K.

INDICACIONES AL DOCENTE:

■ Esta actividad exige que el profesor o profesora sea extraordinariamente cuidadoso en la manipulación del metal alcalino sodio. El uso de lentes de seguridad debe ser obligatorio para el docente y los estudiantes, sin excepción alguna. Además, debe usar guantes, tenazas y un cuchillo afilado para cortar los trozos de metal; los estudiantes mantendrán una distancia prudente durante esta operación y mientras ocurra la reacción del metal con agua.

Todos los restos de metal alcalino, aun los más insignificantes, deberán ser inactivados por reacción con metanol y en ningún caso serán botados en papeleros, piletas, lavatorios, etc. (pues ello implica riesgo de incendio). El resto del metal debe devolverse al envase original, quedando completamente cubierto por el líquido (hidrocarburos) para evitar accidentes.

Sólo deben usarse trozos muy pequeños de sodio (tamaño no mayor al de un grano de trigo). Los frascos con sodio metálico, botellas de alcohol o de otros solventes inflamables deben mantenerse alejados del lugar de experimentación.

Tomando en cuenta todas las precauciones anteriores el experimento no reviste riesgos.

En cuanto a las configuraciones electrónicas, conviene considerar sólo la configuración externa, para evitar complicaciones innecesarias en el llenado de los niveles internos y, especialmente, para destacar mejor su similitud estructural:



Actividad 11

Analizan el criterio moderno de ordenamiento de los elementos en el sistema periódico, según sus números atómicos, y aprenden a relacionarlo, para algunos de ellos, con sus configuraciones electrónicas, propiedades y nombres de las respectivas familias.

Ejemplo: Con ayuda del docente, escriben las estructuras electrónicas de los elementos desde el hidrógeno al neón y las relacionan con su ubicación en el sistema periódico.

Procedimiento:

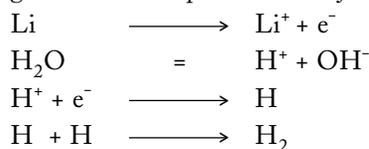
- Escriben los símbolos químicos de los diez primeros elementos del sistema periódico y, eventualmente con apoyo del modelo usado en la actividad 8, escriben sus configuraciones electrónicas.
- Relacionan la ubicación de cada elemento en el sistema periódico con el número de electrones en la última capa (capa de valencia). El docente hace notar que ésta es la capa electrónica que determina las propiedades químicas y físicas más relevantes de los átomos.
- Calculan el número de electrones que falta para completar la configuración electrónica del gas noble correspondiente al período, así como el número de electrones en exceso sobre la configuración electrónica del gas noble precedente.
- Elaboran una tabla como la siguiente en la que el docente agrega, en la última columna, la clasificación de los elementos como metal, metaloide, no metal o gas noble, fundamentando la clasificación con ejemplos de reacciones de los elementos.

Elemento	Electrones en la última capa	Electrones que faltan para completar la configuración electrónica del gas noble siguiente	Electrones que sobran en relación con la configuración electrónica del gas noble anterior	Clasificación del elemento
Li	1	7	1	metal
Be	2	6	2	metal
B	3	5	3	metaloide
C	4	4	4	no metal
N	5	3	5	no metal
O	6	2	6	no metal
F	7	1	7	no metal
Ne	8	0	8	gas noble

INDICACIONES AL DOCENTE:

Conviene aprovechar el cuadro anterior para comentar con los estudiantes los siguientes aspectos:

- Las configuraciones correspondientes a los gases nobles completan la capacidad electrónica de cada una de las capas y son particularmente estables, por lo que también se les llamó “gases inertes”. (El nombre de “gases inertes” no es correcto, ya que ellos forman una serie de compuestos. El primero de ellos, un compuesto de xenón, fue obtenido en 1962).
- El elemento Li es un metal alcalino y, a semejanza del sodio que se vio en la actividad 10, reacciona fácilmente con agua. Ello se debe a que cede su electrón de valencia y adopta la configuración del gas noble He. En dicha reacción el electrón cedido por el Li es captado por un ion hidrógeno, H^+ , que se halla en pequeñas concentraciones en el agua, formando un átomo de H. Este se une con otro átomo de H formado, generando hidrógeno molecular, H_2 , especie que es gaseosa. Ello explica el burbujeo que se observa en la reacción de los metales alcalinos con agua.

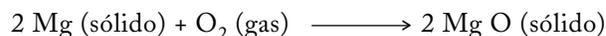


Esto ocasiona que queden iones OH^- “sobrantes”, lo que causa la alcalinidad de la solución, como se verá en la Unidad 3. El comportamiento del Li es típicamente metálico.

- El elemento Be es un metal alcalino térreo. Al reaccionar cede sus 2 electrones de valencia adquiriendo también la configuración del gas noble He. Tiene, asimismo, propiedades metálicas.

El nombre de metales alcalino-térreos se debe a un error, ya que antes de 1800 se suponía que los óxidos de estos metales eran realmente elementos inertes, y por eso se les llamó tierras, pues éstas no se descomponen por acción del agua ni del calor.

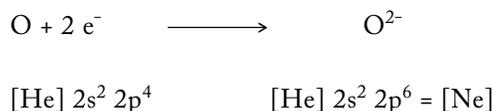
■ El docente puede mostrar la reacción de un pequeño trozo de cinta de magnesio con el aire (no más de 0,5 cm, sujetado con una tenaza o alicate) y la obtención de una “tierra” blanca, óxido de magnesio:



El profesor o profesora usará gafas protectoras e instruirá a alumnos y alumnas para que eviten mirar fijamente la intensa llama de combustión del magnesio.

- El carácter de metaloide del boro se expresa en que conduce mal la electricidad, pero al revés de los metales, aumenta su conductividad eléctrica cuando se aumenta la temperatura. Los no metales, en cambio, son aisladores, aun al elevar su temperatura. Además, el boro no puede formar compuestos iónicos ya que el ion B^{3+} , obtenido por pérdida de tres electrones del átomo neutro, adquiriría un tamaño muy pequeño y al atraer muy fuertemente a los electrones del anión no podría coexistir como tal. En esto se diferencia el boro de su “pariente” aluminio, cuyo ion Al^{3+} es de tamaño apreciablemente mayor que el B^{3+} (2,5 veces).

- Los elementos que siguen, C, N, O y F comparten electrones con otros átomos y son típicamente no metales. Sin embargo, el átomo de oxígeno puede captar fácilmente dos electrones cedidos por átomos de elementos fuertemente metálicos, alcalinos o alcalino-térreos, formando un ion óxido O^{2-} que tiene la configuración electrónica estable del gas noble Ne.



- El O y los elementos de su familia se denominan calcógenos, nombre que proviene probablemente de la facilidad con que forman sustancias (óxidos) similares en su aspecto y propiedades a la cal, CaO. (Esto se demostró en la reacción del magnesio con oxígeno). A estos elementos se les denomina también anfígenos.
- El F puede captar un electrón cedido por un átomo de un metal alcalino (o dos átomos de F pueden captar los electrones cedidos por un átomo alcalino-térreo).

Los elementos de la familia del flúor se denominan halógenos, palabra que tiene su origen en dos raíces griegas (gen = productor y hal = sal), que significa que estos elementos producen fácilmente sales, por ejemplo NaF, KCl, KF, LiF, $CaCl_2$, etc.

De hecho, los átomos de los halógenos captan fácilmente un electrón, adoptando la configuración electrónica del gas noble siguiente, lo que ocurre cuando reaccionan con elementos que ceden con facilidad sus electrones (metales alcalinos y alcalino-térreos).

Dos relaciones importantes que el docente querrá destacar en el sistema periódico son:

- El carácter metálico de los elementos disminuye, a lo largo de un período, desde la derecha hacia la izquierda, por ejemplo:

Li, Be	B	C, N, O, F	Ne
metal	metaloide	no metales	gas noble

- El carácter metálico aumenta, en los grupos, de arriba hacia abajo. Así, por ejemplo, el carbono es un no metal pero el estaño y el plomo son metales, presentando los elementos silicio y germanio propiedades de metaloides e intermedias a las de los metales y no metales:

C	Si, Ge	Sn, Pb
no metal	metaloides	metales

Actividad 12

Relacionan las configuraciones electrónicas y la ubicación de los elementos en el sistema periódico con el radio atómico, la energía de ionización y la electroafinidad.

Ejemplo: Para los elementos Li al Ne, indagan acerca de:

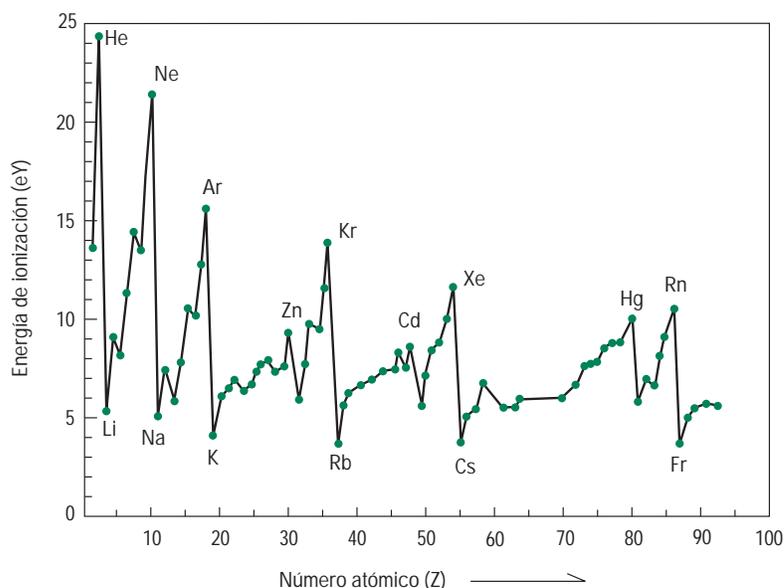
- El significado y modo de variación del radio atómico.
- La energía de ionización y cómo ella se relaciona con la altura (diferencia de energía) entre el último escalón ocupado y el borde superior del modelo (que representa al nivel de energía de un electrón separado del átomo), explicado en términos de la creciente carga nuclear a lo largo del período.
- La variación, para los elementos del segundo período, de la afinidad electrónica y de la electronegatividad. Relacionan las energías de ionización y las afinidades electrónicas de dichos elementos con sus propiedades metálicas y no metálicas.

Procedimiento:

- El docente explica la idea de periodicidad y la aplica a la variación de alguna de las propiedades bajo estudio.
- El profesor o profesora explica el significado de radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
- Dados los valores de la energía de ionización para los elementos de los tres primeros períodos, los estudiantes grafican la magnitud de esta propiedad versus el número atómico; y, para los elementos del primer período, intentan encontrar alguna regularidad (la tendencia a repetirse periódicamente en los períodos siguientes).
- Los alumnos y alumnas, apoyados por el docente, intentan encontrar relaciones entre las energías de ionización y afinidades electrónicas en relación con la ubicación de elementos definidos como gases nobles (grupo 18), metales alcalinos (grupo 1) y halógenos (grupo 17).

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es de importancia fundamental explicar, muy claramente, la idea de *periodicidad* que es central para la comprensión del modo de variación de las propiedades periódicas. La idea básica de que hay una repetición cíclica, en un determinado orden relativo, de la magnitud de la propiedad para un elemento cuando se le compara con las de elementos vecinos, puede ilustrarse con analogías de la periodicidad de ciclos naturales: el ciclo noche-día, las mareas, las estaciones del año, las fases lunares o la conjunción periódica de los astros. La variación periódica de una propiedad podrá ser así comprendida por los estudiantes, por ejemplo, cuando se representa la magnitud de la energía de ionización en función del número atómico:



En la figura se grafica la energía en unidades de electrón-volt, eV, lo que es habitual en este tipo de representaciones.

El docente querrá destacar que los gases nobles (debido a su configuración muy estable, cerrada y completa) ocupan las cúspides de la curva, lo que se va repitiendo de un período al siguiente (idea de periodicidad), mientras que los metales alcalinos, con sólo un electrón en exceso respecto de la configuración electrónica del gas noble precedente y con la mínima carga nuclear dentro del período, ocupan la posición más baja, lo que también se repite periódicamente. Por otro lado, las energías de ionización decrecen en el grupo, por ejemplo, del Li hacia el Cs, debido a que al aumentar el número de capas electrónicas se debilita la fuerza ejercida por la carga nuclear sobre un electrón externo debido a los electrones ubicados en las capas más internas. (Este es el llamado “efecto pantalla”).

Es importante explicar la variación general de las energías de ionización a lo largo del segundo período, vale decir, que un aumento del número atómico significa también un aumento de la carga nuclear y de la atracción ejercida sobre los electrones de valencia.

No es necesario, a este nivel, entrar en mayores detalles sobre el modo de variación de la energía de ionización. El docente tendrá presente, eso sí, algunas peculiaridades de la curva de energías de ionización:

- La mayor estabilidad de los niveles electrónicos llenos o semillenos. Así es como la energía de ionización del boro, $[\text{He}] 2s^2 2p^1$, es menor que la del berilio, $[\text{He}] 2s^2$, ya que en este último el nivel 2s está completo. De manera similar, el oxígeno, $[\text{He}] 2s^2 2p^4$ tiene una menor energía de ionización que el nitrógeno, $[\text{He}] 2s^2 2p^3$, que tiene un nivel semilleno, con un electrón en cada uno de los orbitales 2p. Este es el origen del aspecto dentado de la curva.

Finalmente, conviene recordar al docente que la altura de los escalones es directamente proporcional al cuadrado de la carga nuclear. De este modo, por ejemplo, si se refiere a los dos primeros elementos del sistema periódico, la posición del nivel 1s del H está a $1/4$ de la profundidad que el mismo nivel del ion He^+ , que tiene una carga nuclear que es el doble. Esto, en rigor, es estrictamente válido sólo para el átomo de hidrógeno y los iones hidrogenoides.

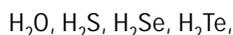
Actividad 13

Relacionan las configuraciones electrónicas de algunos elementos con sus estructuras de Lewis y con el número de enlaces que éstos forman, con el fin de introducir una aplicación del sistema periódico a la resolución de problemas estructurales simples.

Ejemplo: Con orientación del docente, dibujan las estructuras de Lewis de los átomos de los elementos del segundo período y, luego, disponiendo de fórmulas moleculares simples, deducen en cada caso cuántos enlaces se forman.

Procedimiento:

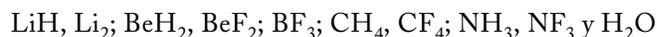
- Los estudiantes escriben las configuraciones electrónicas de los átomos Li, Be, B, C, N, O y F.
- Representan mediante puntos los electrones de valencia en torno al símbolo atómico y cuentan el número total de electrones desapareados, que dan cuenta del número de enlaces, en moléculas simples como NH_3 y H_2O .
- Debaten acerca de las estructuras electrónicas del elemento Be, que no posee electrones desapareados, y de B y C que presentan sólo 1 y 2 electrones desapareados, respectivamente.
- Finalmente, el docente explica que la similitud en la configuración electrónica de los elementos de una familia del sistema periódico significa una analogía estructural de las moléculas que ellos forman, por ejemplo:



y que ello permite predecir la estructura de moléculas relacionadas.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante que las fórmulas moleculares propuestas como ejercicios sean simples y que, en lo posible, correspondan a moléculas discretas. Se sugieren como ejemplos:



ya que todos ellos corresponden a moléculas que sólo involucran átomos de los primeros dos períodos.

Si bien LiH , BeH_2 y el litio metálico existen normalmente como sólidos a temperatura ambiente, se han identificado también las correspondientes especies moleculares individuales al estado gas, a semejanza de las otras moléculas ya nombradas.

Es necesario dar amplias oportunidades a los estudiantes para que ejerciten las reglas del dueto y del octeto a través del dibujo de las estructuras de Lewis de iones, como por ejemplo: H^- , C^{4-} , N^{3-} , O^{2-} , F^- , verificando que poseen la estructura electrónica, especialmente estable, de los gases nobles helio y neón.

Para la representación de estructuras de Lewis de moléculas se recomienda el siguiente procedimiento:

- El docente introduce las reglas del dueto y del octeto, en términos de que los átomos con configuraciones electrónicas que completan dos electrones (caso del hidrógeno) y ocho electrones (para los elementos del segundo período) son especialmente estables.
- Los estudiantes escriben las configuraciones electrónicas completas de los átomos que participan en el enlace.
- Identifican los electrones de valencia y los representan como puntos alrededor del símbolo de los átomos.
- Cuentan el número total de electrones de la capa de valencia para la molécula y dibujan la estructura de Lewis, atendiendo a las reglas del octeto y del dueto.

Es importante extender la ejercitación de las estructuras de Lewis lo suficiente como para que los alumnos y alumnas desarrollen cierta habilidad para representarlas, adquieran confianza en que saben hacerlo correctamente y sepan que pueden manejar una herramienta poderosa para la comprensión de la química.

Actividad 14

Sistematizan la información química contenida en el sistema periódico con relación al tipo de enlace que forman pares de elementos, que han sido seleccionados para asociar determinados modelos de enlace con la ubicación de los elementos en dicho sistema.

Ejemplo: Ordenan información entregada por el docente acerca del litio, en relación al tipo de enlace que pudiera formar con átomos de los gases nobles, halógenos, calcógenos, un átomo de litio y, finalmente, un número grande de átomos de litio.

Procedimiento:

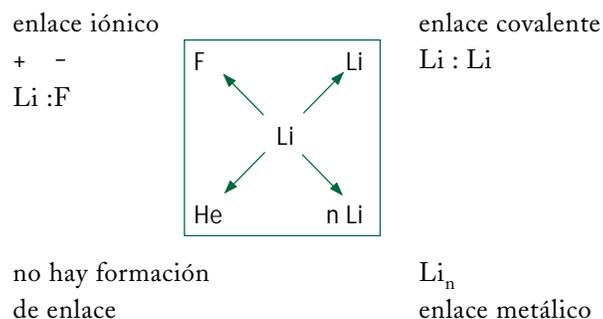
- Escriben la configuración electrónica del litio.
- Identifican el electrón de valencia y lo representan como un punto alrededor del símbolo atómico.
- Cuentan el número total de electrones de la capa de valencia para Li_2 , F_2 , LiF y Li_2O y dibujan la estructura de Lewis, atendiendo a las reglas del octeto y del dueto.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Este ejemplo es un punto de partida apropiado para mostrar, por un lado, la necesidad de los diferentes modelos de enlace: iónico (LiF), covalente (Li_2) y metálico (Li_n); y, por otro lado, destaca la importancia del sistema periódico. De esta manera, los estudiantes sistematizan y ordenan propiedades físicas y químicas de elementos y compuestos.

La destreza que ellos adquieran para utilizar la tabla periódica en el contexto del enlace comienza por el manejo del lenguaje de la química. Por esto, enunciados simples como: “los elementos alcalinos pierden fácilmente un electrón” o “los elementos alcalinos poseen un potencial de ionización reducido y forman fácilmente iones monopositivos” involucran conceptos que permiten sistematizar una gran cantidad de información.

También se pueden elaborar diagramas que muestren relaciones de enlace de un elemento con otros usando, cuando sea posible, la representación del par electrónico según Lewis:



Este ejemplo es apropiado para introducir una idea básica del enlace metálico y explicar el concepto de energía de enlace, como la energía necesaria para romper un enlace generando los átomos individuales en estado gaseoso (g).

Para el caso de la molécula Li_2 ,



Es importante precisar que cuando la energía requerida para romper el enlace es elevada se habla de un enlace fuerte, en caso contrario, de un enlace débil.

El docente puede introducir aquí el concepto de *enlace de coordinación* a través de un ejemplo simple que demuestre que éste no es otro tipo de enlace, sino sólo una diferente forma de generar un enlace covalente. A manera de ilustración puede ser útil escribir estas dos maneras de formar el enlace Li - Li en la molécula Li_2 :



Destacar que en el primer caso cada átomo de Li aporta un electrón, mientras que en el segundo, el átomo de Li representado a la izquierda aporta los dos electrones de enlace.

Conviene, también, referirse a la teoría del enlace valencia (T.E.V) desarrollada en 1927 por W. Heitler y F. London, y que fue la primera teoría que permitió describir matemáticamente el enlace en la molécula de hidrógeno, H_2 ; y calcular la distancia entre los átomos y las energías de ionización y de enlace.

Actividad 15

Se informan en detalle sobre uno de los modelos de enlace con el fin de relacionar el enlace químico y la estructura de un material con sus propiedades y usos en diferentes ámbitos.

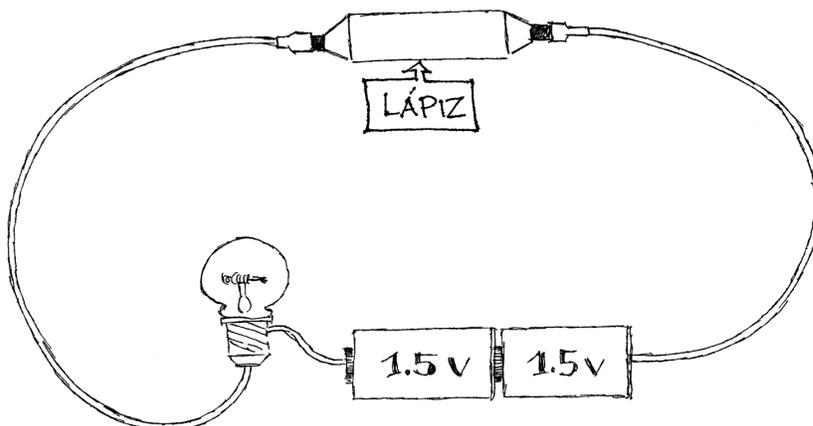
Ejemplo: Estudian experimentalmente algunas propiedades del grafito y discuten las relaciones entre estas propiedades y su estructura, la que puede ser asociada al enlace covalente.

Procedimiento:

- Los estudiantes investigan, a través de la experimentación, sobre atributos y propiedades del grafito en minas de lápices: color, conductividad eléctrica y térmica, dureza, comportamiento al ser calentado y solubilidad en agua. Tabulan y comparan dichas propiedades con las de un metal como el aluminio.
- Arman un circuito eléctrico colocando en serie una ampolleta con un lápiz de grafito sujeto con dos uniones tipo caimán, lo que permitirá comparar la conductividad eléctrica del grafito con la de otros materiales.
- El docente explica, a grandes rasgos, el tipo de estructura cristalina del grafito.
- Los estudiantes debaten acerca de las propiedades mecánicas del grafito y de su poder lubricante en relación a su estructura en capas.
- Dibujan hexágonos, simulando un panal, sobre tres láminas de mica o vidrio y, orientados por el docente, las ubican espacialmente hasta que representen, lo mejor posible, la estructura del grafito.

INDICACIONES AL DOCENTE:

El siguiente circuito permite estudiar la conductividad eléctrica del grafito:

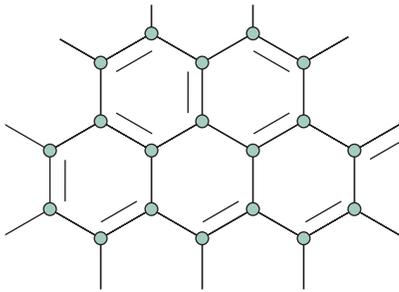


Es formativo que los estudiantes diseñen y armen el circuito, para que aprendan a preparar por sí mismos los elementos al realizar una experimentación simple.

Conviene señalar que la mina del lápiz de grafito no es una sustancia pura, sino que una mezcla que, además de grafito, contiene caolín, arcilla u otros aglomerantes. Por ello es indispensable probar el correcto funcionamiento del circuito.

La diferencia de conductividad de otros materiales como plásticos o madera y los metales es fácil de demostrar colocándolos en el lugar del lápiz y observando si se enciende la ampolleta o si varía su brillo.

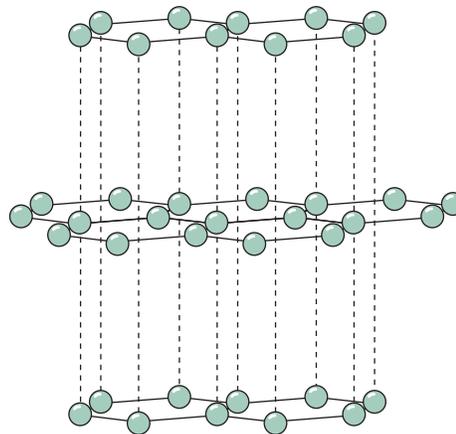
Es necesario destacar que, en rigor, el enlace en el grafito habría que situarlo entre las descripciones dadas para los modelos de enlace covalente y metálico: los enlaces C - C dentro de una capa ocurren entre átomos idénticos (enlace covalente), pero el sólido tiene brillo y conductividad eléctrica (enlace metálico), que es intermedia a la de un sólido covalente como el diamante y la de un metal como cobre o aluminio, debido a la movilidad de los electrones de los enlaces C = C. Por ello es importante escribir una fórmula estructural para algunos átomos de carbono de una capa del grafito y llamar la atención de los alumnos y alumnas sobre el hecho de que el vértice de cada hexágono corresponde a un átomo de carbono y que el número total de enlaces alrededor de cada uno de ellos es 4.



○ carbono

Vista frontal de un capa de grafito

Vista lateral de las capas del grafito



Vista lateral del cristal de grafito (desarrollada)

También es importante que el docente se refiera a la hibridación sp^2 de los átomos de carbono en la capa de grafito, lo que es coherente con la disposición en un plano de dichos átomos. Los orbitales $2p$ restantes, uno por átomo de C, están orientados perpendicularmente a la capa de átomos de C y el conjunto de electrones que los ocupan es muy movable. (En términos químicos se dice que es deslocalizado). Ello explica, en gran parte, la conductividad eléctrica y el brillo metálico del grafito.

Los estudiantes pueden desarrollar la habilidad de escribir la estructura completando los enlaces en los hexágonos, teniendo en cuenta que el número de enlaces alrededor de cada átomo de carbono tiene que ser siempre 4.

Una relación que conviene destacar es la estructura en capas del grafito y el hecho de que la unión entre las diferentes capas es débil, lo que permitirá a los alumnos y alumnas explicar la diferente dureza del grafito en dirección perpendicular y paralela a las capas y de su buen poder lubricante: los cristales de grafito se rompen fácilmente en direcciones paralelas a los planos que ocupan los átomos de carbono, pero son mucho más duros en dirección perpendicular, ya que para seccionarlos se deben romper numerosos enlaces C - C.

El poder lubricante del grafito se debe a esa misma propiedad, lo que se puede ilustrar comparándolo con las de un mazo de naipes. Cuando se desplaza el mazo apoyado sobre una superficie, los naipes se deslizan unos sobre otros, de manera análoga a como lo hacen las capas del grafito entre dos superficies en movimiento, pero habría considerable dificultad al intentar partir el mazo en dirección perpendicular al plano en que se apoya.

Otra manera de ilustrar esto es a través de la propiedad del grafito que lo hace útil como material de escritura: cuando el lápiz se desliza sobre el papel se van separando varias capas paralelas de átomos de carbono de los cristales, las que al depositarse sobre la superficie del papel forman el trazo escrito.

Es conveniente que el docente se refiera brevemente a la estructura del diamante y compare algunas de sus propiedades con las del grafito: el diamante es aislador y, por lo tanto, no conduce la corriente eléctrica; es un material transparente (deja pasar la luz a través de él) y es el sólido más duro que se conoce, lo que se explica por los cuatro enlaces covalentes, dispuestos muy simétricamente alrededor de cada átomo de carbono (entorno tetraédrico). Ello genera un cristal que es como una gran molécula, consistente de una malla tridimensional en que se enlazan entre sí cientos de miles de millones de átomos de carbono.



Unidad 2

Química orgánica

Contenidos

- Propiedades específicas del carbono que permiten la formación de una amplia variedad de moléculas.
- Caracterización de los grupos funcionales; introducción a la nomenclatura de compuestos orgánicos.
- Representación mediante modelos tridimensionales de moléculas orgánicas con distintos grupos funcionales. Nociones de estereoquímica.
- Representación tridimensional de moléculas simples. Isomería. Su importancia.
- Usos actuales y potenciales de compuestos orgánicos de importancia industrial, doméstica y farmacéutica.
- Debate informado acerca de la contribución de la química orgánica al bienestar de las personas.
- Reacciones de oxidación de moléculas orgánicas. Aspectos estequiométricos y energéticos.
- Destilación de una bebida alcohólica y estimación del grado alcohólico.

Aprendizajes esperados

Los alumnos y alumnas:

1. Identifican las propiedades del carbono que permiten la formación de enlaces muy fuertes, poco reactivos con el hidrógeno y entre sí, pudiendo generar así una amplia variedad de moléculas, muchas de ellas de cadena larga.
2. Caracterizan los grupos funcionales en compuestos orgánicos, en el contexto de un principio de organización sistemática de sus propiedades estructurales y modos de reacción.
3. Conocen aplicaciones acerca de la predicción de propiedades estructurales y modos de reacción de compuestos que contienen grupos funcionales específicos.
4. Reconocen el nombre de los principales grupos funcionales orgánicos, aplican algunas reglas simples de nomenclatura de compuestos orgánicos comunes, y son capaces de representar sus fórmulas y de indicar algunos de sus usos.
5. Visualizan la estructura tridimensional de una molécula simple, describen el fenómeno de isomería geométrica y valoran su importancia.
6. Reconocen algunas de las aplicaciones más comunes de compuestos orgánicos industriales, domésticos y farmacéuticos relevantes.
7. Valoran el papel de los compuestos orgánicos en la vida diaria desde un punto de vista químico, social y medioambiental.

Orientaciones didácticas

Esta unidad comienza ubicando la química orgánica como una especialidad de la química y poniendo énfasis en su relación con la naturaleza viva.

La química orgánica trata del estudio de las estructuras, propiedades y reacciones de compuestos, muchos de los cuales intervienen en los procesos que ocurren en los seres vivos. Otras disciplinas, como la química bioinorgánica, han surgido de la necesidad de incluir en la química el estudio de varios elementos, además del carbono, que también juegan un importante papel en los procesos que ocurren en los seres vivos. Por ejemplo, la macromolécula de hemoglobina contiene 4 átomos de hierro, a los cuales se enlazan las moléculas de oxígeno que son transportadas a las células. Por otra parte, el magnesio es elemento vital para la clorofila en el proceso de fotosíntesis. Otros metales, en muy pequeñas cantidades, también son esenciales para la vida.

Interesa que el docente destaque la importancia y extensión de la química orgánica a la que se pueden aplicar conceptos de estructura de la materia estudiados en la unidad anterior. La química orgánica permite iniciar el estudio orientado hacia la bioquímica, la bioingeniería y la medicina, entre otros. Por otra parte, nuestra sociedad ha desarrollado una amplia red industrial que fabrica compuestos que contienen moléculas orgánicas básicas, que luego son convertidas en una amplia variedad de productos sintéticos tales como plásticos, fármacos y colorantes.

Es recomendable orientar inicialmente a los estudiantes para que identifiquen las propiedades estructurales del carbono que hacen posible la formación de cadenas largas y estables, abiertas y cerradas, y con diferentes tipos de enlace, y que pueden unirse con otros elementos. Los alumnos y alumnas deben adquirir una noción sobre la existencia de millones de compuestos orgánicos. El estudio de éstos se inicia con los hidrocarburos, en los que la tetravalencia del carbono juega un importante papel, lo cual se ilustra con el alcano más simple, el metano, CH_4 .

Las propiedades químicas de un compuesto orgánico generalmente están determinadas por la naturaleza del grupo funcional. El concepto de grupo funcional es presentado como un principio de organización sistematizada de los compuestos orgánicos. En ese sentido, se pone énfasis en que el grupo funcional es importante desde el punto de vista químico, ya que corresponde a un centro de reactividad química.

En esta unidad, el estudio de los grupos funcionales se ejemplifica con los alcoholes ($\text{R} - \text{OH}$), los ácidos carboxílicos ($\text{R} - \text{C}(\text{O}) - \text{OH}$) y los ésteres ($\text{R} - \text{O} - \text{C}(\text{O}) - \text{R}$). Se analizan algunas de sus propiedades químicas y se mencionan compuestos relacionados a productos de usos cosmético, industrial y médico. Estos ejemplos permiten, asimismo, avanzar en el aprendizaje de la nomenclatura de los compuestos orgánicos.

En casos seleccionados, se formula y discute la representación espacial de las respectivas moléculas.

De esta manera se dispone de un esquema básico de la química orgánica, abriendo paso a ulteriores estudios que hacen posible la comprensión del mundo de las moléculas relacionadas a nuestro organismo y al desarrollo tecnológico y científico de nuestra época.

Actividades

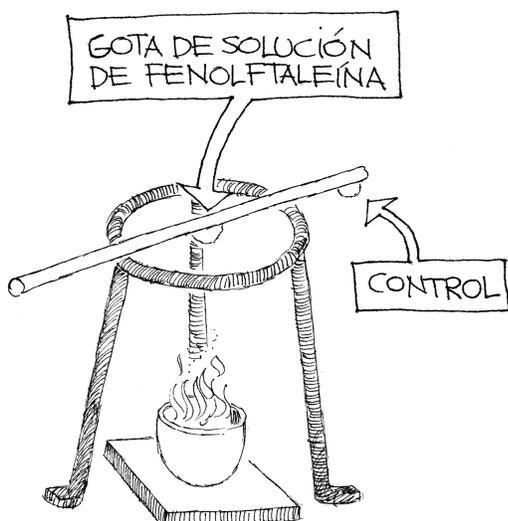
Actividad 1

Determinan experimentalmente la presencia de carbono en algunos materiales orgánicos, y caracterizan al carbono como un elemento capaz de combinarse y generar una amplia gama de moléculas.

Ejemplo: Producen la combustión de muestras de algunos materiales orgánicos (por ejemplo, un pequeño trozo de galleta, una pastilla de glucosa o un trozo de madera) y detectan la presencia de carbono en ellos a través de la observación de los residuos de combustión y de la producción de dióxido de carbono.

Procedimiento:

- Ponen la cápsula de porcelana sobre un trípode o sobre una cubierta resistente al calor y colocan en la cápsula, sucesivamente, una pequeña porción de cada uno de los materiales mencionados. Los encienden con un fósforo o con un mechero.
 - Mientras dura la combustión, colocan sobre la cápsula, a unos 10 cm de distancia, en posición horizontal, una bagueta que tiene suspendida una gota de solución débilmente alcalina de fenolftaleína.
- Observan lo que sucede con la gota de solución de fenolftaleína, y una vez finalizada la combustión intentan identificar los residuos.
- A partir de la discusión acerca de los resultados del experimento, debaten cuáles características del carbono lo convierten en la base de los productos orgánicos.



INDICACIONES AL DOCENTE:

La presencia del carbono en los materiales estudiados se revela tanto en el residuo oscuro que deja la combustión como en la decoloración de la solución alcalina de fenolftaleína, lo que demuestra la formación de CO_2 . Conviene colocar en un extremo de la bagueta otra gota de dicha solución como control, ya que ésta también se decolora por acción del dióxido de carbono atmosférico. La adyacente figura muestra cómo realizar el ensayo.

La solución alcalina de fenolftaleína se prepara agregando 1 gota de solución de carbonato de sodio 0,05 M y 2 gotas de una solución al 0,5% del indicador a 0,5 mL de agua.

Esta actividad permite introducir la unidad dedicada a la química orgánica, que puede caracterizarse como la rama de la química que estudia la estructura y las reacciones de compuestos que poseen uno o más átomos de carbono.

Es conveniente referirse brevemente a la historia del desarrollo de la química orgánica y a la razón de su denominación, basada en la intención de estudiar compuestos producidos por los seres vivos en la realización de sus funciones vitales. Actualmente se reconoce que no existen diferencias esenciales entre la química de los compuestos orgánicos y la de los compuestos inorgánicos, y la denominación “química orgánica” se ha mantenido para referirse al estudio de aquellos compuestos cuya base es el carbono.

Es importante revisar en este momento las propiedades del carbono que se vieron en la unidad anterior. En especial, el docente debe estimular a alumnos y alumnas a identificar la ubicación de dicho elemento en la tabla periódica y su estructura electrónica. Conviene recordar, asimismo, la actividad 15 de la Unidad 1 y las características de los enlaces entre los átomos de carbono en el grafito.

Actividad 2

Consideran los enlaces entre carbono e hidrógeno en hidrocarburos simples, representan las formas de enlazamiento e identifican los ángulos de enlace aproximados, asociando, de este modo, tipos de enlaces a geometrías espaciales bien definidas.

Ejemplo:

- Analizan los diferentes modos de enlazamiento del carbono y representan las estructuras de Lewis de las moléculas etano (C_2H_6), eteno (C_2H_4) y acetileno (C_2H_2).
- Construyen, con apoyo del profesor o profesora, los modelos correspondiente a ellas, identificando los ángulos de enlace aproximados.
- Se informan sobre usos o aplicaciones de estos tres compuestos orgánicos.

Materiales: modelos tridimensionales o esferas de poliestireno expandido de tres tamaños, palos de maqueta, láminas plásticas y plumones de punta media de dos colores.

Alternativamente se pueden ocupar algunos programas computacionales.

Procedimiento:

- En el modelo, las esferas más grandes representarán a los átomos de carbono y las pequeñas a los átomos de hidrógeno. Para mayor claridad, conviene pintar estas esferas de diferente color, diferenciando ambos tipos de átomo.

- Bajo la supervisión del docente construyen un modelo aproximado de la molécula de etano uniéndolo las esferas con palos de maqueta, fósforos o mondadientes. Prestan especial atención a la disposición tridimensional de los átomos en la molécula.
- Dibujan en una cartulina o una lámina plástica los átomos de carbono e hidrógeno para la molécula de eteno.

El profesor o profesora explica que, a diferencia del caso anterior, los dos átomos de carbono y los cuatro átomos de hidrógeno se ubican en un plano. Sin embargo, en el enlace doble intervienen dos orbitales 2p que están orientados perpendicularmente al plano de la molécula.

Con el fin de visualizar esta situación, los estudiantes pegan dos esferas de poliestireno, de tamaño mediano, arriba y dos debajo del plano de la molécula, simulando los orbitales 2p de los átomos de carbono que intervienen en el doble enlace.

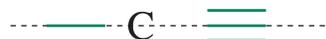
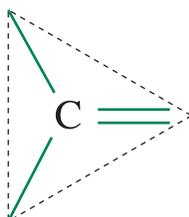
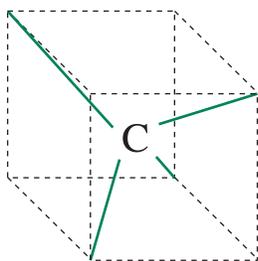
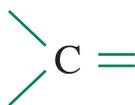
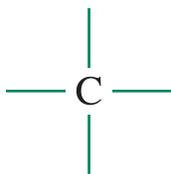
- Proceden de manera análoga para poder visualizar los enlaces en la molécula de acetileno.
- Observan y comentan modelos tridimensionales de otras moléculas orgánicas (por ejemplo, ciclohexano, benceno, cloroformo, metanol, etanol, formaldehído, ácido acético y acetona).

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante que los estudiantes recuerden y discutan el hecho de que, además de los enlaces por un par de electrones, existen enlaces en los que intervienen dos pares electrónicos (enlaces dobles) y también tres pares electrónicos (enlaces triples).

En este punto se sugiere que, al describir la geometría de los enlaces y ángulos aproximados alrededor del átomo de carbono para cada una de esas moléculas, se utilicen como analogía geométrica:

- el cubo o el tetraedro regular para el caso del enlace simple,
- el triángulo para el caso del enlace doble, y
- la línea recta para el caso del enlace triple.



Al ir construyendo los modelos de estas moléculas junto a los estudiantes, explicar cómo las propiedades de los compuestos orgánicos dependen de sus estructuras tridimensionales.

Centrar su atención en la formulación de estructuras de Lewis, estableciendo así una adecuada continuidad de los aprendizajes iniciados en la unidad anterior.

Es conveniente disponer de un conjunto de modelos tridimensionales de diferentes moléculas orgánicas e inorgánicas de modo de superar la visión bidimensional que se suele manejar. La discusión debe establecer vínculos con aspectos discutidos en 1º Medio (por ejemplo, en la Unidad 1).

A medida que surjan ejemplos de compuestos orgánicos, explicar cómo su variedad ha hecho necesario un conjunto de reglas que permiten sistematizar su denominación y formulación. Se trata de dotar a los alumnos y alumnas de un lenguaje inicial. A riesgo de producir alguna confusión, conviene mencionar la falta de universalidad del empleo de la nomenclatura sistemática y explicar la necesidad de disponer de este lenguaje. Los nombres comunes han de ser introducidos gradualmente.

Actividad 3

Conocen de la existencia de los isómeros cis y trans, los distinguen y valoran su importancia para la vida.

Ejemplo: Distinguen entre los isómeros geométricos cis- y trans- en el 1,2 - difluoroetileno.

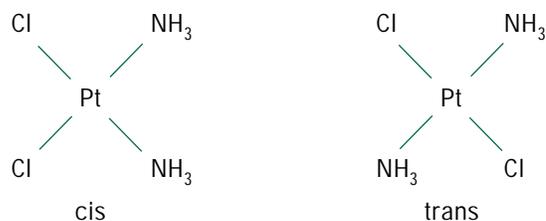
Procedimiento:

- Analizan el hecho de que en este caso cada átomo de carbono se enlaza con el otro utilizando para ello 2 electrones de la capa de valencia, de modo que 4 electrones forman 2 enlaces entre esos átomos (enlace doble $C = C$).
- Distinguen entre ambos isómeros geométricos cis- y trans-.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es útil indicar que existen pequeñas diferencias entre las propiedades físicas y químicas de pares de isómeros, las que pueden ser muy relevantes. Así, las diferencias en el arreglo espacial o de enlazamiento se traducen en diferencias de las propiedades físicas y del comportamiento de los isómeros en reacciones químicas.

Un ejemplo que puede ser útil para ilustrar la importancia del fenómeno de isomería es el caso de la molécula llamada comúnmente “cis-platino”, utilizada en la quimioterapia para el tratamiento del cáncer:



La forma cis- logra infiltrarse y penetrar en el núcleo de la célula inhibiendo fuertemente la replicación celular, debido a que se une con el ácido desoxiribonucleico (ADN) e impide su replicación, mientras que la molécula en su forma trans- se une en forma diferente y la estructura resultante de la unión con el ADN es reconocida como una falla y reparada por mecanismos de reparación celular, con eliminación del agente causante, el trans-platino, antes de que su labor inhibidora se complete. De este modo el isómero cis- es bastante más efectivo que el isómero trans- debido a que el primero, por su particular disposición espacial de los grupos -NH_3 y -Cl , se une químicamente al ADN de manera diferente que la forma trans, sin que sea detectado.

Otro ejemplo que el docente podría utilizar es el del retinal, molécula encontrada en la retina del ojo, la que al cambiar de un isómero geométrico a otro, por acción de la luz, permite la visión de color.

Actividad 4

Debaten sobre el impacto ambiental y socioeconómico del uso de los hidrocarburos.

Ejemplo: Realizan una lectura reflexiva y crítica de artículos sugeridos, extrayendo las principales ideas e identificando sus planteamientos centrales.

INDICACIONES AL DOCENTE:

A través de lecturas se pretende que los alumnos y alumnas tomen conciencia de la aplicación y del impacto del uso de los hidrocarburos en la vida diaria. Es recomendable que participen exponiendo oralmente su trabajo y sus reflexiones ante el grupo. Resaltar las conclusiones obtenidas.

Artículos sugeridos:

- *"Impacto ambiental de la combustión de hidrocarburos"* (pág. 87).
- *"Situación e importancia socioeconómica de los recursos hidrocarbúricos"* (pág. 91).

Fuente: Recursos Naturales en Chile: una visión desde la química.
Ministerio de Educación. MECE, 1998

Actividad 5

Identifican los alcoholes (R - OH) como compuestos que poseen el grupo funcional -OH unido a una cadena carbonada, y obtienen un alcohol mediante destilación de una bebida alcohólica.

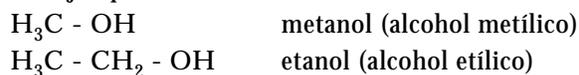
- Ejemplo:
- Caracterizan los alcoholes como compuestos que poseen el grupo funcional -OH unido a una cadena carbonada.
 - Interpretan la notación R - OH como una forma de representar genéricamente un alcohol.
 - Diseñan y realizan un experimento de obtención de etanol mediante destilación de vino o cerveza y estiman su graduación alcohólica.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Presentar a los alcoholes como hidrocarburos que contienen oxígeno como parte del grupo funcional -OH.

Los alcoholes se representan como R - OH, en que R representa una cadena carbonada.

Por ejemplo:



Subrayar que la terminación -ol indica que se trata de un alcohol.

Se obtiene el etanol, por ejemplo, a partir del eteno que reacciona con agua de acuerdo con la siguiente ecuación:



Recordar que el proceso de destilación ha sido considerado en las unidades El petróleo y los materiales, durante el Primer Año de Enseñanza Media. Se sugiere recordar este concepto y solicitar a los estudiantes que diseñen y lleven a la práctica un procedimiento para destilar una bebida alcohólica.

Además, es importante que el profesor o profesora indique a los estudiantes que el alcohol destilado no se obtiene puro, sino que en forma de una mezcla con agua, que contiene un 95% de etanol. Los alumnos y alumnas pueden destilar 100 mL de vino, en ningún caso licores de alta graduación alcohólica, y el docente cuidará de colectar todo el etanol obtenido por ellos y lo desnaturizará por adición de algunas gotas de acetona. Es importante motivar a los estudiantes para que indaguen sobre el significado que tiene el grado alcohólico, el proceso de desnaturización del alcohol potable, la ley de alcoholes, los daños que produce el etanol al ser humano, en sus aspectos

biológicos, químicos y biomédicos, y también para que investiguen sobre las propiedades de compuestos fenólicos contenidos en el vino que le confieren características favorables con relación a enfermedades coronarias.

Actividad 6

Determinan algunas propiedades y usos de los ácidos carboxílicos (R - COOH).

- Ejemplo:
- Colocan aproximadamente 5 mL de vinagre en un tubo de ensayo. Introducen un papel tornasol o papel pH. Observan e interpretan lo que se produce.
 - Perciben el olor del vinagre y determinan si es miscible con agua.
 - Se informan y debaten acerca de algunos usos o aplicaciones del ácido acético.

INDICACIONES AL DOCENTE:

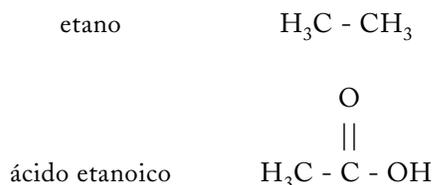
Las dos experiencias anteriores permitirán caracterizar un ácido carboxílico (en este caso, ácido acético) como un compuesto que presenta un comportamiento ácido y que posee un olor característico. Si bien este ácido se disuelve en agua, hay muchos ácidos carboxílicos que son insolubles, particularmente los ácidos de cadena larga.

De manera general, conviene introducir el concepto de acidez, que será abordado en la unidad siguiente.

Para dar continuidad a la enseñanza de la nomenclatura de compuestos orgánicos, conviene mencionar la manera en que se representan los ácidos carboxílicos, haciendo notar que estos contienen dos átomos de oxígeno: uno doblemente enlazado a un átomo de carbono, y el otro unido por un enlace simple a un grupo -OH (ver figura).



En cuanto a nomenclatura, destacar que hay reglas generales en que la designación de un ácido se basa en el nombre del hidrocarburo del que se deriva. Así, el ácido que se obtiene a partir del etano recibe el nombre de ácido etanoico.



Subrayar asimismo que, además de las reglas generales, hay compuestos cuyo nombre tradicional se relaciona con productos naturales u organismos de los cuales proceden. Por ejemplo: ácido fórmico (H - COOH) del latín formica; ácido acético (H₃C - COOH) del latín *acetum*.

Resaltar las características físicas generales de estos ácidos, cuando un compuesto contiene, por ejemplo, cadenas de 1 - 3 carbonos, 4 - 9 carbonos y sobre 10 carbonos.

Subrayar la importancia de los ácidos de cadena larga -productos normales de la digestión de grasas y aceites- y destacar el hecho de que para poder ser asimilados son disueltos en la sangre, que es de naturaleza acuosa y que contiene sustancias que contribuyen a disolver estos ácidos que, en general, son relativamente insolubles.

Mencionar el uso de los ácidos en la fabricación de medicamentos como la aspirina (C₉H₈O₄), analgésico y antipirético; así como también en la fabricación de ciertos plásticos: acetato de celulosa, acetato de vinilo y las fibras de acetato, entre otras.

Reconsiderar una de las preguntas formuladas en la actividad 4 relacionada al reciclaje y la degradabilidad de los materiales plásticos. Discutir sobre la importancia ambiental del reciclaje.

Actividad 7

Obtienen ésteres (R - O - C (O) - R') por síntesis química y reconocen ésteres naturales.

- Ejemplo:
- Obtienen butirato de etilo a partir de mantequilla.
 - Obtienen salicilato de etilo a partir de una tableta de aspirina.



Procedimiento:

a) Para obtener butirato de etilo:

Calentar suavemente un poco de mantequilla, que contiene un éster del glicerol con ácido butanoico, mezclada con 3 mL de etanol. Agregar 2 "lentejas" de hidróxido de sodio y revolver con la varilla hasta obtener una mezcla homogénea. Enfriar la mezcla y agregar lentamente, gota a gota, 1 mL de ácido sulfúrico concentrado. Calentar suavemente durante pocos minutos. Enfriar y detectar el aroma, vertiendo el líquido en una cápsula de porcelana o vidrio de reloj.

b) Para obtener salicilato de etilo:

A un tubo de ensayo con 2 mL de etanol agregar una tableta de aspirina previamente molida en un mortero y 1 mL de ácido sulfúrico concentrado. Calentar suavemente, enfriar y detectar el aroma para lo cual se vierte el líquido en una cápsula de porcelana.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Estas dos actividades experimentales permiten apreciar la formación de un éster a través de la reacción entre un alcohol (etanol) y un ácido orgánico (ácido butanoico, en el primer caso, y ácido acetilsalicílico, en el segundo). El ácido sulfúrico que se ha utilizado aquí sólo cumple funciones de catalizador para acelerar la reacción.

En la obtención del butirato de etilo se hidroliza primeramente el éster, en ambiente alcalino, obteniéndose la sal sódica del ácido butanoico (o butírico). El olor desagradable a mantequilla rancia, que se percibe inmediatamente después de agregar el ácido sulfúrico a la mezcla, se debe al ácido butanoico.

Es importante que el profesor o profesora instruya a los alumnos y alumnas sobre la necesaria precaución en el trabajo con ácido sulfúrico y que al calentar jamás dirijan la boca del tubo de ensayo hacia algún compañero o compañera. La adición de este ácido es preferible reservarla, exclusivamente, al docente. Las botellas de alcohol y de ácido sulfúrico se mantendrán lejos del lugar de trabajo, disponiéndose sólo la cantidad mínima necesaria para el uso de los estudiantes. También es importante que alumnos y alumnas y, desde luego, también el docente, usen gafas protectoras durante toda la experiencia.

Es conveniente aprovechar el análisis de la relación entre éster, alcohol y ácido orgánico para continuar introduciendo nociones generales de nomenclatura de compuestos orgánicos.

Al caracterizar a los ésteres, es conveniente destacar que estos compuestos, al igual que los ácidos carboxílicos de los que derivan, presentan dos átomos de oxígeno: uno de ellos doblemente enlazado al átomo de carbono y, el otro, unido por enlace simple al mismo átomo de carbono.



Se deberá considerar sustancias en las que el grupo funcional éster está presente, por ejemplo, destacar que el éster butirato de etilo tiene un aroma similar al de la piña, por lo cual se emplea en la industria para hacer la esencia artificial de piña usada en conservas, yoghurt, jugos, etc. Por otra parte, el salicilato de etilo, se asemeja a las sustancias usadas para fricciones musculares.

Motivar a los alumnos y alumnas para que se informen acerca de la presencia de ésteres en la naturaleza y de sus características. Sentir el aroma de diferentes flores y frutas, y averiguar el papel que desempeñan estos compuestos orgánicos. Probar jugos naturales y artificiales. Investigar en diferentes fuentes acerca de aquellos ésteres que se obtienen por procedimientos químicos -mezcla de ésteres- para jaleas, jugos en polvo, caramelos, mermeladas, yoghurt; así como también los que caracterizan a los ungüentos.

Promover un debate en que los diferentes grupos de estudiantes informen sobre los resultados de sus investigaciones.

Al finalizar la actividad, conviene comentar acerca de las grasas y aceites grasos, que son ésteres, y en los cuales el alcohol que interviene en su composición es la glicerina (glicerol). En el ejemplo de la siguiente actividad se considera esta idea.

Actividad 8

Analizan un procedimiento de preparación de jabón y caracterizan el proceso de saponificación como inverso al de esterificación.

Ejemplo: Preparan jabón a partir de aceite comestible.

Materiales y reactivos: Tubos de ensayo, hidróxido de sodio, alcohol, agua, vaso de precipitado, aceite comestible, mechero y cápsula de porcelana.

Procedimiento:

- En un tubo de ensayo que contiene una piedra de ebullición colocan 4 "lentejas" de hidróxido de sodio, 2 mL de alcohol y 1 mL de agua. Calientan el tubo a baño maría.
- Cuando el hidróxido de sodio esté prácticamente disuelto vierten sobre la solución 2 mL de aceite comestible, y continúan calentando durante aproximadamente 10 minutos.
- Vierten la solución en la cápsula, dejan enfriar y observan el producto formado.

INDICACIONES AL DOCENTE:

A través de esta experiencia los estudiantes podrán asociar el aceite natural a un éster que, en presencia de una solución acuosa de hidróxido de sodio, experimenta una reacción de saponificación, a través de la cual se regenera el alcohol (glicerol o glicerina) y se forma una mezcla de sales de los ácidos grasos que es el jabón. En este experimento se obtiene un jabón bruto, sólido amarillento que no ha sido separado del glicerol.

Para observar una importante propiedad del producto formado se sugiere colocar una muestra en un tubo de ensayo con agua deionizada y en otro con agua dura (agua potable en la que se ha disuelto una sal de calcio). Agitar, observar e interpretar. Relacionar lo observado de este ensayo con lo estudiado en 1º Medio en la Unidad 1.

Alumnos y alumnas pueden profundizar en el tema a través de la lectura de artículos que respondan a preguntas tales como: ¿De qué manera remueven los detergentes la suciedad y cómo se relaciona este aspecto con la contaminación ambiental? ¿Qué son los detergentes biodegradables? ¿Por qué reciben ese nombre?

Al término de esta actividad, es conveniente promover una discusión en que los estudiantes resuman y sistematicen lo aprendido acerca de las funciones orgánicas en las actividades anteriores y que sirva, asimismo, como motivación para que indaguen en diferentes fuentes acerca de otras funciones orgánicas.

Actividad 9

Indagan sobre aplicaciones de compuestos orgánicos con diferentes grupos funcionales.

Ejemplo: Grupos de alumnos y alumnas planifican y llevan a cabo, haciendo uso de diferentes fuentes (literatura, internet, enciclopedias, especialistas, etc.), indagaciones en torno a los siguientes temas que se relacionan con compuestos orgánicos determinados:

1. Cómo se fabrican las cremas y sustancias que se usan en la elaboración de cosméticos. Averiguar y discutir, por ejemplo, aspectos relacionados con la composición química de la fragancia de los perfumes.
2. Aspectos físico-químicos de la acción de filtros solares sobre la protección de la piel. Relacionar con lo visto en la unidad 1 en relación con la absorción de energía por átomos alcalinos y alcalino-térreos.
3. Diclorodifeniltricloroetano, DDT. ¿Por qué se ha prohibido su uso?
4. La industria petroquímica y su importancia.
5. La aspirina. Aspectos químicos y médicos. ¿Por qué ha llegado a ser el fármaco más vendido en la historia de la medicina?
6. Reciclaje y degradabilidad de los materiales plásticos. Análisis comparativo del uso de bolsas plásticas y de papel en panaderías y supermercados.

INDICACIONES AL DOCENTE:

El análisis de estos temas permitirá a alumnos y alumnas conocer propiedades y usos de algunos compuestos orgánicos que tienen relación directa con nuestro organismo y con el desarrollo tecnológico y científico de nuestra época.

Ello constituye, asimismo, una motivación para el estudio de las principales funciones orgánicas.

Sobre la base de los trabajos presentados por los diferentes grupos de estudiantes, el docente introducirá la idea de grupo funcional, subrayando que la diferencia en el comportamiento de las moléculas orgánicas depende de la presencia de esos grupos de átomos, cuya importancia desde el punto de vista químico reside en que ellos representan un centro de reactividad química.

Explicar y dar ejemplos del hecho de que cada grupo funcional tiene sus características estructurales y su nombre propio, mencionando los que serán considerados en las siguientes actividades:

- alcoholes (-OH),
- ácidos carboxílicos (- C (O) -OH) y
- ésteres (- O - C (O) - R).

Actividad 10

Estudian la reacción de oxidación de compuestos orgánicos y su aplicación en la vida diaria.

Ejemplo: Analizan la combustión del azúcar.

Materiales y reactivos: Cápsula de porcelana, trípode, pinzas, embudo, solución de fenolftaleína, azúcar de pan, tubo de ensayo, termómetro.

Procedimiento:

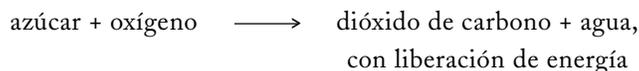
- Colocan la cápsula en el trípode. Sujetan un pan de azúcar con las pinzas, acercan un fósforo para que se inicie la combustión. Colocan el pan de azúcar en la cápsula.
- Mediante solución de fenolftaleína débilmente alcalina detectan la presencia de CO₂ en los gases de combustión (ver actividad 1).
- Con la llama que resulta de la combustión del azúcar, calientan una pequeña cantidad de agua en un tubo de ensayo. Determinan la elevación de temperatura del agua con un termómetro.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Esta actividad permite verificar la formación de dióxido de carbono en la combustión del azúcar y, al mismo tiempo, comprobar la liberación de energía que tiene lugar en esta reacción química.

Relacionar esta liberación de energía con los aportes de energía de los alimentos, considerando que toda la energía que requiere nuestro cuerpo es el resultado de la oxidación de las azúcares, grasas y proteínas contenidas en ellos.

A modo de ejemplo, conviene analizar la reacción de combustión del azúcar:



Se trata de entender la importancia de la reacción de oxidación del azúcar, estableciendo relaciones con moléculas de ésteres de ácidos grasos, proteínas y macromoléculas orgánicas de estructura compleja que desempeñan un papel fundamental en los procesos biológicos.

Debatir la importancia de estas biomoléculas, destacando aspectos generales tales como los siguientes:

- Los *azúcares son hidratos de carbono* que son sintetizados en el proceso de fotosíntesis vegetal, producidos por las plantas y transferidos a los demás seres vivos a través de las cadenas tróficas. Estos compuestos están formados por C, H y O, y tienen una importante función en las transferencias de energía entre seres vivos, ya que gracias a su metabolismo la célula obtiene la energía para desarrollar sus funciones.

- Las *grasas o lípidos* están formados asimismo por C, H y O, y se encuentran presentes en sustancias como los aceites y las grasas vegetales y animales. Constituyen la principal reserva energética del organismo y liberan aproximadamente el doble de energía que la misma masa de carbohidratos.
- Finalmente, las *proteínas* son constituyentes fundamentales de la materia viva y están formadas básicamente por C, H, O y N. Corresponden a macromoléculas constituidas por unidades básicas: los aminoácidos. Cumplen una función estructural, de transporte y de defensa.



Unidad 3

Disoluciones

Contenidos

- Concepto de mol. Preparación de disoluciones molares de distinta concentración y con diferentes solutos. Estequiometría y realización de cálculos estequiométricos en disoluciones.
- Concepto de acidez y de pH, estimación de la acidez de disoluciones acuosas. Disoluciones amortiguadoras.
- Propiedades coligativas y su relación con situaciones de la vida cotidiana.

Aprendizajes esperados

Los alumnos y alumnas:

1. Reconocen el mol como una unidad aplicable a cálculos químicos y lo asocian al carácter atómico de la materia.
2. Conocen los principios básicos de la estequiometría y los aplican a algunas reacciones simples, particularmente a reacciones en disolución.
3. Asocian a los ácidos y bases un comportamiento característico que se relaciona con su estructura molecular, y son capaces de aplicar algunos conceptos ácido-base a la comprensión de fenómenos de la vida diaria.
4. Conocen la propiedad de las disoluciones amortiguadoras del pH y valoran su importancia para la vida.
5. Valoran la importancia de las propiedades coligativas de las disoluciones para la comprensión de fenómenos comunes asociados a dichas propiedades.

Orientaciones didácticas

En este primer encuentro con la química de las disoluciones, los alumnos y alumnas distinguirán entre *soluto y solvente*, y podrán comprender la importancia de la estequiometría, - que ocupa un lugar central en esta unidad-, en el cálculo de las concentraciones de soluto, particularmente en lo relacionado con las propiedades ácido - base y con las propiedades coligativas de las disoluciones.

La estequiometría deberá ser comprendida por los estudiantes como una consecuencia lógica del carácter atómico de la materia y de la ley de conservación de la masa. La formación de moléculas, cuya estructura se describió a través del enlace químico desarrollado en la Unidad 1, implica una razón de números enteros entre el número de átomos de los elementos que se combinan para formar un compuesto. La aplicación de la ley de la conservación de la masa a una reacción química hará que el alumno o alumna comprenda por qué el número total de átomos de cada especie en las sustancias reaccionantes es idéntico al número total de dichos átomos en los productos de la reacción.

Esta unidad está estructurada de tal modo que los alumnos y alumnas puedan aprender a realizar cálculos estequiométricos sencillos y que, además, adquieran destrezas mínimas en el manejo de material básico de laboratorio usado en la preparación de disoluciones comunes.

El docente deberá desarrollar esta unidad sin introducir en detalle conceptos de equilibrio químico, que es materia de Tercer Año de Educación Media, pero podrá entregar algunas nociones elementales sobre el tema y advertir a los estudiantes que:

- Las reacciones químicas alcanzan un estado de equilibrio en el cual la velocidad de formación de los productos en la reacción directa (descrita por una flecha \longrightarrow en la ecuación respectiva) iguala a la velocidad de formación de los reactantes en la reacción inversa, descrita por una flecha \longleftarrow en la ecuación.
- Se entenderá que todas las ecuaciones químicas en que un signo = separa los reactantes de los productos, describen reacciones de equilibrio y serán equivalentes a ecuaciones representadas con una doble flecha \longleftrightarrow
- Se entenderá que todas las ecuaciones químicas representadas por una sola flecha corresponden a reacciones químicas que ocurren en forma irreversible en la dirección indicada.

En esta unidad se espera que los estudiantes lleguen a distinguir claramente, desde un comienzo, entre una ecuación química y la reacción que ella representa. Esto es importante, porque muchos alumnos y alumnas confunden los conceptos de ecuación y de reacción química y tienden a pensar que existe una especie de “conexión mágica” entre ellas, suponiendo que el solo hecho de que se pueda escribir una ecuación implica, necesariamente, que existe una reacción que ocurre de ese modo.

En virtud de lo anterior, los ejemplos de ecuaciones y compuestos químicos propuestos a los estudiantes siempre deberán corresponder a realidades de la química, no a meros ejercicios correctos en su estequiometría, pero que carecen de una base empírica adecuada.

Los alumnos y alumnas aprenderán que la disolución en agua de especies moleculares como HCl, H₂SO₄, etc. resulta en la formación de disoluciones, en las cuales existen especies iónicas solvatadas. Para ello es conveniente centrar la enseñanza en torno a la polaridad de la molécula de agua, que junto a otra propiedad del líquido (elevada constante dieléctrica) origina una pequeña cantidad de iones H⁺ e iones OH⁻ en equilibrio con ella.

Una disolución deberá ser entendida como una mezcla íntima a nivel molecular, es decir, como una mezcla homogénea de soluto y solvente. En este contexto, el soluto se definirá simplemente como el componente minoritario y el solvente como el componente que se halla en mayor proporción.

El docente querrá desarrollar en los estudiantes valores y habilidades relacionadas con el tema en estudio, como la capacidad de saber plantear con claridad el objetivo de un experimento. También es importante que los alumnos y alumnas aprendan a seleccionar y a usar la información relevante disponible y que logren coherencia en el análisis y en la discusión de las observaciones realizadas. Un importante valor a inculcar en ellos será la honestidad en la presentación de los resultados de la experimentación, esto es, de todos los resultados obtenidos.

Un logro importante de la labor docente será que los alumnos y alumnas aprendan que el cuidado del medio ambiente es parte importante del ejercicio de la química. Los estudiantes estarán conscientes de que el experimentador no puede desentenderse del contexto ambiental y que, como ser humano que se valora a sí mismo y que respeta la vida de sus semejantes, también tiene responsabilidades sociales y que por ello debe cuidar del ambiente. Dicho cuidado no sería consecuente para los alumnos y alumnas adolescentes, que son muy críticos en cuanto a las conductas modelo de quienes los forman, si viesen deficiencias en la planificación de los experimentos propuestos por el docente o advirtieran que dicho cuidado del medio ambiente no se cumple a cabalidad.

El cuidado del ambiente se manifiesta en la organización y en el tipo de actividades propuestas en los ejemplos del programa. Así:

- Las sustancias químicas usadas en la experimentación son relativamente inocuas.
- Se ha intentado un aprovechamiento óptimo de los recursos. Las sustancias utilizadas en un ejemplo sirven para la realización de la experimentación en otros ejemplos de actividades del programa.

En dicho sentido, también se busca reducir las existencias de reactivos en el laboratorio escolar, lo que es positivo, ya que muchas sustancias se deterioran bajo las condiciones corrientes de temperatura y humedad, lo que significa un mal aprovechamiento de recursos y una carga al ambiente cuando hay que eliminarlas.

- Existen procedimientos claros y eficaces para reutilizar o inactivar las sustancias resultantes de la experimentación, si es posible, aplicando reacciones químicas entre ellas.
- Se establece explícitamente que jamás se deberán verter productos químicos activos en los basureros, desagües o piletas de los laboratorios. De ocurrir esto, ello deberá ser percibido por el docente y por los estudiantes como una conducta irresponsable y, desde todo punto de vista, censurable.

Actividades

Actividad 1

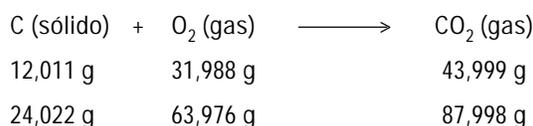
Aplican, en diversos ejemplos, nociones sobre la estequiometría de reacciones químicas en las que intervienen elementos químicos puros.

Ejemplo: Discuten en torno a los conceptos de estequiometría, masa atómica, mol y masa molar.

Aplican dichos conceptos a la determinación de la masa que contiene, en cada caso, 0,1 mol de los elementos hierro y cobre.

Procedimiento:

- El docente escribe la ecuación correspondiente a una reacción conocida por los estudiantes e indica las respectivas cantidades de los elementos reactantes y de los productos formados. Por ejemplo:



En este ejemplo, se debe prestar atención a la relación que existe entre la masa de los reactantes y la de los productos. Vale decir, el aprendizaje de los alumnos y alumnas deberá ser dirigido, en esta etapa, sólo a la proporcionalidad que existe entre las respectivas cantidades y no al origen de los valores numéricos anotados.

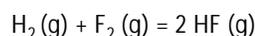
Sobre la base de este ejemplo concreto u otro similar, el docente define el término de estequiometría como la determinación de las proporciones en que los elementos o compuestos reaccionan entre sí.

- El profesor o profesora explica, asimismo, que la estequiometría se basa en el carácter atómico de la materia y en la *ley de la conservación de la masa*, estudiada en el programa de 6º Año Básico. Aplicada a reacciones químicas, la ley de conservación de la masa establece que: “en una reacción química la masa de las sustancias que reaccionan (reactantes) es igual a la masa de las sustancias producidas en la reacción (productos)”.
- El docente introduce el concepto de masa atómica como un número que expresa la razón existente entre las masas de una misma cantidad de átomos de diferentes elementos del sistema periódico.

La masa atómica del hidrógeno, por ejemplo, es de 1,008 y la del flúor es 18,998. Esto significa que si se tiene muestras de hidrógeno y de flúor que tienen el mismo número de átomos, entonces las masas de dichas muestras estarán en la razón de 1,008 a 18,998.

La misma proporción se cumplirá para la masa de un átomo de cada uno de estos elementos.

De acuerdo con esto, en la reacción



la masa de flúor debe ser 18,998 veces la masa de hidrógeno para que se produzca una reacción que, en principio, sea estequiométrica, es decir, que no quede hidrógeno ni flúor sin reaccionar.

- Con ayuda de un listado de las masas atómicas, los estudiantes responden preguntas como las siguientes:
 - ¿cuál átomo tiene una masa que es aproximadamente el doble de la de un átomo de oxígeno? (S),
 - ¿cuál átomo tiene una masa que es aproximadamente el triple de la de un átomo de oxígeno? (Ti),
 - ¿cuál átomo tiene una masa que es aproximadamente el cuádruple de la de un átomo de oxígeno? (Cu), etc.
- El profesor o profesora introduce el concepto de mol que debe ser entendido por los alumnos y alumnas como una unidad de medida para expresar cantidad de sustancia y que corresponde a un determinado número -muy elevado- de partículas, ya sea electrones, iones, átomos o moléculas.

En tal sentido, el mol es una unidad de medida análoga a otras unidades de uso cotidiano como: el par, la docena, el ciento, etc., en que la cantidad de sustancia se expresa en término del número de individuos: dos pares de zapatos, media docena de huevos, un ciento de canapés, etc.

Un mol de partículas corresponde a $6,02 \cdot 10^{23}$ partículas.

- Los estudiantes realizan algunos cálculos para tratar de imaginar cuán grande es este número. Por ejemplo:
 - ¿Un mol de seres humanos es más o menos que la población del planeta? (Muchísimo mayor. La población mundial es "sólo" de 6 mil millones de habitantes, es decir, $6 \cdot 10^9$ personas. Un mol de personas es una cantidad 10^{14} veces la población del mundo).
 - ¿Una tonelada de trigo contiene más o menos de 1 mol de granos de trigo? (Muchísimo menos. Si estimamos que la masa de un grano es del orden de 10 mg, entonces, en una tonelada deberíamos esperar unos 10^8 granos).

Con ayuda de ejemplos similares, los alumnos y alumnas visualizan que el mol es una unidad demasiado grande para ser aplicada a objetos de nuestro macromundo. Pero es muy apropiada para partículas del mundo atómico.

El docente proporciona algunos ejemplos al respecto:

- Un mol de moléculas de oxígeno ocupa sólo 22,4 litros.
 - Un mol de átomos de cobre tiene una masa de poco más de 63 g.
 - Basta 1 g de hidrógeno para completar 1 mol de átomos de hidrógeno.
- Los estudiantes discuten ejemplos que destacan que la masa de una sustancia representada por 1 mol dependerá de cuáles son los átomos o moléculas que se están considerando.
 - El profesor o profesora informa que el número de partículas en 1 mol ($6,02 \cdot 10^{23}$) se conoce generalmente como *número de Avogadro* y ha sido elegido de modo que la masa de 1 mol de átomos de un elemento sea igual a la masa atómica de ese elemento, expresada en gramos. Así, por ejemplo, dado que la masa atómica del hidrógeno es 1,008, entonces la masa de 1 mol de átomos de hidrógeno es 1,008 g. En forma similar, 1 mol de átomos de flúor tiene una masa de 18,998 g.

En relación con esto, el docente define la *masa molar* de un elemento como la masa de un mol de átomos de dicho elemento y que, de acuerdo con lo anterior, corresponde a la masa atómica expresada en gramos.

- A partir de información extraída de la tabla periódica, los estudiantes calculan la masa de muestras de cobre y hierro que contienen, en cada caso, 0,1 mol de átomos de esos elementos. Luego, miden en una balanza, con una precisión mínima de 0,1 g, una cantidad de cobre o hierro correspondiente a 0,1 mol, en forma de polvo o granulado fino.

Las cantidades de cobre o hierro pesadas en este ejemplo serán conservadas para el trabajo experimental que se propone en la próxima actividad.

INDICACIONES AL DOCENTE:

El docente debe preferir el término (más correcto) de masa atómica al de peso atómico, aunque el uso de éste último haya prevalecido durante décadas.

Conviene explicar a los estudiantes que en la mayor parte de los casos, para cada elemento existen diferentes átomos que sólo difieren en el número de neutrones en el núcleo. Sin embargo, su distribución porcentual es generalmente constante, sin importar el origen o la fuente natural de la que el elemento proviene. Las masas atómicas tabuladas en la tabla periódica dan cuenta de esta variedad y composición.

Aquí puede ayudar valerse de alguna analogía. Por ejemplo, el valor correspondiente a la masa corporal promedio de un chileno es una cantidad que toma en cuenta las diferencias de masa de los distintos individuos. Ese valor promedio permitiría realizar una serie de estudios: las necesidades energéticas en la alimentación comparadas a las de otras regiones del mundo, la relación entre la masa corporal promedio y la talla promedio en su comparación con la de otros países, etc. Para ello no necesitamos conocer en detalle la masa ni la talla de cada uno de los chilenos.

Se debe considerar que los estudiantes que se interesarán en la química podrán, más tarde, adquirir fácilmente una idea más precisa del significado de la masa atómica. En cambio, los otros alumnos y alumnas, que son la mayoría, podrán beneficiarse con esta simplificación y visualizarán la

masa atómica de una manera más simple, permitiéndoles una aplicación correcta de las masas atómicas prácticamente a la totalidad de las situaciones que deban enfrentar.

Tampoco es necesario, a este nivel, introducir el concepto de isótopo ni definir la unidad de masa atómica (u.m.a.). Si bien dichos conceptos podrían precisar algunos contenidos de esta unidad, es preferible omitirlos y no correr el riesgo de que al introducir nuevos términos se logre el efecto opuesto al buscado y que la mayoría de los estudiantes se confunda, perdiéndose así el logro de algunos de los objetivos del programa.

Un mol de átomos corresponde a un determinado número de átomos: $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos. Este número se deriva de los trabajos de Avogadro (1811), que no conviene discutir en este nivel. Como se sabe, Avogadro estableció que, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de moléculas. Los trabajos experimentales permitieron establecer que, en estado gaseoso, un mol de moléculas (o de átomos, en el caso de los gases nobles) ocupa, a una temperatura de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y a $1,0$ atmósfera de presión, un volumen de $22,4$ litros.

Es importante que el profesor o profesora haga notar que la masa de un átomo se calcula dividiendo la masa molar del elemento por el número de Avogadro.

Vale la pena citar que el principio enunciado por Avogadro sólo fue reconocido por la comunidad científica medio siglo más tarde, cuando Canizzaro lo presentó en una conferencia en Alemania, en 1860. Este hecho puede ser un punto de debate para los estudiantes, en relación a que las ideas científicas realmente revolucionarias rara vez se aceptan de manera inmediata.

Actividad 2

Analizan el concepto de masa molar de un compuesto y realizan experimentos que demuestren la existencia de relaciones estequiométricas simples para algunas reacciones químicas de un compuesto de importancia industrial o tecnológica.

Ejemplo: Comparan la definición de masa molar de un compuesto, dada por el docente con la enunciada anteriormente para la masa molar de un elemento.

Aplican el concepto a la deshidratación del sulfato de cobre y a la reacción de una solución de sulfato de cobre (II) con hierro metálico (cementación).

En relación con estas experiencias, se organiza un debate sobre el cuidado del ambiente en la actividad química.

Procedimiento:

- El profesor o profesora define la masa molar como la masa de 1 mol del compuesto. Se obtiene de la suma de las masas molares de los elementos que forman el compuesto, multiplicada cada una de dichas masas por el respectivo factor estequiométrico.
- Los estudiantes aplican esta definición a la determinación de la masa molar del óxido de cobre (I), del óxido de cobre (II) o del sulfato de cobre (II).
- El docente propone estudiar experimentalmente las variaciones de masa que experimenta una muestra de sulfato de cobre (II) pentahidratado, cuya fórmula es $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, cuando se somete a un proceso de deshidratación.

Para ello, los alumnos y alumnas calculan la masa molar de este compuesto.

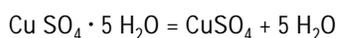
Luego pesan, con ayuda de una balanza de una precisión de 0,1 g, una cantidad equivalente a 0,02 mol de sulfato de cobre(II) pentahidratado, $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, previamente recristalizado en agua, secado al aire y molido en un mortero.

Vierten el compuesto en una cápsula de porcelana vacía, previamente pesada, y lo calientan con un mechero de alcohol, disgregando el sólido, ocasionalmente, con una varilla de vidrio, hasta que se obtenga un polvo blanco grisáceo (aproximadamente 15 a 20 minutos).

Dejan enfriar 10 minutos, manteniendo tapada la cápsula con un vidrio de reloj y determinan la masa del compuesto resultante.

- El profesor o profesora motiva a los estudiantes a discutir los resultados y a encontrar una interpretación razonable. La discusión debe conducir, eventualmente con ayuda del docente, a establecer que la diferencia de masa corresponde a la separación y evaporación

del agua contenida en el compuesto. Es decir, ha ocurrido la deshidratación del sulfato de cobre (II) según la ecuación:



Como una forma de verificación, los estudiantes dejan durante 2-3 días el polvo blanco (con un ligero tono grisáceo) dentro de la cápsula en un ambiente húmedo, por ejemplo, al lado de otra cápsula con agua, debajo de un vaso de precipitado invertido. Observan luego la apariencia del compuesto, vuelven a determinar su masa y comparan con la masa inicial antes determinada; comparan también el aspecto de la sustancia con el de la sal hidratada. Sacan conclusiones sobre el proceso que ha tenido lugar.

- En un vaso de precipitado de 250 mL, un grupo de estudiantes disuelve 0,1 mol de sulfato de cobre pentahidratado, $\text{Cu SO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}$, determinado en la balanza con una precisión de 0,1 g, en la mínima cantidad de agua tibia (aproximadamente 100 mL). Una vez disuelta la sal vierten sobre la solución resultante 0,1 mol de hierro, que fue pesado en el ejemplo de la actividad 1.

Agitan ocasionalmente con una bagueta de vidrio y una vez que la solución se ha decolorado, separan el sobrenadante y lavan 2-3 veces el sólido por decantación, lo secan en una cápsula de porcelana y determinan su masa. (El sobrenadante no puede ser vertido en el desagüe. Véase, al final, en la Indicaciones al docente).

El profesor o profesora inicia un debate acerca de qué es lo que ha ocurrido y pregunta por el aspecto del sólido recuperado. Los alumnos y alumnas discuten las diferentes proposiciones. Finalmente, si no dan con la solución y aunque acierten con ella, el docente les recuerda que en el ejemplo de la actividad 1 guardaron una cierta cantidad de cobre metálico. Les sugiere comparar ambas cantidades. (Los estudiantes verán que la sustancia obtenida se semeja al cobre y recordarán que en la actividad N° 1 habían pesado una masa equivalente a 0,1 mol de cobre y que la masa de la sustancia obtenida aquí es del mismo orden o que ellos usaron también 0,1 mol de sal de cobre).

El profesor o profesora explica la reacción que ha ocurrido:



Se debate la estequiometría de la reacción y los alumnos y alumnas verifican que los resultados cuantitativos obtenidos concuerdan con esta ecuación.

El docente comenta que dicha reacción tiene importancia en la obtención industrial del cobre a partir de disoluciones de sales de cobre y chatarra de hierro (cementación).

- El profesor o profesora solicita a 2 estudiantes de los grupos anteriores que expongan el resultado de los experimentos realizados y, recordándoles lo que saben sobre los compuestos iónicos, precisa que en solución acuosa la sal de cobre se encuentra disociada

en iones Cu^{2+} y SO_4^{2-} , de modo que la reacción de cementación puede ser descrita simplemente por la ecuación:



Así, cualquier otra sal de cobre soluble en agua habría sido apropiada para realizar el experimento.

- Los alumnos y alumnas realizan una investigación bibliográfica sobre la importancia de la cementación en la metalurgia del cobre en nuestro país.
- Finalmente, indagan sobre la mejor manera de eliminar los desechos resultantes de los experimentos realizados, de modo que se cuide el ambiente.

INDICACIONES AL DOCENTE:

En la parte final del ejemplo es importante introducir la idea de que el agua es un líquido apropiado para disolver muchos compuestos iónicos, que fueron materia de la Unidad 1, y que la molécula de agua, no obstante ser neutra y presentar entre sus átomos enlaces covalentes, muestra una marcada polaridad debido a la diferente electronegatividad de los átomos de hidrógeno y oxígeno. El docente querrá recurrir a imágenes (videos, diapositivas, ilustraciones, uso de modelos sencillos, etc.) que ilustran el fenómeno de disolución de un cristal iónico, como NaCl, en agua y la solvatación (hidratación) de los iones por las moléculas polares del solvente.

El sulfato ferroso, FeSO_4 , obtenido en la reacción de cementación del cobre, se oxida por acción del oxígeno atmosférico, de modo que no es raro observar una intensificación del color amarillo del líquido sobrenadante a medida que pasa el tiempo.

Es importante recrystalizar el sulfato de cobre técnico en agua y luego secarlo al aire, ya que de otro modo habrá un error considerable en la determinación. Además, puede haber desprendimiento de humos blancos al calentar el sólido, lo que se debe al trióxido de azufre, gas muy irritante y tóxico, e indica que el sulfato de cobre está contaminado con ácido sulfúrico.

Cuando se caliente el sulfato de cobre con el mechero de alcohol los estudiantes deberán tirar el pabilo de la mecha hasta que asome por lo menos 1 cm para que el calor generado en la combustión sea suficiente para realizar la deshidratación, que requiere una temperatura de 200 - 300 °C. En caso contrario el proceso es muy lento.

El docente destacará aspectos ambientales en la manipulación y eliminación de sustancias químicas, poniendo énfasis en que el problema no se resuelve haciéndolas desaparecer y vertiéndolas en el desagüe. Por el contrario, en todos los casos el docente enseñará a los alumnos y alumnas a inactivar las sustancias usadas y no simplemente a botarlas en cualquier sitio. En el experimento propuesto, las sales de cobre deben ser reutilizadas y la solución que contiene sales de hierro será guardada en envases claramente rotulados, con indicación de la fecha y procedimiento en que fue obtenida como producto secundario. Después, al final del curso, la solución que contiene sales férricas deberá ser precipitada, en caliente, con una solución de carbonato de sodio, y filtrada por los mismos estudiantes, eliminando en la basura el hidróxido de hierro, que es un compuesto insoluble e inodoro, pero jamás deberá ser vertida en el desagüe. La reacción de precipitación del hidróxido de hierro debe ser realizada por los alumnos y alumnas como un ejercicio de estequiometría, al término del curso, una vez que sepan sobre la estequiometría de las reacciones en solución.

Actividad 3

Aplican nociones de estequiometría a una reacción simple y discuten el concepto de disolución y concentración molar de una disolución.

Ejemplo: Aplican el cálculo de la estequiometría a la descomposición térmica del bicarbonato de sodio, introducen el concepto de disolución y la unidad de concentración molaridad.

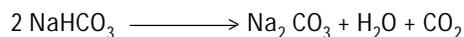
Preparan dos disoluciones, con dos solutos diferentes, de concentración 0,25 M.

Procedimiento:

- El docente entrega a los alumnos y alumnas una cápsula de porcelana que es calentada durante 2-3 minutos al mechero de alcohol, dejada enfriar y luego determinada su masa. Los estudiantes pesan una porción de aproximadamente 5 g de bicarbonato de sodio con una precisión de 0,1 g, y lo descomponen térmicamente en la cápsula de porcelana por calentamiento con el mechero de alcohol, durante aproximadamente 20 minutos. Mientras dura el calentamiento mueven frecuentemente el sólido con una varilla de vidrio, disgregándolo bien. Dejan enfriar unos 10 minutos y determinan, por diferencia, la masa del producto.

Luego reúnen todas las porciones de sustancia obtenida por calentamiento del bicarbonato y las guardan en un envase cerrado.

- Debaten sobre lo observado y el docente explica que la reacción realizada por ellos en la práctica consistió en una descomposición térmica, que se describe por la ecuación (presentada por el docente, sin igualar coeficientes):



Igualan los coeficientes estequiométricos en la ecuación anterior y comprueban que la estequiometría de dicha reacción es coherente con la masa del producto resultante de la descomposición térmica que ellos midieron en el experimento.

- El docente define los conceptos de disolución, solvente y soluto. Introduce la *molaridad*, M, como la unidad corriente de concentración de disoluciones, definiéndola como el número de moles de un soluto disuelto en 1 litro de disolución, e instruye a los estudiantes sobre el uso correcto del material volumétrico utilizado (aforados de vidrio) y la manera de preparar las disoluciones.
- Los alumnos y alumnas realizan los cálculos necesarios y preparan 100 mL de dos disoluciones acuosas de concentración 0,25 M, una de bicarbonato de sodio y la otra de carbonato de sodio, para lo cual usan agua deionizada, previamente hervida para eliminar el dióxido de carbono atmosférico disuelto en ella.

Por instrucción del docente, cada grupo de estudiantes prepara dos frascos o botellas de vidrio con una capacidad de aproximadamente 150 mL, limpios y secos, y vierten ambas disoluciones en ellos. Los dejan bien tapados y claramente rotulados, con el nombre de los estudiantes, hasta las próximas sesiones:

NaHCO ₃ 0,25 M (100 mL)	Na ₂ CO ₃ 0,25 M (100 mL)
Nombre de los estudiantes	Nombre de los estudiantes
Fecha	Fecha

El docente anuncia que en la próxima sesión determinarán algunas propiedades de esas disoluciones.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante asistir a los estudiantes en la correcta manipulación del material usado para la preparación de las disoluciones, para lo cual deben usar agua deionizada. De otro modo, precipitará carbonato de calcio y de magnesio, que son poco solubles, ya que el agua corriente contiene normalmente esos iones. El agua obtenida con ayuda de filtros domésticos a base de resinas de intercambio iónico también es apropiada para estos fines, aunque se produce normalmente algo de turbidez debido a la precipitación de una pequeña cantidad de carbonato o bicarbonato de calcio.

Una vez determinada, en la balanza, la masa de sustancia contenida en un papel satinado, los alumnos y alumnas agregan al aforado aproximadamente 75 mL de agua deionizada, vacían en él la cantidad correcta de sustancia, usando un pequeño embudo, y arrastran con el chorro de agua de la pisseta las partículas que hayan quedado en el embudo y en el cuello del matraz; lo tapan y agitan hasta que la sal esté completamente disuelta. Agregan agua hasta un centímetro más abajo de la marca de aforo, tapan y agitan. Luego dejan reposar algunos minutos la solución del matraz, comprueban que todo el sólido se ha disuelto y agregan agua hasta la marca de aforo.

Es importante que los estudiantes aprendan a agitar correctamente las disoluciones en el aforado, pero que eviten un contacto prolongado de sus manos con el matraz, ya que de otro modo se calentará su contenido siendo inexacto el aforo y, por lo tanto, la concentración de la disolución. Esta podrá parecer una precaución superflua, dada la baja precisión de la balanza utilizada, pero la razón es pedagógica, no práctica. El docente debe recordar a los alumnos y alumnas que los matraces aforados tienen una pared de vidrio relativamente delgada y que también por eso deben ser manipulados con cuidado.

El material volumétrico, en este caso los aforados, jamás deberán ser secados a una temperatura superior a 50 a 60 °C, porque se descalibran. Si el material de vidrio está escrupulosamente limpio, dejará escurrir el agua y podrá dejarse invertido en un lugar dispuesto para esos fines, por ejemplo, en una repisa de madera con perforaciones de diámetro apropiado. De hecho, en la preparación de las disoluciones acuosas no se requiere que los aforados estén secos, basta con que estén bien limpios. (Es diferente el caso cuando se deben preparar alícuotas de una solución en varios aforados o cuando se preparan disoluciones con otros solventes.)

Conviene señalar que la designación *solvente y soluto* suele ser bastante arbitraria. Así, por ejemplo, en una disolución preparada mezclando alcohol y agua es posible considerar que el soluto es el agua y el solvente el alcohol.

Actividad 4

Realizan algunas operaciones con disoluciones acuosas de concentración conocida, e introducen los conceptos ácido y base.

Ejemplo: Experimentan con algunas de las propiedades químicas de disoluciones de carbonato de sodio y bicarbonato de sodio antes preparadas, introduciendo los conceptos de ácido, base, indicador y pH.

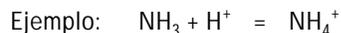
Procedimiento:

- Los estudiantes, bajo dirección del docente, debaten sobre el origen de los términos ácido y base. El profesor o profesora los define, por ejemplo, en los siguientes términos (definición clásica de Löwry-Brönsted):

Acido: sustancia que en solución acuosa libera iones H^+



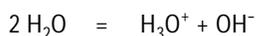
Base: sustancia que en solución acuosa se une o enlaza a iones H^+



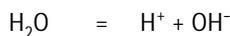
Las sustancias que liberan iones hidróxido, OH^- , son álcalis y también bases, porque los iones OH^- reaccionan con los iones H^+ para formar agua poco disociada. Este es el caso de los hidróxidos alcalinos y alcalino-térreos especialmente $LiOH$, KOH , $NaOH$, $Ca(OH)_2$.

El docente explica que la molécula de agua es polar y que, además, en el agua los iones se atraen con una fuerza que es bastante menor (aproximadamente 1/81) de la que se ejercen en el vacío, de manera que los iones pueden coexistir en ella mucho mejor.

El agua se autoioniza, disociándose de acuerdo con la ecuación:



En forma simplificada, esta ecuación se escribe:



de modo que el agua pura contiene una pequeña concentración de iones.

- La concentración de iones H^+ y de iones OH^- en el agua es interdependiente, cuando una aumenta la otra disminuye y se rigen por una relación del siguiente tipo, que se conoce como el producto iónico del agua K_{agua}

$$K_{\text{agua}} = [H^+] \cdot [OH^-] = 1,00 \cdot 10^{-14}$$

figurando entre corchetes las concentraciones molares de iones H^+ y OH^- .

Es importante hacer notar que dicho valor del producto iónico del agua depende de la temperatura y que el valor anotado corresponde a una temperatura de 22 °C.

A 0 °C el producto iónico es $1,3 \cdot 10^{-15}$ y a 100 °C es $7,4 \cdot 10^{-13}$.

- El valor pH es definido por el docente como el valor, con signo cambiado, del exponente de la potencia de 10 que expresa la concentración molar de iones H^+ .

En otros términos, si la concentración de iones H^+ es 10^{-5} M el valor pH es 5.

En una disolución acuosa se tienen las siguientes relaciones:

$[H^+] = [OH^-]$	$[H^+] = 10^{-7}$ M	pH = 7	solución neutra
$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] > 10^{-7}$ M	pH < 7	solución ácida
$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] < 10^{-7}$ M	pH > 7	solución básica o alcalina

Una disolución ácida contiene un exceso de iones H^+ y puede ser neutralizada con una disolución de una base que se une a dichos iones; por el contrario, una solución básica contiene un exceso de iones OH^- y se puede neutralizar con una disolución de un ácido.

- El profesor o profesora explica que un indicador es una sustancia, por lo general una molécula orgánica, que es un ácido o una base débil y que presenta colores diferentes en su forma disociada e indisociada. A veces una de las formas es coloreada y la otra incolora. El indicador debe usarse en muy pequeñas cantidades.

Un indicador ácido, IndH, se disocia en agua de acuerdo con la ecuación:



El equilibrio alcanzado en la disociación del indicador depende de la concentración de iones H^+ y el color del indicador es, por lo tanto, dependiente del pH. (Véase Indicaciones al docente).

Ensayos

- Primero los alumnos y alumnas disponen dos vasos de precipitados, y vierten en cada uno de ellos 100 mL de las disoluciones guardadas del ejemplo precedente. Este volumen de disolución será suficiente para que trabajen 6 grupos de estudiantes.

Con una pipeta vacían iguales volúmenes (por ejemplo, 5 mL) de las disoluciones en tubos de ensayo, de modo que cada estudiante o grupo dispondrá de 6 tubos de ensayo con el mismo volumen de disolución, tres de bicarbonato de sodio 0,25 M (solución A) y tres de una disolución de carbonato de sodio 0,25 M, (solución B). Todas ellas deben quedar claramente rotuladas.

Ensayo 1

Preparan una disolución de cloruro de calcio 0,25 M. Con una pipeta agregan 5 mL de esa solución a un tubo de ensayo que contiene la disolución A. Hacen lo mismo con otro tubo que contiene la disolución B. Diluyen, en ambos casos, con un volumen de agua que sea 4 veces el volumen de las suspensiones obtenidas, agitan y toman nota de sus observaciones.

Ensayo 2

Luego, con un gotario agregan 1 gota de solución del indicador fenolftaleína a otras dos porciones de las disoluciones A y B, las calientan a ebullición durante 1 minuto, las dejan enfriar y reportan lo observado.

Ensayo 3

Agregan gota a gota a las disoluciones resultantes del ensayo anterior una disolución de ácido clorhídrico 5 M hasta observar algún cambio de coloración. Anotan sus observaciones. (Burbujeo por evolución de gas).

Ensayo 4

Con un gotario agregan 1 gota de solución de azul de bromotimol a las últimas dos porciones de las disoluciones A y B y anotan sus observaciones.

Los estudiantes debaten sobre el resultado de cada uno de los ensayos e intentan interpretarlos. El docente formula las siguientes observaciones a cada ensayo:

Observaciones del ensayo 1

El carbonato de calcio es bastante insoluble, no así el bicarbonato de calcio. Sin embargo, cuando se calienta la solución que contiene el bicarbonato de calcio, cerca del punto de ebullición se desprende a la atmósfera dióxido de carbono de la disolución y precipita el carbonato de calcio, al desplazarse el equilibrio hacia la derecha:



El docente explica que ello es lo que produce el sarro que se acumula en el fondo de las teteras y dicho proceso es también el origen de las incrustaciones en las calderas a vapor y en sistemas de calefacción con agua caliente.

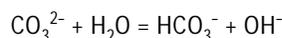
- Algunos estudiantes conforman grupos con la tarea de informarse sobre el tema de la dureza del agua y, posteriormente, exponer su trabajo al curso.

El profesor o profesora recuerda que en la unidad anterior se estudió el jabón y que la dureza del agua es lo que provoca la precipitación de las sales alcalino-térreas de los ácidos grasos. En el lenguaje común se dice que el jabón “se corta”, porque tiene un aspecto similar a la cuajada de leche cortada.

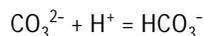
- Los alumnos y alumnas usan las disoluciones del ensayo 1 y verifican lo descrito, calentándolas en el mechero de alcohol. Después de algún tiempo ven que se ha redissuelto algo del sólido por absorción del dióxido de carbono atmosférico.

Observaciones del ensayo 2

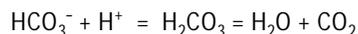
El docente explica que la fenolftaleína es un indicador de color rojo-rosado en ambiente básico, e incoloro en ambiente ácido. El ion carbonato es una base fuerte y se enlaza a un ion H^+ del agua, por lo que la solución es básica (o alcalina) y por ello se colorea:



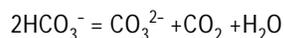
o, lo que es lo mismo



Una disolución de bicarbonato de sodio, en cambio, es débilmente básica:

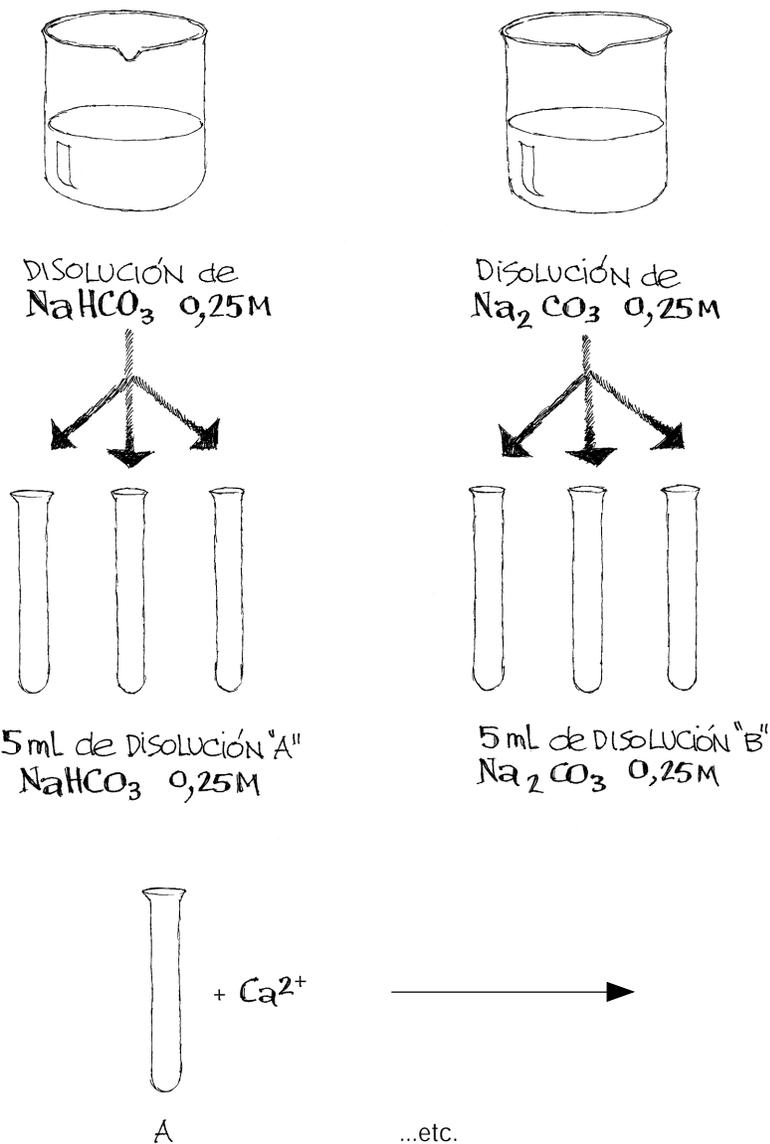


y no es capaz de generar una concentración suficiente de iones OH^- como para que el indicador fenolftaleína vire de color. Sin embargo, cuando se calienta a ebullición una disolución de bicarbonato de sodio tiene lugar una descomposición con desprendimiento de dióxido de carbono de la disolución, la que se alcaliniza virando dicho indicador a rosado:



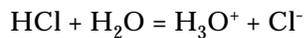
El profesor o profesora aplica consideraciones análogas a las anteriores para explicar las observaciones anotadas por los estudiantes en los ensayos 3 y 4, pero es importante que ellos puedan deducir por sí mismos parte de la interpretación de los resultados.

Presentan los resultados del experimento en forma esquemática, por ejemplo, de la siguiente manera:



INDICACIONES AL DOCENTE:

Es importante explicar a los alumnos y alumnas que la expresión de la acidez de una sustancia requiere la presencia de una base y viceversa. De este modo, por ejemplo, el ácido clorhídrico no es ácido "per se", sino sólo porque el agua es una base que capta el ion H^+ .



También es importante que los estudiantes comprendan que el ion H^+ es una especie que jamás se halla en forma libre en la solución, sino que siempre asociada a una base.

Las disoluciones de indicadores se preparan, para el caso de la fenolftaleína, disolviendo 0,1 g del indicador en 100 mL de etanol al 70%. La solución de azul de bromotimol se obtiene disolviendo 0,1 g de este indicador en 100 mL de etanol al 20%.

Señalar que los puntos de viraje de los indicadores, es decir, el pH al cual cambian de color, es característico y que hay indicadores que viran a pH ácido mientras que otros lo hacen a pH básico.

El docente puede señalar, a estudiantes aventajados, que el punto de viraje del indicador se calcula de la constante de disociación iónica del indicador, $K_{\text{indicador}}$. Cuando la concentración de la forma disociada del indicador es igual a la de la forma indisociada, la concentración de iones H^+ es igual a la constante $K_{\text{indicador}}$. Así por ejemplo, para un indicador ácido:



Los puntos de viraje de varios indicadores se muestran en la siguiente tabla:

Indicador	$K_{\text{indicador}}$	pH de viraje	color (en amb. ácido)	color (en amb. básico)
anaranjado de metilo	10^{-4}	4,0	rojo	amarillo - anaranjado
rojo de metilo	$10^{-5,8}$	5,8	rojo	amarillo
azul de bromotimol	$10^{-7,1}$	7,1	amarillo	azul
fenolftaleína	$10^{-8,4}$	8,4	incoloro	rojo
timolftaleína	10^{-10}	10,0	incoloro	azul

Es importante que la tabla anterior no sea objeto de memorización por los estudiantes. Más provechoso es que el docente les sugiera que viertan en 4 tubos de ensayo 1 a 2 mL de dos disoluciones diluidas de ácido clorhídrico 0,1 M y dos soluciones diluidas de hidróxido o carbonato de sodio 0,1 M y que agreguen a ellas 1 gota de dos de los indicadores anteriores, por ejemplo, anaranjado de metilo y fenolftaleína. Es conveniente que dibujen y pinten con lápices los tubos de las soluciones que contienen los indicadores coloreados.

El “ácido carbónico”, H_2CO_3 , no es una especie química que haya sido aislada; sin embargo, en una solución acuosa de dióxido de carbono se acepta operacionalmente su existencia.

Es importante supervisar que todas las disoluciones y suspensiones usadas por los estudiantes sean guardadas en frascos claramente rotulados, para ser procesadas al término de las actividades experimentales de laboratorio. (Ver Indicaciones al docente en el recuadro, al final del programa).

Actividad 5

Experimentan con el uso de un peachímetro o de un indicador universal y diferencian soluciones ácidas de soluciones básicas, usando sustancias de uso cotidiano.

Ejemplo: Reconocen experimentalmente el grado de acidez de un conjunto de soluciones conocidas, usando un peachímetro o un indicador universal. Calculan la concentración de iones H^+ y OH^- , y determinan si las soluciones en cuestión son ácidas, básicas o neutras.

Procedimiento:

- Los estudiantes preparan una batería de 7 tubos de ensayo numerados en una gradilla.
- Supervisados por el docente, preparan cantidades apropiadas de las soluciones números 2, 3, 4 y 5 de la tabla 1.
- Agregan a cada tubo 5 mL de las soluciones números 1 a 7 de la tabla 1.
(Las soluciones N° 6 y 7 son las mismas que fueron usadas en los ejemplos precedentes).
- Estiman el pH de las soluciones usando un peachímetro o un indicador universal y anotan el valor aproximado de pH, concentración de iones hidrógeno e hidróxido. Se debe considerar que dichos valores pueden variar algo, ya que dependen del agua usada. El agua de la llave y la obtenida con resinas de intercambio iónico es normalmente algo ácida, salvo que haya sido hervida para expulsar el dióxido de carbono disuelto.

Tabla 1

Tubo N°	disolución	concentración (M)	pH	$[H^+]$ (M)	$[OH^-]$ (M)	A-B-N
1	agua de la llave	-	7	10^{-7}	10^{-7}	N
2	ácido muriático diluido	0,1	1,0	10^{-1}	10^{-13}	A
3	soda cáustica diluida	0,01	12	10^{-12}	10^{-2}	B
4	azúcar (sacarosa)	0,3	7	10^{-7}	10^{-7}	N
5	sal común de mesa	2,0	7	10^{-7}	10^{-7}	N
6	bicarbonato de sodio	0,25	8,5	$10^{-8,5}$	$10^{-5,5}$	B
7	carbonato de sodio	0,25	12	10^{-12}	10^{-2}	B
8	jugo de kiwi	-	3,2	$10^{-3,2}$	$10^{-10,8}$	A
9	jugo de limón	-	2,3	$10^{-2,3}$	$10^{-11,7}$	A
10	vinagre	-	2,8	$10^{-2,8}$	$10^{-11,2}$	A

- Un grupo de estudiantes prepara 1 a 2 mL de las soluciones 8 y 9. El jugo de kiwi y el de limón son filtrados directamente en tubos de ensayo, con ayuda de un embudo pequeño, para separar los trozos de pulpa.
- Otro grupo, supervisado por el docente, determina el pH de estas 3 últimas soluciones (N° 8, 9 y 10) y anota su valor en la pizarra.
- Finalmente, los alumnos y alumnas determinan la concentración de iones H^+ y OH^- de cada una de las soluciones anteriores (N° 1 a 10) y señalan si las soluciones en cuestión son ácidas, básicas o neutras (última columna de la tabla 1).

INDICACIONES AL DOCENTE:

En este ejemplo los estudiantes podrán ejercitar la preparación de disoluciones de varias concentraciones a partir de sustancias sólidas y de otras disoluciones.

En el caso del ácido muriático (o ácido clorhídrico comercial) se puede suponer que la concentración de soluto es aproximadamente 30% y 1 L de solución contiene 300 g de HCl. Esta cantidad de HCl equivale a 8,2 mol, dado que su masa molar es de 36,46 g/mol. La molaridad de la solución es, por lo tanto, aproximadamente 8,2 M.

Con respecto al ácido clorhídrico comercial es útil aclarar que:

- El intenso color amarillo de la solución se debe a la presencia de hierro disuelto. Una disolución de HCl en agua es incolora.
- El nombre “ácido clorhídrico” se debe reservar para las disoluciones del gas HCl, llamado cloruro de hidrógeno, en agua. Es incorrecto hablar de la “molécula de ácido clorhídrico”. De hecho, el cloruro de hidrógeno puro, al estado líquido, no conduce la corriente eléctrica y su autoionización es muy pequeña y, en consecuencia, no manifiesta propiedades ácidas.

Es también de importancia que los estudiantes visualicen que el producto de la molaridad por el volumen de una solución, expresado en litros, es igual al número de moles de soluto que ella contiene:

$$M \text{ (mol/L)} \cdot V \text{ (L)} = n \text{ (mol)}$$

Ello le permitirá saber qué volumen de una solución de concentración conocida deben medir para preparar una solución más diluida.

El docente señalará que existen otras unidades de concentración como la molalidad, que expresa el número de moles de soluto en 1000 g de solvente y que esta unidad es usada en el trabajo con propiedades coligativas de las soluciones, que serán tratadas más adelante. Los alumnos y alumnas deberán comprender que esta última unidad de concentración tiene la ventaja de que la concentración así expresada es independiente de la temperatura de la solución.

Es importante supervisar que todas las disoluciones y suspensiones usadas por los estudiantes sean almacenadas en frascos claramente rotulados, para ser procesadas al término de las actividades experimentales de laboratorio. (Ver Indicaciones al docente en el recuadro, al final del programa).

El pH es una propiedad importante en la agricultura. Algunos estudiantes podrán realizar un trabajo sobre la importancia del pH en los suelos agrícolas. Para ese fin pueden obtener información de internet, de las bibliotecas y de las empresas locales que expenden productos agroquímicos. En

general, los suelos ácidos se consideran infértiles y cuando la acidez es ligera ellos se tratan espolvoreando cal, CaO, con el objeto de neutralizar los ácidos que contienen.

También es importante promover el interés de alumnos y alumnas de informarse acerca de la lluvia ácida, su origen y daños que provoca.

Actividad 6

Conocen acerca de las propiedades de las soluciones amortiguadoras de pH (o soluciones “buffer”), experimentan con ellas y valoran su importancia para el ser humano.

Ejemplo: Experimentan con una solución amortiguadora de pH, que contiene bórax y ácido clorhídrico. Se informan sobre la importancia de las soluciones amortiguadoras para la regulación del pH sanguíneo.

Procedimiento:

- El docente introduce el concepto de solución amortiguadora. (Véase Indicaciones al docente).
- El profesor o profesora prepara las siguientes soluciones:

100 ml de disolución de bórax	0,025 M
50 ml de ácido clorhídrico	0,1 M
50 ml de ácido clorhídrico	0,01 M (por dilución de la solución anterior)
50 ml de hidróxido de sodio	0,1 M
50 ml de hidróxido de sodio	0,01 M (por dilución de la solución anterior)
indicador timolftaleína	
indicador rojo fenol	

A continuación, prepara una solución amortiguadora, mezclando 100 mL de disolución de bórax 0,025 M con 23,2 mL de ácido clorhídrico 0,1 M. El pH de esta solución es 8,7.

- El profesor o profesora explica a los alumnos y alumnas que se ensayará la propiedad que presenta una solución amortiguadora de regular el pH frente a la adición de cantidades discretas de ácidos y bases.

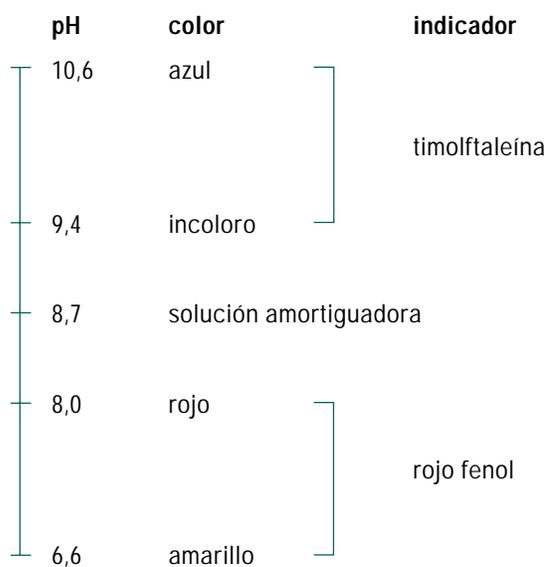
Señala que se usará una mezcla de dos indicadores:

- rojo fenol que es amarillo a $\text{pH} \leq 6,6$ y rojo a $\text{pH} \geq 8,0$ y
- timolftaleína que es incoloro hasta $\text{pH} = 9,4$ y azul a $\text{pH} = 10,6$ o superior.

De acuerdo con esto, cada vez que el pH de la solución amortiguadora, que inicialmente es 8,7, se halle bajo 9,4, la solución tendrá sólo el color del indicador rojo fenol, y cambiará de color como si éste fuera el único indicador presente.

Por otro lado, si el pH de la solución amortiguadora se eleva sobre 9,4 o aun hasta 10,6, el color de la solución será una combinación de rojo y azul, es decir, púrpura, con una tonalidad que se desplaza al púrpura cuando el pH sube y al rojo cuando el pH baja.

Mediante el siguiente esquema el docente puede mostrar los rangos de pH para el viraje de cada uno de los indicadores ya señalados:



- Después de explicarles el significado del esquema, el profesor o profesora plantea algunas preguntas con el fin de verificar si los estudiantes han entendido los cambios de color que deben producirse en la solución cuando varía su pH. Por ejemplo:

¿En qué zona se halla el pH de la solución si su color es:

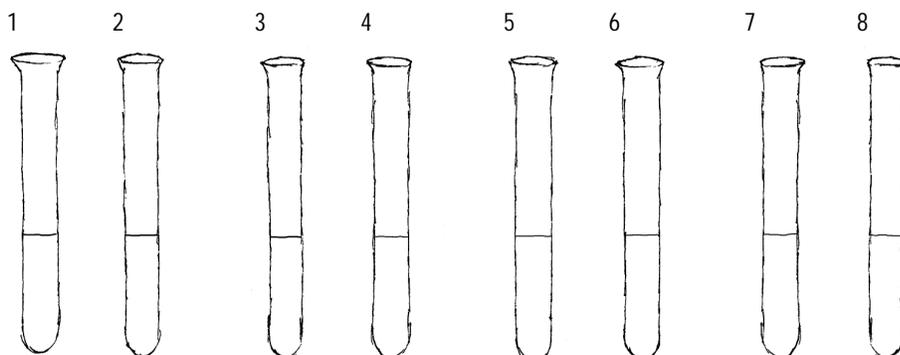
- amarillo,
- rojo,
- púrpura, con intenso viso azul o violeta,
- púrpura, con tonalidad predominantemente de color rojo?

- Luego, dispone ocho tubos grandes (véase lista de materiales al final del programa). A cuatro de estos tubos agrega 10 mL de solución amortiguadora.

En otros dos tubos vierte 10 mL de solución de NaOH 0,01 M y en los dos restantes 10 mL de solución de HCl 0,01M.

Cuatro de estos ocho tubos son soluciones de referencia, que se requieren para la realización de los experimentos, ya que el ojo humano se va adaptando a los cambios de coloración, siendo difícil advertirlos.

Un detalle del contenido de estos ocho tubos de ensayo se indica a continuación:



- A
- 1: 10 mL de sol. amortiguadora + 2 g. TF + 2 g. RF
 - 2: 10 mL de sol. NaOH 0,01 M + 2 g. TF + 2 g. RF
 - 3: 10 mL de sol. amortiguadora + 2 g. TF + 2 g. RF (Sol. referencia)
 - 4: 10 mL de sol. NaOH 0,01 M + 2 g. TF + 2 g. RF (Sol. referencia)
- B
- 5: 10 mL de sol. amortiguadora + 3 g. TF + 2 g. RF
 - 6: 10 mL de sol. HCl 0,01 M + 3 g. TF + 2 g. RF
 - 7: 10 mL de sol. amortiguadora + 3 g. TF + 2 g. RF (Sol. referencia)
 - 8: 10 mL de sol. HCl 0,01 M + 3 g. TF + 2 g. RF (Sol. referencia)

TF: solución del indicador timolftaleína

RF: solución del indicador rojo fenol

g.: gotas

- Agrega al tubo N° 1, agitando después de cada adición, porciones de 0,4 mL de solución de HCl 0,1 M, hasta observar algún cambio de color. La solución roja debe tornarse amarilla, lo que ocurre con una adición de alrededor de 1,2 - 1,3 mL de HCl 0,1M. Los estudiantes registran el volumen total de ácido agregado que produce el cambio de color.
- Procede de manera similar a la anterior con el tubo N° 2, que no obstante contener una solución de pH 12 (más básica que la solución amortiguadora), vira a amarillo con una adición de sólo 0,8 mL. Los alumnos y alumnas anotan el volumen de HCl 0,1M adicionado que produjo una coloración amarilla similar a la obtenida en el experimento antes descrito.

- El docente agrega a la solución contenida en el tubo N° 5, lentamente bajo agitación, porciones de 0,4 mL de disolución de NaOH 0,1 M hasta observar un cambio de color. La solución debe tomar un tinte púrpura, con un creciente predominio de componente azul o violeta cuando se aumenta la cantidad relativa del indicador timolftaleína. Los estudiantes registran el volumen de base agregado que produjo un cambio notorio de coloración. Este volumen es del orden de 4 mL.
- Finalmente, agrega al tubo N° 6, lentamente bajo agitación, porciones de 0,4 mL de disolución de NaOH 0,1 M hasta lograr una coloración similar a la obtenida en el experimento recién realizado, lo que ocurre con un volumen aproximado de 1,4 mL. Llama la atención de los alumnos y alumnas, que la solución de partida tenía pH=2, mucho más ácido que la solución buffer y, sin embargo, aquí se necesitó un volumen considerablemente menor de solución de álcali para alcanzar el mismo pH que en el caso antes descrito.
- El profesor o profesora invita a los estudiantes a resumir la información en forma de una tabla y orienta un debate sobre la eficacia de la solución amortiguadora para regular el pH. La tabla puede ser:

N°	disolución	pH inicial	color inicial	se agregó	color final	pH final
1	amortiguadora	8,7	rojo	x mL HCl 0,1 M	amarillo	
2	NaOH 0,01 M	12	púrpura	z mL HCl 0,1 M	amarillo	
5	amortiguadora	8,7	rojo	y mL NaOH 0,1 M	púrpura	
6	HCl 0,01 M	2	amarillo	w mL NaOH 0,1 M	púrpura	

INDICACIONES AL DOCENTE:

Todas las disoluciones que se usan en este ejemplo deben ser preparadas con agua fría, ojalá deionizada, siendo apropiado para ello el agua de filtros domésticos a base de resina de intercambio iónico o el agua usada para reponer las pérdidas en los acumuladores de plomo o baterías.

La solución del indicador rojo fenol se prepara disolviendo 100 mg del compuesto en 28 mL de NaOH 0,01 M a la que se agregan 222 mL de agua.

La solución del indicador timolftaleína se obtiene disolviendo 40 mg del indicador en 50 mL de etanol, agregándose finalmente 50 mL de agua.

Todas las disoluciones, a excepción de las de NaOH, que se carbonatan lentamente, pueden ser preparadas en una mayor cantidad, por ejemplo, 250 mL, disponiéndose así de suficiente disolución para realizar un ensayo previo y para repetir el experimento otro año.

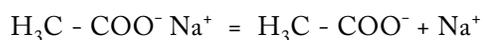
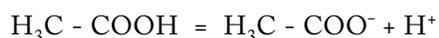
Las muy pequeñas cantidades que se requieren de las soluciones de indicador hacen recomendable preparar la mínima cantidad (25-50 mL) de ellas, siempre que se disponga de una balanza de suficiente precisión.

Por otra parte, considerando la precisión de las balanzas usadas comúnmente en los laboratorios escolares, es obvio que las cantidades de indicador utilizadas para preparar sus soluciones son sólo aproximadas. Es importante, no obstante, ceñirse al volumen señalado de la solución del indicador, que es el mínimo necesario para apreciar bien los cambios de color. El color obtenido por mezcla de los indicadores, a pH elevado, depende de su cantidad relativa y ella puede variarse en los experimentos de la serie B, agregando 1 gota más del indicador timolftaleína, para obtener una coloración final con predominio azul. Se debe evitar agregar un exceso de indicador ya que éste ejerce también una acción amortiguadora.

Es muy importante observar los tubos de ensayo desde la parte superior, mirando hacia la boca del tubo, no en forma lateral, ya que de ese modo la intensidad del color es mucho mayor y se evita el efecto óptico de la dilución. Un mayor contraste se obtiene apoyando los tubos sobre un papel blanco. Para que los estudiantes observen el color de las disoluciones es recomendable vaciarlas en tubos de diámetro pequeño.

El docente podrá introducir la idea de disolución amortiguadora como aquella que tiene la propiedad de mantener el pH dentro de límites estrechos cuando se agrega una cantidad discreta de ácido o base.

El siguiente ejemplo es clásico y puede servir para ilustrar la idea: una disolución amortiguadora obtenida por mezcla de una disolución de acetato de sodio con una de ácido acético. En ella deben considerarse los siguientes equilibrios:

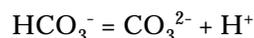


Como ambas concentraciones, la de ácido indisociado, $\text{H}_3\text{C} - \text{COOH}$, y la de la base $\text{H}_3\text{C} - \text{COO}^-$, son apreciables y del mismo orden de magnitud la adición de una cantidad discreta de ácido significa que una cantidad importante de los iones H^+ serán capturados por la base, con formación de ácido indisociado, por lo que el pH bajará relativamente poco (siempre que el aumento de la concentración de iones H^+ por la adición de ácido no sea excesivamente grande en relación a la cantidad de iones acetato).

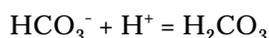
Por otra parte, la adición de una cantidad discreta de base capturará iones H^+ , pero más iones H^+ son generados por disociación del ácido poco disociado, de manera que el pH se elevará sólo muy ligeramente.

Es importante que el profesor llame la atención de los alumnos y alumnas sobre la limitada capacidad de una solución amortiguadora para mantener el pH, dependiendo de la naturaleza de la solución, de su concentración y de las cantidades de ácido o de base agregada.

Puede explicar que el sistema amortiguador bicarbonato/“ácido carbónico” tiene importancia en la regulación del pH sanguíneo, que es de 7,41. El ion bicarbonato actúa como ácido, lo que se describe por medio de la siguiente ecuación:



El ion bicarbonato, HCO_3^- , también se comporta como una base:



Este sistema amortiguador podría no ser muy eficiente en la mantención del pH del suero sanguíneo, pero la capacidad de eliminación del CO_2 en la espiración pulmonar permite amortiguar aun mejor los efectos de un aumento de la concentración de iones H^+ .

Una elevación del pH del suero sanguíneo produce alcalosis. Una disminución del pH produce acidosis. Estas afecciones, en casos extremos, pueden ser desequilibrios graves para la salud humana.

Existen dos tipos de acidosis y alcalosis: metabólica y respiratoria.

La alcalosis metabólica ocurre por pérdida importante de ácido, principalmente por vómito o drenaje del contenido gástrico, o también por administración excesiva de bicarbonato de sodio u otras sustancias alcalinas (antiácidos).

La acidosis metabólica sobreviene por formación y acumulación de ácidos más fuertes que el H_2CO_3 , o por aumentar exageradamente su producción por esfuerzos físicos violentos, diabetes, estados de inanición, ingestión exagerada de ácidos (ácido ascórbico, ácido cítrico), pero también por acumulación de ácidos por fallas renales o, en fin, por pérdida abundante de bases en las heces (diarrea).

Además, se pueden producir acidosis y alcalosis respiratoria. La acidosis respiratoria se produce por una acumulación de dióxido de carbono al entorpecerse la espiración de este gas. La alcalosis respiratoria se produce por una hiperventilación prolongada.

A través de este ejemplo, explicado por el docente, los alumnos y alumnas valorarán la importancia de las soluciones amortiguadoras para el organismo.

Actividad 7

Se informan sobre las propiedades coligativas de las soluciones y valoran su importancia en diferentes ámbitos.

Ejemplo: Buscan información acerca del significado de las propiedades coligativas de las disoluciones:

- descenso crioscópico del punto de fusión,
- elevación del punto de ebullición,
- presión osmótica.

y debaten su relación con fenómenos y procesos de importancia para la vida cotidiana.

Procedimiento:

- Diferentes grupos de alumnos y alumnas planifican y llevan a cabo un trabajo de búsqueda, selección y sistematización de información sobre las propiedades mencionadas.
- Otros grupos indagan en diferentes fuentes acerca de fenómenos y aplicaciones relacionadas con dichas propiedades.
- Cada grupo presenta ante el resto del curso el resultado de su trabajo y coordina un debate al respecto.

INDICACIONES AL DOCENTE:

Se sugiere que los temas sean tratados en bloques, en conjunto con sus aplicaciones, para que no se diluya excesivamente el debate. Así, por ejemplo, si se trata de la presión osmótica, el tema puede relacionarse con:

- la desalinización del agua de mar por osmosis inversa;
- la deshidratación de alimentos (frutas confitadas, frutas secas, productos cárneos, etc.);
- fenómenos de deshidratación del cuerpo humano por prolongada inmersión en un medio salino (agua de mar, particularmente en aguas de alta concentración salina, como el Mar Muerto, por ejemplo).

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 las disoluciones usadas en todas las prácticas.

Las disoluciones de carbonato de sodio pueden ser guardadas en frascos bien cerrados y claramente rotulados.

Las disoluciones de bicarbonato de sodio, que descomponen lentamente, y otras disoluciones resultantes de los diversos experimentos, también de las unidades 1 y 2, serán neutralizadas entre sí; las soluciones ácidas con las alcalinas, eventualmente agregando una solución concentrada de carbonato de sodio o de ácido muriático 1: 1, según sea el caso.

Finalmente, 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.

Anexo 1: Ejemplos de actividades de evaluación

Introducción

Las actividades de evaluación se presentan en forma de ejemplos, con el objeto de evaluar en qué medida se han logrado los aprendizajes esperados de las unidades del programa y también los Objetivos Fundamentales Transversales.

Las actividades descritas son opcionales y el docente puede reemplazarlas por otras que le parezcan más apropiadas y que cumplan, en definitiva, con el mismo cometido.

La evaluación comprende múltiples aspectos y puede ser aplicada de varias formas:

- Pruebas escritas de desarrollo.
- Trabajos grupales de indagación e investigación bibliográfica o de otro tipo.
- Comprensión descrita de la realización de actividades experimentales.
- Disertación sobre temas escogidos.
- Entrevistas a expertos.
- Evaluación, realizada por el docente, con respecto a la dedicación, minuciosidad y seriedad en el trabajo experimental, cuidado de sí mismo, de los compañeros y de los materiales de experimentación.
- Evaluación por el cuidado del medio ambiente en la realización de los experimentos y en la eliminación de los residuos.
- Autoevaluación de desempeño, centrada en el esfuerzo personal, la búsqueda exhaustiva de información, la dedicación, el compañerismo, la honestidad en la presentación de los resultados y en la realización efectiva de trabajos individuales o grupales.

Se desaconseja aquí la frecuente evaluación a través de pruebas de selección múltiple, las que en estas materias no entregan un diagnóstico claro del grado de comprensión alcanzado por el alumno o alumna, cuyo aprendizaje y evaluación deberán ser siempre muy interactivos. Dichas pruebas no aportan una retroalimentación significativa al docente, ya que le informan sobre ciertos logros alcanzados, pero no sobre las verdaderas razones por las que otros aprendizajes aún no se logran. De aquí la importancia de que alumnas y alumnos tengan la oportunidad de verbalizar sus aprendizajes, estructurando su lenguaje con el uso de conceptos y términos recientemente adquiridos.

Es importante que el profesor o profesora exija a sus estudiantes un uso preciso y adecuado del lenguaje en relación a su nivel educativo: esto es, que cada término sea aplicado en el contexto que corresponde y que se distingan los modelos o representaciones de las realidades que pretenden describir. Así, por ejemplo, los puntos estáticos y geoméricamente dispuestos alrededor del símbolo de un elemento químico en la representación de Lewis no son electrones, sino que representan a éstos; una ecuación química no es una reacción química, sino que la representa, etc.

Unidad 1, Ejemplo 1.

Evaluación a través de una prueba escrita

Aprendizajes esperados

- Conocen los nombres y los símbolos de los primeros diez elementos del sistema periódico, construyen sus configuraciones electrónicas y, de acuerdo a su posición dentro del período, hacen una predicción razonable acerca de si sus características serán metálicas o no metálicas.
- Representan correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas pequeñas, y valoran la utilidad de dicha representación para explicar y predecir su comportamiento químico.

Ejemplos de preguntas para una prueba

Conocida la configuración electrónica del átomo de nitrógeno, en su estado normal, como $[\text{He}] 2s^2 2p^3$

- ¿Qué principio no es respetado si se escribe la configuración del átomo de nitrógeno como $[\text{He}] 2s^1 2p^4$?
- Escriba la estructura de Lewis para el N.
- ¿Es el nitrógeno un metal, un no metal o un metaloide?
- ¿Cuál (es) de las siguientes propiedades le parece(n) importante(s) para decidir el carácter metálico, no metálico o metaloide del nitrógeno: energía de ionización, número atómico o electroafinidad?

Indicadores

- Es capaz de distinguir una configuración electrónica correcta de una incorrecta por aplicación de los tres principios básicos: los de constitución de Bohr, de exclusión de Pauli y el de máxima multiplicidad de Hund.
- Maneja la representación de los electrones de valencia mediante una estructura de Lewis.
- Identifica el nitrógeno como un no metal.
- Asocia características electrónicas definidas a las propiedades no metálicas de un elemento.

Unidad 1, Ejemplo 2.

Evaluación a través de una prueba escrita

Aprendizajes esperados

- Reconocen que muchas de las propiedades de los elementos se repiten periódicamente, y valoran el ordenamiento de los elementos en el sistema periódico como el resultado de un proceso histórico en la búsqueda de sistematizar y ordenar una gran cantidad de información.
- Asignan a los átomos de los elementos de los grupos 1, 2, 16, 17 y 18 configuraciones electrónicas externas y un comportamiento químico característico.
- Aplican los tres modelos de enlace, iónico, covalente y metálico, a casos simples de interacciones entre átomos, y relacionan el enlace químico y la estructura cristalina de un elemento del segundo período con algunas de sus propiedades y usos.
- Clasifican, en casos simples, un enlace como iónico, covalente o metálico usando como criterio la ubicación en el sistema periódico de los elementos que intervienen en éste.

Ejemplos de preguntas para una prueba

- Desarrolle la configuración electrónica del elemento alcalino litio ($Z=3$) y explique, en función de ella, de qué manera el litio expresa típicamente su comportamiento químico.
- ¿Cuál modelo de enlace aplicaría al fluoruro de litio y por qué hizo tal elección?
- ¿Cómo cambia la energía de ionización dentro de los elementos del primer grupo?
- El litio es un elemento de mucho menor densidad que el agua. ¿Le parecería apropiado usarlo para la construcción de embarcaciones livianas? Fundamente su respuesta.
- Cuando se calienta a la llama una sal de sodio se observa una emisión de luz amarilla. Explique la razón de este fenómeno.

Indicadores

- Construye correctamente la configuración electrónica de un átomo.
- Relaciona propiedades químicas características a una determinada ubicación de un elemento en el sistema periódico.
- Identifica la forma en que varía la energía de ionización dentro de un grupo del sistema periódico.
- Aplica correctamente criterios de ubicación de dos elementos en el sistema periódico para caracterizar el modelo de enlace aplicable a los compuestos que ellos forman.
- Usa un criterio químico apropiado para decidir sobre la factibilidad de un uso práctico de un elemento químico.
- Asocia a la emisión de luz propiedades que tienen que ver con la estructura electrónica del átomo.

Unidad 1, Ejemplo 3.

Evaluación de una actividad grupal

Aprendizajes esperados:

- Conocen una descripción elemental de algunos modelos atómicos precursores de la teoría moderna del átomo y valoran su importancia histórica.

Actividad

A varios grupos de estudiantes se les presentan temas, que deben elegir y sobre los cuales se informan y disertan, en una breve exposición (aproximadamente 15 minutos) frente al curso:

- Concepción de la materia por los filósofos griegos atomistas.
- Los alquimistas y su concepción acerca de los cambios de la materia.
- El aporte de Dalton a la teoría atómica moderna.
- Contribución de Rutherford a la comprensión de la estructura atómica a través de su experimento de bombardeo de una lámina metálica con proyectiles atómicos (núcleos de helio o partículas α).
- La teoría atómica de Bohr. Una revisión de sus éxitos y fracasos.
- Semblanza biográfica del físico austriaco Erwin Schrödinger, sus principales aportes a la comprensión de la estructura del átomo.

Indicadores

- Agota los recursos bibliográficos y de otro tipo disponibles a su alcance.
- Se esfuerza por comprender la información de la que dispone.
- Reconoce honestamente que en la comprensión de algunos contenidos hay conocimientos con los cuales todavía no cuenta.
- Identifica los rasgos esenciales del tema a investigar y es capaz de sintetizar la información relevante.
- Intenta comunicar lo aprendido de manera clara.
- Reconoce la contribución a la ciencia de científicos de otras épocas y la valora en una perspectiva histórica.
- Respeta opiniones de sus compañeros, diferentes de la suya, con respecto a la interpretación de algunos contenidos.

Unidad 1, Ejemplo 4.

Evaluación de una actividad experimental

Aprendizajes esperados

- Aplican los tres modelos de enlace, iónico, covalente y metálico, a casos simples de interacciones entre átomos, y relacionan el enlace químico y la estructura cristalina de un elemento del segundo período con algunas de sus propiedades y usos.

Actividad

Basándose en el ejemplo de la actividad 15, los alumnos y alumnas exponen sobre lo siguiente:

- El modelo que describe la estructura del grafito y si aquél se clasifica como iónico, covalente o metálico, o bien, como intermedio a algunos de ellos.
- Describen cómo se armó el circuito para ensayar la conductividad eléctrica del grafito.
- Explican la conductividad eléctrica, la dureza y el poder lubricante del grafito.
- Escriben los enlaces alrededor de cada átomo de carbono en un fragmento pequeño (4 - 5 hexágonos) de una capa del grafito.

Indicadores

- Reconoce el grafito como un sólido covalente, que debido a la presencia de electrones móviles (deslocalizados) presenta ciertas características metálicas y que ello explica su aspecto metálico y su conductividad eléctrica.
- Es capaz de armar un circuito simple para demostrar si un sólido conduce apreciablemente la corriente eléctrica.
- Identifica la propiedad mecánica de dureza y el poder lubricante del grafito y las asocia a una estructura en capas.

Unidad 2, Ejemplo 1.

Evaluación de una actividad grupal

Aprendizajes esperados:

- Identifican las propiedades del carbono que permiten la formación de enlaces muy fuertes, poco reactivos con el hidrógeno y entre sí, pudiendo generar así una amplia variedad de moléculas, muchas de ellas de cadena larga.
- Reconocen algunas de las aplicaciones más comunes de compuestos orgánicos industriales, domésticos y farmacéuticos relevantes.
- Valoran el papel de los compuestos orgánicos en la vida diaria desde un punto de vista químico, social y medioambiental.

Actividad

Un grupo de alumnos y alumnas son informados acerca del tetrahidrocanabinol, que es el componente activo de la marihuana, hierba derivada del cáñamo.

- Con apoyo bibliográfico, escriben la fórmula e identifican grupos funcionales presentes en el tetrahidrocanabinol.
- Describen los efectos que produce su consumo sobre el organismo.
- Organizan la información anterior en un cuadro mural.

Indicadores

- Selecciona información de diferentes fuentes.
- Planifica la organización de la información para el cuadro mural.
- Aplica conceptos químicos.
- Presenta esquemas en forma organizada.
- Comunica en forma escrita los resultados de la investigación.
- Utiliza vocabulario científico para presentar la información.

Unidad 2, Ejemplo 2.

Evaluación a través de una prueba escrita

Aprendizajes esperados:

- Reconocen algunas de las aplicaciones más comunes de compuestos orgánicos industriales, domésticos y farmacéuticos relevantes.
- Valoran el papel de los compuestos orgánicos en la vida diaria desde un punto de vista químico, social y medioambiental.

Ejemplos de preguntas para la prueba

- Mencionar dos refinerías de petróleo en Chile indicando dónde se localizan.
- Referirse al impacto ambiental y a la importancia socioeconómica de los hidrocarburos.

Indicadores

- Menciona y localiza refinerías de petróleo en Chile.
- Analiza aspectos generales de los hidrocarburos.
- Demuestra algún grado de comprensión de las relaciones entre aspectos de ciencia y sociedad.
- Toma conciencia del impacto del uso de los hidrocarburos en la vida diaria.

Unidad 2, Ejemplo 3.

Evaluación de una actividad experimental

Aprendizajes esperados

- Identifican las propiedades del carbono que permiten la formación de enlaces muy fuertes, poco reactivos con el hidrógeno y entre sí, pudiendo generar así una amplia variedad de moléculas, muchas de ellas de cadena larga.
- Reconocen algunas de las aplicaciones más comunes de compuestos orgánicos industriales, domésticos y farmacéuticos relevantes.
- Valoran el papel de los compuestos orgánicos en la vida diaria desde un punto de vista químico, social y medioambiental.

Actividad

A partir del análisis de la combustión del azúcar, relacionado a la actividad 10 de esta unidad, los alumnos y alumnas responden sobre lo siguiente:

- ¿Cómo se demuestra, experimentalmente, que el azúcar es un compuesto orgánico?
- ¿De qué manera es posible detectar la presencia de CO_2 y de H_2O en la reacción de combustión?
- ¿Cómo se relaciona la liberación de energía que ocurre en la reacción química con el aporte de energía de los alimentos? Mencionar un ejemplo.

Indicadores

- Caracteriza un compuesto orgánico.
- Aplica el enfoque científico a través de la verificación experimental de formación de dióxido de carbono y de agua.
- Relaciona la liberación de energía de la reacción con los aportes de energía de los alimentos.

Unidad 3, Ejemplo 1.

Evaluación a través de una prueba escrita

Aprendizajes esperados

- Reconocen el mol como una unidad aplicable a cálculos químicos y lo asocian al carácter atómico de la materia.
- Conocen los principios básicos de la estequiometría y saben aplicarlos a algunas reacciones simples, particularmente a reacciones en disolución.

Ejemplos de preguntas para una prueba

La reacción de descomposición térmica del carbonato de calcio se describe por la siguiente ecuación: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$

- ¿Cuál es la masa molar del carbonato de calcio, CaCO_3 ?
- ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se liberan por calcinación de la masa molar de carbonato de calcio?
- ¿En qué proporción se mezclan los átomos de carbono y de oxígeno para formar una molécula de dióxido de carbono?

Indicadores

- Distingue entre masa molar de un elemento y la de un compuesto.
- Asocia a la masa molar un número de Avogadro o mol de unidades.
- Es capaz de encontrar relaciones estequiométricas simples entre los reactantes y productos para una reacción de descomposición con coeficientes estequiométricos unitarios.
- Aplica correctamente el concepto de átomo y determina la proporción en que los átomos se combinan para formar moléculas.

Unidad 3, Ejemplo 2.

Evaluación a través de una prueba escrita

Aprendizajes esperados

- Asocian a los ácidos y bases un comportamiento característico que se relaciona con su estructura molecular, y son capaces de aplicar algunos conceptos ácido-base a la comprensión de fenómenos de la vida diaria.

Ejemplos de preguntas para una prueba

Sabiendo que el pH de una disolución de carbonato de sodio es 10,0 responden preguntas como las siguientes:

- ¿Cuál es la concentración de iones H^+ en la disolución?
- ¿Cuál es la concentración de iones OH^- ?
- ¿Es la disolución ácida, básica o neutra?
- Escriben la ecuación correspondiente a la reacción de neutralización del ion carbonato con iones H^+ provenientes de una disolución de ácido clorhídrico.

Indicadores

- Determina la concentración de iones H^+ de una disolución a partir del valor de su pH.
- Relaciona la concentración de iones H^+ y OH^- con el producto iónico del agua.
- Aplica el concepto de pH para identificar el grado de acidez o de basicidad de una disolución.
- Reconoce una reacción de neutralización como aquella en que un ácido y una base reaccionan entre sí.

Unidad 3, Ejemplo 3.

Evaluación de una actividad experimental

Aprendizajes esperados

- Asocian a los ácidos y bases un comportamiento característico que se relaciona con su estructura molecular, y son capaces de aplicar algunos conceptos ácido-base a la comprensión de fenómenos de la vida cotidiana.

Actividad

De los resultados de la actividad 5 de esta unidad, alumnos y alumnas responden a lo siguiente:

- Si vinagre o jugo de limón son tratados con una solución de carbonato de sodio. ¿Qué predicción se puede hacer respecto de lo que se observará al mezclar ambas soluciones?
- ¿Aumentará o disminuirá el pH del vinagre o jugo de limón al agregarle la disolución de carbonato de sodio?
- Uno de los ácidos que contiene el jugo de limón es ácido cítrico, un ácido carboxílico. ¿A qué grupo funcional relaciona dicho ácido?
- La hiperacidez gástrica se produce por una secreción excesiva de ácido clorhídrico en el estómago. ¿Cuál disolución de las siguientes sustancias emplearía para aliviar las molestias producidas por la hiperacidez?
 - Ácido cítrico
 - Cloruro de sodio
 - Bicarbonato de sodio
 - Ácido acetilsalicílico (“aspirina”)
 - Sacarosa

Fundamentar su elección.

- ¿Cuál es la manera correcta de eliminar residuos de soluciones ácidas y básicas usadas en el laboratorio?

Indicadores:

- Aplican el concepto de neutralización a fenómenos de la vida cotidiana.
- Relacionan el pH al grado de acidez de una disolución.
- Identifican la acidez de un ácido orgánico con la presencia del grupo funcional ácido carboxílico, $-C(O)OH$.
- Aplica correctamente consideraciones medioambientales para la eliminación de residuos en el laboratorio.

Unidad 3, Ejemplo 4.

Evaluación de una actividad grupal

Aprendizajes esperados

- Conocen la propiedad de las soluciones amortiguadoras de pH y valoran su importancia para la vida.

Actividad

- Un grupo de alumnos y alumnas se informa sobre la importancia de las soluciones amortiguadoras para mantener el pH sanguíneo en el cuerpo humano (Véase, por ejemplo, R. Chang, *Química*, 1999. Cap. 16) y exponen su trabajo al curso.

Indicadores

- Identifica en las soluciones amortiguadoras la propiedad de mantener el pH dentro de un intervalo estrecho, al adicionar pequeñas cantidades de ácidos o bases.
- Reconoce la importancia de las soluciones amortiguadoras para la vida humana.
- Usa de manera exhaustiva los medios de información a su alcance.
- Identifica lo esencial del tema a investigar y sintetiza la información relevante.
- Comunica lo aprendido de manera objetiva y clara.

Unidad 3, Ejemplo 5.

Evaluación de una actividad grupal

Aprendizajes esperados

- Valoran la importancia de las propiedades coligativas de las soluciones para la comprensión de fenómenos comunes asociados a dichas propiedades.

Actividad

- Un grupo de alumnos se informa sobre el fenómeno de presión osmótica y su importancia para la vida de vegetales y animales. (Véase, por ejemplo, R. Chang, “Química”, 1999. Cap. 12). Hacen un informe en el que reportan y discuten los resultados de su investigación. Finalmente exponen su trabajo al curso.

Indicadores

- Usa de manera exhaustiva los medios de información a su alcance.
- Identifica lo esencial del tema a investigar y sintetiza la información relevante.
- Respeta las opiniones divergentes de sus compañeras o compañeros.
- Identifica el fenómeno de presión osmótica como dependiente del número de partículas disueltas, pero no de su naturaleza.
- Reconoce la importancia de la presión osmótica para la vida de los vegetales y animales.

Anexo 2: Materiales y reactivos

Introducción

Se ha incluido en este programa una lista de materiales y reactivos, que aunque no pretende ser exhaustiva abarca la casi totalidad de los materiales necesarios, los que a menudo podrán ser reemplazados por otros. Así, por ejemplo, si no se dispone de un peachímetro, puede usarse un indicador universal en varillas, las que resultan más económicas si se cortan a lo largo, por su parte media. Tampoco es necesario que cada alumno o alumna mida el pH de numerosas soluciones, sino que el trabajo puede repartirse de manera que cada grupo de estudiantes determine el pH de 2 ó 3 soluciones.

En general, no se requiere agua destilada, siendo suficiente para la preparación de disoluciones y trabajo en general, el agua deionizada, que se obtiene de filtros de uso doméstico o que se expende en estaciones de servicio a vehículos.

Los espectroscopios que se sugieren para la experimentación son ofrecidos a bajo costo por diferentes proveedores e incluso pueden ser fabricados disponiendo sólo de cartón, un negativo de 35 mm para la escala y un trozo de red de difracción que se expende por metros. (Véase, por ejemplo, K. Thompson. "Physics Education" 1996, Vol. 31, pág. 382-385).

Se desaconseja el uso de termómetros de mercurio, que son de mayor costo que los de alcohol y, en caso de rotura, riesgosos para la salud.

Obviamente no es factible recomendar o sugerir productos o materiales de determinada fabricación, marca o procedencia. Ello, por lo demás, sería innecesario, ya que existe una amplia oferta de productos que son apropiados para realizar las actividades de este programa. Conviene señalar, eso sí, que en general no se requieren reactivos para análisis, bastando reactivos "técnicos", a lo más, "puros" o "purísimos". Las diferencias de valor entre las calidades extremas, productos para análisis y de grado técnico es muy considerable, con factores que pueden ser de 20 o más veces.

En cuanto al material de vidrio, existe también un rango de calidades y precios que, en todo caso, es bastante menor que en los reactivos.

Finalmente, se debe recordar al docente que la mayoría de los reactivos y materiales de uso corriente (balanza, gafas de protección, mecheros, material de vidrio, etc.) son utilizables en la experimentación en química, frecuentemente en biología y aun en física de otros niveles y debe constituir, por lo tanto, un equipamiento básico indispensable.

MATERIALES

5 cajas con base de madera de 25 x 25 cm y cavidades distantes 2 cm (Véase Unidad 1, actividad 7).

5 modelos de niveles energéticos y cavidades.
20 bolitas de dos colores (Véase Unidad 1, actividad 8).

5 espectroscopios simples (Véase observación en la *introducción*).

Peachímetro (opcional).

Indicador universal en varillas.

Papel tornasol.

Balanza con una precisión de 0,1 g y capacidad 100-150 g.

Gafas de protección de policarbonato (una por estudiante).

1 mechero Bunsen (normal) a gas butano o natural, según cuál sea el tipo de gas.

Tenazas.

Pinzas.

Guantes de goma (para uso del docente, en la manipulación de ácidos y sustancias corrosivas).

Mortero ordinario (piedra).

Mecheros de alcohol (uno cada 2-3 alumnos).

Rejillas (sin asbesto) o placas cerámicas (una cada 2-3 alumnos).

Trípodes (uno cada 2-3 alumnos).

10 pipetas graduadas de 0.5 mL.

5 pipetas graduadas de 5 mL.

2 pipetas graduadas de 25 mL.

10 vasos de precipitados de 250 mL.

2 propipetas o jeringas desechables con tubo de plástico adaptador.

5 pisetas de 0,5 L.

1 vaso de 1L.

1 aforado de 1L.

2 aforados de 0,5 L.

10 aforados de 250 mL.

10 aforados de 100 mL.

10 embudos ordinarios de vidrio, diámetro 6-8 cm, vástago ancho.

Repisa de madera, con perforaciones para colocar aforados (basta una simple tabla).

20 frascos ordinarios, con gotario incluido (de 20-25 mL).

10 baguetas de vidrio.

10 tubos de ensayo grandes, de aproximadamente 180 mm de largo, 21 mm de diámetro (para la realización de experimentos demostrativos).

100 tubos de ensayo normales, tamaño mediano o pequeño, rectos, sin borde sobresaliente.

10 gradillas de madera para los tubos de ensayo normales.

10 pinzas de madera para los tubos de ensayo normales.

5 matraces redondos de 125 mL.

5 refrigerantes medianos, de una pieza, para acoplar a los matraces anteriores.

5 uniones simples a matraz colector.

10 matraces de 50 mL.

Tapones de goma de diferentes diámetros (sólo si las partes anteriores carecen de esmerilado).

Perforador de tapones de goma (sólo si las partes anteriores carecen de esmerilado).

5 termómetros de alcohol (rango -10 a 110 °C).

4 botellas plásticas de 0,5 L, con pulverizador.

10 cápsulas de porcelana, pequeñas (20-25 mL).

10 vidrios de reloj apropiados para cubrir las cápsulas anteriores.

6 botellas plásticas de 2L, para residuos.

Esferas de poliestireno expandido, en 3 diámetros diferentes (2, 4 y 5 cm, por ejemplo).

Palos de maqueta cilíndricos, de 3-4 mm de diámetro.

2 pilas de 1,5 V.

1 ampolleta de linterna 2,5-3,0 V.

Cable de cobre, delgado, aislado.

Pinzas tipo caimán.

Sistema periódico de los elementos (Es entregado, gratuitamente, por varios distribuidores e importadores de material de laboratorio).

Botiquín básico (tela adhesiva, gasa estéril, desinfectante, pomada para tratar quemaduras, copa para lavado de ojos, tijera y pinzas).

Extintor de incendios (tamaño mediano).

REACTIVOS Y SOLVENTES

Agua deionizada.

Alcohol de quemar (metanol), para los mecheros.

Etanol puro.

Acetona técnica.

Ácido clorhídrico puro.

Ácido acético técnico.

Ácido sulfúrico técnico.

Hidróxido de sodio puro.

Bicarbonato de sodio puro (o de uso farmacéutico).

Bórax técnico.

Glucosa en tabletas o en polvo.

Sulfato de cobre (II) pentahidrato técnico.

Óxido de cobre (II) técnico.

Óxido de cobre (I).

Hidróxido de calcio u óxido de calcio técnico (mármol calcinado).

Sodio metálico (en barras).

Magnesio metálico (en cinta).

Hierro metálico (en gránulos o polvo grueso) técnico.

Cobre metálico (en gránulos, polvo grueso o virutas) técnico.

Malaquita (trozo de mineral).

Azurita (trozo de mineral).

Atacamita (trozo de mineral).

Nitrato de litio.

Cloruro de calcio puro.

Cloruro de sodio.

1 trozo de aluminio (varilla, tubo o plancha).

1 trozo de hierro (varilla, tubo o plancha).

25-50 mL de solución de los indicadores:

Azul de bromotimol

Rojo fenol

Fenolftaleína

Timolftaleína

Anaranjado de metilo

Glosario

ÁCIDO

Especie química que libera iones hidrógeno, H^+ . (Definición de Löwry-Brönsted, que en este respecto coincide con la definición clásica de Arrhenius).

ÁCIDO CARBOXÍLICO

Ácido que contiene el grupo funcional carboxilo, $-COOH$.

ALCANO

Compuesto orgánico de cadena abierta que contiene sólo carbono e hidrógeno y que carece de enlaces dobles o triples.

ALCOHOL

Compuesto orgánico que contiene el grupo hidroxilo, $-OH$.

ALQUENO

Compuesto orgánico de cadena abierta que contiene sólo carbono e hidrógeno y que tiene uno o más enlaces dobles $C=C$.

ALQUINO

Compuesto orgánico de cadena abierta, constituido exclusivamente por carbono e hidrógeno, y que contiene uno o más enlaces triples $C \equiv C$.

AZURITA

Mineral de cobre de interés industrial, cuya fórmula es $2 CuCO_3 \cdot Cu(OH)_2$.

BASE

Especie química que capta iones hidrógeno, H^+ . (Definición de Löwry-Brönsted).

CAPA DE VALENCIA

Nivel de energía de un átomo que determina sus propiedades químicas, en particular la formación de enlaces.

COMPUESTO COVALENTE

Compuesto que contiene sólo enlaces covalentes.

COMPUESTO ORGÁNICO

Compuesto que contiene carbono, por lo común en combinación con hidrógeno, oxígeno o nitrógeno, menos frecuentemente con fósforo, halógenos o azufre.

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA

Distribución de los electrones en los diversos niveles energéticos de un átomo, ion o molécula.

DESCENSO CRIOSCÓPICO

Propiedad coligativa de las disoluciones que se relaciona con una disminución de su punto de fusión cuando se le compara con el del solvente puro.

DISOLUCIÓN AMORTIGUADORA

Solución que contiene un ácido o base débil y una de sus sales, que tiene la propiedad de mantener el pH dentro de un estrecho rango cuando se le adicionan cantidades discretas de ácidos o bases. Se les llama también disoluciones “buffer” o tampón.

ELECTROAFINIDAD

Es la energía asociada a la captación de un electrón por la capa de valencia de un átomo. Se le asigna arbitrariamente un signo algebraico contrario al convencional.

ELECTRONEGATIVIDAD

Capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer los electrones hacia sí.

ENERGÍA DE ENLACE

Energía necesaria para romper un enlace. Por lo general se refiere a 1 mol de enlaces y se expresa en $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

ENERGÍA DE IONIZACIÓN

Energía necesaria para desprender un electrón de un átomo aislado, al estado gaseoso. Corresponde a la energía involucrada en el proceso $\text{M}(\text{g}) \longrightarrow \text{M}^+(\text{g}) + \text{e}^-$.

ENLACE METÁLICO

Enlace formado por elementos metálicos, que es fuertemente deslocalizado.

ESPECTROSCOPIO

Aparato que separa en sus componentes de longitud de onda característica la radiación electromagnética emitida o absorbida por un átomo.

ESTEQUIOMETRÍA

Proporción en que los elementos o compuestos reaccionan entre sí.

ÉSTERES

Compuestos orgánicos de fórmula $\text{RC}(\text{O})\text{OR}'$.

ESTRUCTURA DE LEWIS

Representación de los electrones de la capa de valencia de un átomo mediante puntos. Los enlaces covalentes simples entre dos átomos se representan por un par de puntos o por un trazo, los enlaces dobles por dos pares de puntos o por dos trazos y así sucesivamente.

FRECUENCIA

Referida a una onda es el número de oscilaciones o vibraciones que ocurren en la unidad de tiempo. Su unidad es seg^{-1} .

FUNCIÓN DE ONDA

En la descripción de sistemas atómicos es una función matemática cuyo valor depende de las coordenadas de posición de las partículas que componen el sistema y del tiempo.

GAS NOBLE

Elemento del grupo 18, He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Los gases nobles se caracterizan por sus niveles "np" completos (a excepción del He que completa la capa 1s) y son elementos de escasa, pero no nula, reactividad química. Por ello no se deben denominar "gases inertes".

GRUPO FUNCIONAL

Conjunto de átomos enlazados de una determinada manera, que caracteriza el comportamiento físico-químico de las moléculas que los contienen. Ejemplos típicos son los grupos funcionales ácido carboxílico, - $\text{C}(\text{O})\text{OH}$, alcohol, -OH, y éster, - $\text{C}(\text{O})\text{O-R}$.

HIBRIDACIÓN

Combinación algebraica de orbitales atómicos de energía similar, para generar un número equivalente de orbitales "mezclados" o "híbridos".

HIDRATACIÓN

Fenómeno por el cual un ion o molécula se rodea de moléculas de agua. Para el caso general de cualquier disolvente el proceso se denomina *solvatación*.

INDICADOR ÁCIDO-BASE

Sustancia que manifiesta un cambio (por lo general de color) a determinado valor de la concentración de iones H^+ en la disolución.

ION MONOATÓMICO

Especie eléctricamente cargada que consiste de sólo un átomo.

ION POLIATÓMICO

Especie eléctricamente cargada consistente de dos o más átomos.

ION HIDROGENOIDE

Especie atómica que contiene sólo un electrón (He^+ , Li^{2+} , Be^{3+} , etc.)

ISÓMEROS GEOMÉTRICOS

Moléculas con idéntico número de átomos y enlaces, pero con diferente distribución espacial.

LÍNEAS ESPECTRALES

Líneas que aparecen en los espectros de emisión o de absorción de átomos y moléculas y que corresponden a las longitudes de onda (o bien, frecuencias) de la radiación emitida o absorbida, respectivamente.

MALAQUITA

Míneral de cobre de color verde esmeralda, cuya fórmula es $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$.

METALES

Elementos de brillo característico, que conducen bien la corriente eléctrica y el calor.

METALOIDE

Elemento con propiedades intermedias a las de los metales y los no metales. Su conductividad eléctrica aumenta al elevar la temperatura.

MODELO PLANETARIO

Modelo que describía al átomo como un diminuto sistema solar, en el que los electrones giraban alrededor del núcleo de manera análoga a como lo hacen los planetas alrededor del sol. Este modelo fue superado, ya que no corresponde a una realidad física.

MOLALIDAD

Unidad de concentración de disoluciones que se define como el número de moles de soluto disuelto en 1 kilogramo de solvente.

MOLARIDAD

Unidad de concentración definida por el número de moles de soluto o de especies iónicas en 1 litro de solución.

NO METAL

Elemento que es mal conductor del calor y de la electricidad.

NÚMERO DE AVOGADRO

$6,0223 \cdot 10^{23}$. Es el número de partículas en 1 mol.

ORBITAL

Se puede definir como una región del espacio alrededor del núcleo atómico que puede estar ocupada por 1 ó 2 electrones. (Esta no es una definición rigurosa, ya que el orbital es una función matemática o función de onda característica, que es solución de la ecuación de ondas de Schrödinger. Para el caso de un átomo se designan como *orbitales atómicos*, mientras que en las moléculas se conocen con el nombre de *orbitales moleculares*).

OSMOSIS

Paso de moléculas de solvente a través de una membrana semipermeable, que se manifiesta por un flujo neto de solvente desde una solución diluida o desde el solvente puro hacia una solución más concentrada.

OSMOSIS INVERSA

Es el fenómeno inverso al espontáneo de osmosis y se logra aplicando una presión a una solución concentrada, de modo que moléculas de solvente pasen a través de una membrana semipermeable hacia otra solución más diluida o hacia el solvente puro.

PH

Se define como el valor negativo del exponente de la concentración molar de iones H^+ de una disolución, expresada en base 10.

PRECISIÓN

Grado de concordancia obtenido en la realización de varias mediciones de una misma cantidad.

PRINCIPIO DE CONSTITUCIÓN DE BOHR

Establece que en la construcción de la estructura electrónica de un átomo los electrones ocupan primero los niveles inferiores de menor energía y, sucesivamente, a medida que éstos se van completando, los niveles superiores de mayor energía. Se le llama también principio de "Aufbau".

PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

Los electrones siempre ocupan un orbital con espín opuesto, de modo que éste jamás puede ser ocupado por más de dos electrones. (Ello debido a que el número de espín asociado al electrón tiene sólo dos valores posibles y un tercer electrón tendría, necesariamente, su número de espín igual al de alguno de los otros dos).

PRINCIPIO DE MÁXIMA, MULTIPLICIDAD DE HUND

Principio que establece que los electrones en un átomo ocupan varios niveles de idéntica energía, de modo tal que su número de espín total, comprendido como la suma de los números de espín de los electrones individuales, es máximo.

PROBABILIDAD

Cociente entre el número de eventos favorables a un determinado suceso y el número total de eventos que pueden ocurrir.

PRODUCTO IÓNICO DEL AGUA

Producto de las concentraciones molares de iones H^+ y OH^- y que tiene un valor constante, dependiendo de la temperatura. En rigor depende también de la concentración de sales y/o de la presencia de otros solutos como alcohol.

PROPIEDADES PERIÓDICAS

Propiedades de los átomos de los elementos químicos que se repiten en forma regular o cíclica cuando se representan vs. su número atómico.

RADIACIÓN ELECTROMAGNÉTICA

Onda que se propaga a través del espacio, también a través del vacío, a la que se asocia una energía directamente proporcional a su frecuencia.

RADIO ATÓMICO

En el caso de una molécula diatómica homonuclear, esto es, formada por dos átomos de la misma naturaleza, el radio atómico es la mitad de la distancia que separa los núcleos atómicos.

TEORÍA CUÁNTICA

Teoría desarrollada por varios físicos a partir de 1900, año en que Max Planck enuncia su revolucionaria teoría de los cuantos, que explica exitosamente la distribución de energía en una cavidad (cuerpo negro), problema que no tiene una solución si se intenta explicar a través de la física clásica o newtoniana.

Bibliografía

- American Chemical Society, (1998). *QuimCom: Química en la comunidad*. Editorial Addison Wesley Longman, México.
- Carmichel, Haines y Smoot, (1998). *Química: un curso moderno*. Merrill Publishing Co. EE.UU.
- Chang, Raymond, (1999). *Química*, McGraw-Hill Interamericana, 6ª edición, México.
- Hart, Harold; Hart, David J.; Craine, Leslie E., (1995). *Química orgánica*. McGraw-Hill Interamericana, México.
- Ibáñez, F., (1996). *El enlace químico*. Ediciones Universidad Católica de Chile. Santiago, Chile.
- Integrated Resource Package, Chemistry 11 Curriculum, Council of Ministers of Education, British Columbia, Canadá, 1996.
- Joesten, M. J., Johnstom, D. Onetterville, J.T. y Wood, J. L., (1991). *World of chemistry*. Saunders College Publishing. USA.
- Ramdsen, 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. EE.UU.
- Solís Correa, H., (1994). *Nomenclatura química*. McGraw-Hill Interamericana. México.
- Vega de Kuyper, J. C. y Gana Ostornol, R., (1998). *Recursos naturales en Chile: una visión desde la química*. Ministerio de Educación. Programa MECE Media.
- 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.

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, periodística 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: cristales; 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