

GUÍA DIDÁCTICA PARA EL PROFESOR
INCLUYE TEXTO PARA EL ESTUDIANTE

QUÍMICA

1º
Medio

María Isabel Cabello Bravo



EDICIÓN ESPECIAL PARA EL MINISTERIO DE EDUCACIÓN
PROHIBIDA SU COMERCIALIZACIÓN



GUÍA DIDÁCTICA PARA EL PROFESOR
INCLUYE TEXTO PARA EL ESTUDIANTE

QUÍMICA

1^o
Medio

María Isabel Cabello Bravo

**Licenciada en Educación.
Profesora de Química.
Magíster en Ciencias de
la Educación.**



© Química 1º Año Medio

Autora:

María Isabel Cabello Bravo.

Licenciada en Educación. Profesora de Química.
Universidad Metropolitana de Ciencias de la Educación.
Magíster en Ciencias de la Educación.
Universidad Mayor.

2010 Ediciones Cal y Canto ®

Nº de inscripción: 180.765

ISBN: 978-956-8623-60-9

1ª Reimpresión 2011 Ediciones Cal y Canto ®

Nº de inscripción: 180.765

ISBN: 978-956-8623-60-9

2ª Reimpresión 2012 Ediciones Cal y Canto ®

Nº de inscripción: 180.765

ISBN: 978-956-8623-60-9

Director Editorial:

Jorge Muñoz Rau

Editora Jefe:

Alicia Manonellas Balladares

Editora:

Patricia Morales Inostroza

Diseño:

María Jesús Moreno Guldman

Diagramación digital:

Rodolfo Acosta Castillo

Fotografías:

Banco de Fotos de Ediciones Cal y Canto

Corrector de pruebas y estilo:

Alejandro Cisternas Ulloa

Jefe de Producción:

Cecilia Muñoz Rau

Asistente de Producción:

Lorena Briceño González

El presente libro no puede ser reproducido ni en todo ni en parte, ni archivado, ni transmitido por ningún medio mecánico, electrónico, de grabación, CD-Rom, fotocopia, microfilmación u otra forma, sin la autorización escrita del editor.

La materialidad y fabricación de este texto está certificado por el IDIEM - Universidad de Chile.

Impreso xxxx

Se terminó de imprimir xxxx ejemplares en el mes de xxxxx de 2012.

ÍNDICE

■ Introducción	4
Ajuste Curricular Química 1 ^{er} Año Medio	4
Objetivos Fundamentales Transversales (OFT)	5
Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios (OF/CMO)	6
Ciclo de aprendizaje	7
■ Planificación curricular	8
■ Recursos del texto y orientaciones generales para su uso efectivo	12
■ Fundamentos sobre el uso de Internet	16
■ Instructivo para acceder a páginas web y para utilizar los buscadores	18
■ Objetivos Fundamentales Transversales y las Tecnologías de la Información y la Comunicación	19
■ Unidad 1 - ESTRUCTURA ATÓMICA	
Tema 1 - Modelo mecanocuántico	20
Sugerencias metodológicas	24
Actividades complementarias	32
Instrumentos de Evaluación N° 1 (fotocopiable)	37
Instrumentos de Evaluación N° 2 (fotocopiable)	40
Instrumentos de Evaluación N° 3 (fotocopiable)	42
Tema 2 - Propiedades periódicas	46
Sugerencias metodológicas	50
Actividades complementarias	59
Instrumentos de Evaluación N° 4 (fotocopiable)	62
Instrumentos de Evaluación N° 5 (fotocopiable)	63
Descripción para la calificación y evaluación	65
Aprendizajes esperados e indicadores de evaluación	67
■ Unidad 2 - ENLACE QUÍMICO	
Tema 1 - Los átomos se unen	72
Sugerencias metodológicas	76
Actividades complementarias	85
Instrumentos de Evaluación N° 6 (fotocopiable)	89
Instrumentos de Evaluación N° 7 (fotocopiable)	93
Descripción para la calificación y evaluación	94
Aprendizajes esperados e indicadores de evaluación	95
■ Unidad 3 - ESTEQUIOMETRÍA	
Tema 1 - De átomos a compuestos	98
Sugerencias metodológicas	102
Actividades complementarias	109
Instrumentos de evaluación N° 8 (fotocopiable)	112
Instrumentos de evaluación N° 9 (fotocopiable)	115
Instrumentos de evaluación N°10 (fotocopiable)	116
Descripción para la calificación y evaluación	118
Aprendizajes esperados e indicadores de evaluación	119
■ Solucionario	
Unidad 1	127
Unidad 2	133
Unidad 3	137
■ Bibliografía	141

INTRODUCCIÓN

El texto de Química 1º Medio fue concebido como una herramienta de trabajo e información permanente para el estudiante y como un complemento de las actividades pedagógicas que usted dirige al interior del aula para alcanzar los aprendizajes esperados. No se trata, entonces, de un compendio de química general o de un texto que puede ser trabajado por un estudiante en solitario, sino por el contrario, está basado en los principios colaborativos y de responsabilidades individuales del trabajo en equipo, así como en la indagación y en los fundamentos de la resolución de problemas.

En su estructura, los estudiantes encontrarán un lenguaje de fácil lectura, que, sin ensalzar, sobreexponer sin sentido el léxico científico ni alejarse de él, logra establecer el equilibrio necesario para alcanzar los aprendizajes esperados mediante el enunciado literal de los temas que son desarrollados de acuerdo al currículo nacional para conseguir mejorar en los estudiantes los hábitos de trabajo, proponer métodos de aprendizaje, practicar las habilidades de indagación científica, integrar los conocimientos adquiridos en la vida diaria. Además se emplean expresiones o preguntas que promueven su participación en el proceso de construcción del conocimiento, así como también, se incentiva una evaluación permanente y sistemática a través de la metacognición, la autoevaluación, la coevaluación y la evaluación sumativa.

Basado en el decreto ministerial número 220, el Texto para el Estudiante fomenta la formación integral del estudiante en los ámbitos del hacer, el ser y el valorar. Para ello, se ha organizado en tres grandes unidades temáticas: estructura atómica; enlace químico, y leyes ponderales y estequiometría, en cada una de las cuales es primordial que los estudiantes identifiquen y valoren los procesos químicos de su entorno. En este nuevo enfoque curricular se hace énfasis, además, “en la identificación de problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones, en investigaciones clásicas; en la interpretación de datos empíricos, distinguiendo entre lecturas literales y lecturas inferenciales, en términos de conceptos y modelos teóricos de nivel, y en el uso de planillas de cálculo y programas estadísticos simples para analizar datos”, aspectos que serán tratados transversalmente a lo largo de las unidades identificadas.

Ajuste Curricular Química 1^{er} Año de Educación Media

El Ajuste Curricular de Química para el Primer Año de Educación Media es organizado por el MINEDUC en OF/CMO que pueden ser agrupados en tres unidades que comprenden los temas: estructura atómica; enlace químico, y leyes ponderales y estequiometría.

La primera unidad (Estructura atómica), correspondiente en este texto a la Unidad I, se concentra en el análisis de los fundamentos teóricos y experimentales que sustentan el actual modelo del átomo, haciendo énfasis en el trabajo científico sistemático y organizado. Se parte por los fundamentos, aciertos y errores del Modelo atómico de Niels Bohr hasta la explicación de la física cuántica a la estructura del átomo, así como su organización en un sistema que permite obtener información relevante respecto a su comportamiento, permitiendo incluso la predicción del mismo en ciertas circunstancias.

Se espera que los estudiantes, además de adquirir, desarrollar y/o practicar habilidades científicas, puedan entender que la visualización comprensiva del modelo atómico es clave para la comprensión del ordenamiento que ocupan los elementos químicos en el sistema periódico, mostrando a este como “referente para organizar y sistematizar una gran cantidad de información acerca de las propiedades físicas y químicas de los elementos y compuestos” y estableciendo las bases teóricas que sustentan los modelos de enlaces químicos y, por ende, la formación de compuestos e interacciones, temas que se tratan en unidades posteriores e incluso en niveles educativos superiores.

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 espera que el estudiante adquiera los conocimientos y habilidades necesarias para explicar el comportamiento de los átomos y las moléculas al unirse por enlaces iónicos, covalentes y de coordinación para formar compuestos comunes como los producidos en la industria y en la minería, y los que son importantes en la composición de los seres vivos.

Por último, la unidad “Leyes ponderales y estequiometría” ha sido diseñada para que los estudiantes puedan aplicar cálculos estequiométricos a problemas teóricos y prácticos cotidianos.

A diferencia del programa de primero medio anterior al Ajuste Curricular, que se centraba en temas concretos y tangibles, el programa actual “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”.

El programa enfatiza que el estudio de los temas desarrollados en sus unidades se centre en la actividad de los estudiantes, buscando interesarlos y motivarlos para que se inicien en la aventura de comprender la química no sólo desde el punto de vista fenomenológico, sino, también, histórico. Además y considerando las características de los jóvenes que cursan este nivel, el Ministerio de Educación establece que “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”, siendo muy importante que se enfatizen aspectos utilitarios de la química y la ciencia, que nos permiten una cierta comprensión del mundo natural y del lugar que el ser humano ocupa en la naturaleza, lo que va en directa concordancia con los objetivos fundamentales transversales (OFT) y su propósito de contribuir a la formación para la vida.

Así, la formación científica básica se considera necesaria por las siguientes razones:

- En primer lugar, por el valor formativo intrínseco del entusiasmo, el asombro y la satisfacción personal que puede provenir de entender y aprender acerca de la naturaleza, los seres vivos y la diversidad de aplicaciones tecnológicas que nos sirven en nuestra vida cotidiana.
- En segundo lugar, porque las formas de pensamiento típicas de la búsqueda científica son crecientemente demandadas en contextos personales, de trabajo y sociopolíticos de la vida contemporánea; el no estar familiarizado con ellas será en el futuro una causal de marginalidad aún mayor que en el presente.

- En tercer lugar, porque el conocimiento científico de la naturaleza contribuye a una actitud de respeto y cuidado por ella, como sistema de soporte de la vida que, por primera vez en la historia, exhibe situaciones de riesgo global.

Objetivos Fundamentales Transversales (OFT)

Los Objetivos Fundamentales Transversales (OFT) se definen en el Marco Curricular como “aquellos objetivos que tienen un carácter comprensivo y general, cuyo logro se funda en el trabajo formativo del conjunto del currículum”¹. Definen un conjunto de aprendizajes relacionados con el desarrollo afectivo, ético, social y del pensamiento que el sistema educativo debe promover. Por su carácter, trascienden un área de aprendizaje en particular. Deben realizarse en el conjunto del currículum y espacios que la comunidad educativa ofrece para la formación de los estudiantes. Sin embargo, de acuerdo con los cambios del documento preliminar del Ajuste Curricular, se incluye un quinto OFT, “Uso de tecnologías de información y comunicación”.

Los Objetivos Fundamentales Transversales definidos en el marco curricular nacional (Decreto Nº 220) corresponden a una explicación 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*. Sin embargo, de acuerdo con los cambios del documento preliminar del Ajuste Curricular, se incluye un quinto OFT, “Uso de tecnologías de información y comunicación”.

El ámbito *Crecimiento y autoafirmación personal* se refiere a la formación y desarrollo del interés y capacidad de conocer la realidad y utilizar el conocimiento y la información. Los OFT del ámbito *Desarrollo del pensamiento* enfatizan 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, destacando en las actividades experimentales la formación de hábitos de rigurosidad en el trabajo, en la observación y medición, de flexibilidad y creatividad en la formulación de preguntas e hipótesis.

¹ Mineduc, Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios de la Educación Media. Decreto 220/99.

Respecto a los OFT del ámbito *Persona y entorno*, 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, del cuidado por la vida y la resolución de los problemas medioambientales. Para los OFT del ámbito *Formación ética*, el MINEDUC invita a prácticas pedagógicas que se expresan en la seriedad y exhaustividad en el estudio de todos los antecedentes que preceden al inicio de un trabajo de investigación, así como en la honestidad en la presentación, análisis y discusión de los resultados.

A lo largo del texto, el docente podrá reforzar los OFT mediante el análisis crítico y cotidiano de la práctica y aplicación de las ciencias químicas, por lo que es importante establecer una práctica pedagógica dialogante, medio a través del cual el profesor podrá hacer énfasis en los ámbitos de formación de los OFT.

En la planificación curricular se seleccionan en cada una de las unidades temáticas OFT con la finalidad de hacer énfasis en ellos, pero no en contraindicación de reforzarlos a lo largo del currículum. Para ello se sugiere presentar los OFT a los estudiantes al inicio de cada unidad como parte de lo que se espera aprender y compartir a lo largo de la misma, estableciendo la importancia de autoevaluar y coevaluarlos en el desarrollo integral de los estudiantes, basados en la reflexión de los mismos y sus pares.

Por ende, la siguiente subdivisión corresponde solo a una guía, siendo su condición intrínseca ser trabajados, reforzados, evaluados transversalmente a lo largo de todo el año académico.

Se hace especial énfasis en:

- 1 Aceptación y valoración de la diversidad etaria, cultural, socioeconómica, de género, condición física, opinión u otras.
- 2 Respeto a la vida, conciencia de la dignidad humana y de los derechos y deberes de todas las personas.
- 3 Preservación de la naturaleza y cuidado del medio ambiente.
- 4 Desarrollo de habilidades de pensamiento.

El Currículum oficial promueve en los estudiantes el desarrollo de competencias fundamentales para la vida:

- Capacidades fundamentales: de lenguaje, comunicación y cálculo.
- Disposiciones personales y sociales: desarrollo de la identidad, la autoestima, del conocimiento y valoración del cuerpo y la vida humana, de la solidaridad, del trabajo en equipo, del autocontrol, de la integridad, de la capacidad de emprender, de la responsabilidad individual y social.
- Aptitudes cognitivas: capacidades de abstracción, de pensar en sistemas, de aprender, de innovar y crear.
- Conocimientos básicos: del medio natural y social, de las artes, de las ciencias y la tecnología, de la trascendencia y de sí mismo.

Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios (OF/CMO)

Para el sector de Química de Primer Año Medio, según el documento preliminar del Ajuste Curricular, los estudiantes, estarán en capacidad de abordar el conjunto de:

Objetivos Fundamentales

- 1 Comprender el comportamiento de los electrones en el átomo en base a principios (nociones) del modelo mecanocuántico.
- 2 Relacionar la estructura electrónica de los átomos con su ordenamiento en la Tabla periódica, sus propiedades físicas y químicas y su capacidad de interacción con otros átomos.
- 3 Aplicar las leyes de la combinación química a reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes relevantes para la nutrición de seres vivos, la industria, la minería, entre otros.
- 4 Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de seres vivos, industria y ambiente.
- 5 Reconocer los elementos fundamentales de las investigaciones científicas en casos concretos de investigaciones que sustentan los conocimientos del nivel.
- 6 Procesar datos con herramientas conceptuales y tecnológicas apropiadas y elaborar interpretaciones de datos en términos de las teorías y conceptos científicos del nivel.

Contenidos Mínimos Obligatorios

La materia y sus transformaciones:

- 1 Descripción básica de la cuantización de la energía, organización y comportamiento de los electrones del átomo, utilizando los cuatro números cuánticos (principal, secundario, magnético y spin).
- 2 Descripción de la configuración electrónica de diversos átomos para explicar sus diferentes ubicaciones en la Tabla periódica, su radio atómico, su energía de ionización, su electroafinidad y su electronegatividad.
- 3 Explicación del comportamiento de los átomos y moléculas al unirse por enlaces iónicos, covalentes y de coordinación para formar compuestos comunes, como los producidos en la industria y en la minería, y los que son importantes en la composición de los seres vivos.
- 4 Descripción cuantitativa, por medio de la aplicación de las leyes ponderales, de la manera en que se combinan dos o más elementos para explicar la formación de compuestos.
- 5 Aplicación de cálculos estequiométricos para explicar las relaciones cuantitativas entre cantidad de sustancia y de masa en reacciones químicas de utilidad industrial y ambiental; por ejemplo, en la formación del agua, en la fotosíntesis, en la formación de amoníaco para fertilizantes, en el funcionamiento del "airbag", en la lluvia ácida.

Indagación científica:

- 6 Identificación de problemas, hipótesis, procedimientos experimentales, inferencias y conclusiones, en investigaciones clásicas; por ejemplo, en el estudio de las líneas espectrales para la identificación de diferentes elementos.
- 7 Interpretación de datos empíricos, distinguiendo entre lecturas literales y lecturas inferenciales, en términos de conceptos y modelos teóricos del nivel.
- 8 Uso de planillas de cálculo y programas estadísticos simples para analizar datos de un experimento o de una base de datos.

Ciclo de aprendizaje

El Ciclo de aprendizaje es una metodología para planificar las clases de ciencias que está basada en la teoría de Piaget y en el modelo de aprendizaje propuesto por David Kolb (1984). Piaget

postuló que los niños y niñas necesitan aprender a través de experiencias concretas, en concordancia a su estadio de desarrollo cognitivo. La transición hacia estadios formales del pensamiento resulta de la modificación de estructuras mentales que se generan en las interacciones con el mundo físico y social. El Ciclo de aprendizaje planifica una secuencia de actividades que se inician con una etapa exploratoria, la que conlleva la manipulación de material concreto, y a continuación prosigue con actividades que facilitan el desarrollo conceptual a partir de las experiencias recogidas durante la exploración. Luego se desarrollan actividades para aplicar y evaluar la comprensión de esos conceptos.

Estas ideas están fundamentadas en el modelo "Aprendiendo de la Experiencia", que se aplica tanto para niños, jóvenes y adultos (Kolb 1984).

Un modelo del ciclo de aprendizaje comprende cuatro fases:

- 1 **Motivación:** El propósito es que los estudiantes identifiquen un problema o pregunta que genere una discusión en la que pueden explicitar sus conocimientos y preconcepciones sobre el fenómeno.
- 2 **Exploración:** El propósito de esta fase es incentivar al estudiante para que formule preguntas sobre el fenómeno, incentivar su curiosidad y promover una actitud indagatoria. Trabajan en grupo, manipulan objetos, exploran ideas y van adquiriendo una experiencia común y concreta.
- 3 **Desarrollo conceptual:** El propósito de las actividades que se desarrollan en esta fase es entregarle al estudiante definiciones de conceptos, procesos o destrezas, dentro del contexto de las ideas y experiencias que tuvieron durante la fase exploratoria.
- 4 **Aplicación/Evaluación:** Esta fase incluye actividades que permiten a los estudiantes aplicar conceptos específicos, predecir los resultados, hacer uso del razonamiento científico en la resolución de problemas de la "vida real", en una nueva situación para demostrar la comprensión que han logrado de las definiciones formales, conceptos, procesos y destrezas, incentivándolos a clarificar sus dificultades.

PLANIFICACIÓN CURRICULAR

“No planificar, es planificar para el fracaso.”

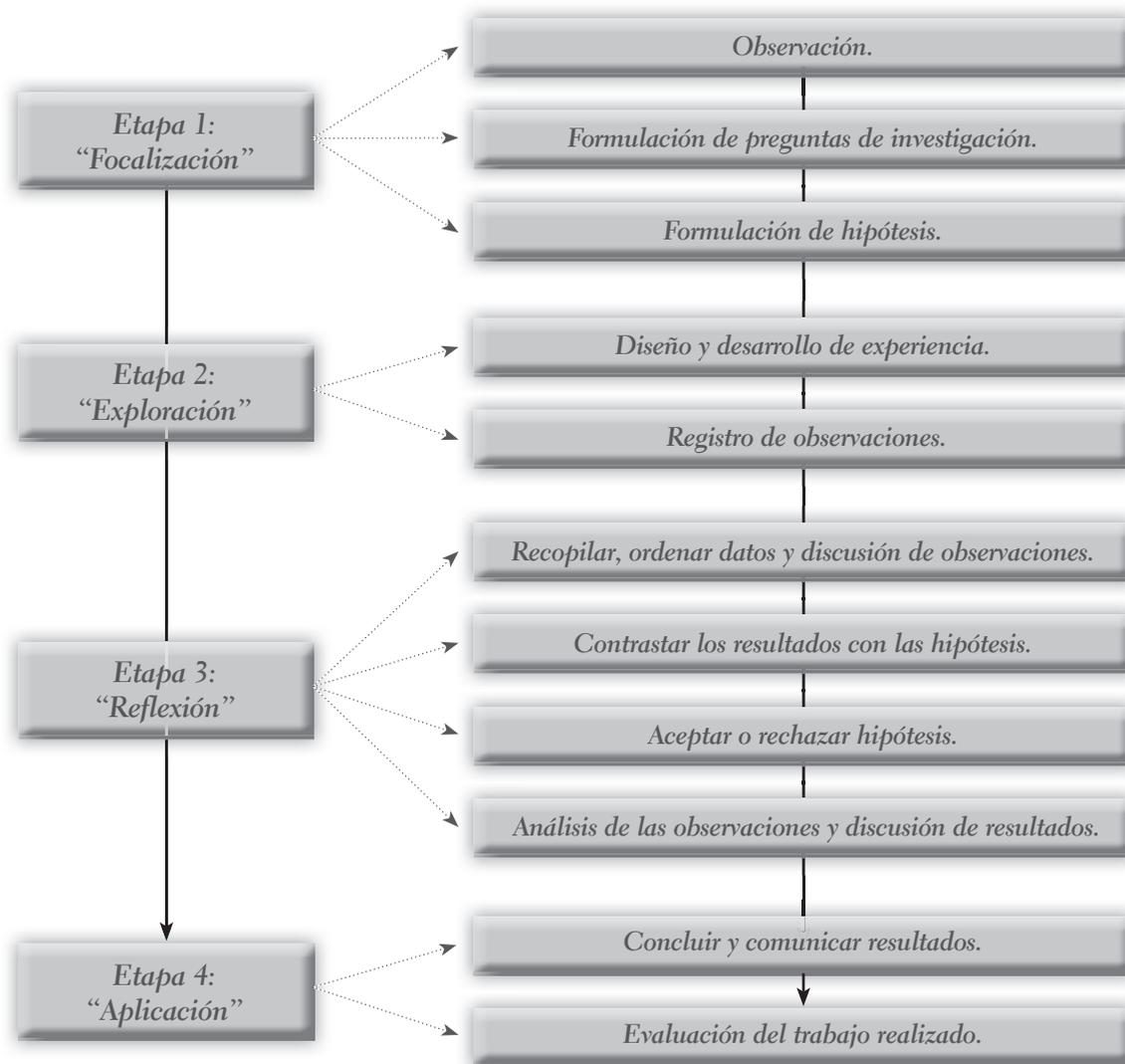
Como herramienta de trabajo, la planificación curricular debe hacer coincidir recursos, contenidos, tiempos, intereses y destrezas cognitivas de los estudiantes, entre otros factores, para asegurar el logro de los aprendizajes esperados y, por ende, de los Objetivos Fundamentales y Contenidos mínimos Obligatorios.

En esencia, la planificación curricular, como su nombre lo indica, es una organización sistemática y continua de una serie de “hechos” o “actividades” desarrolladas con una finalidad específica, en la que por su carácter operacional, es difícil imprimir la pasión, el carisma y la trascendencia de la disciplina.

Por lo anterior, es fundamental la aplicabilidad cotidiana que usted le asigne a cada uno de los temas tratados, los ejemplos, la transversalidad y multidisciplinariedad que pueda presentar a los estudiantes para maravillarlos y asombrarlos con el saber de las ciencias químicas.

Cada una de las metodologías, métodos y técnicas propuestas constituyen una herramienta de trabajo en aula que, como se indicó con anterioridad, se centra en la indagación, el desarrollo de habilidades científicas, el trabajo en equipo e individual eficaz y la heteroevaluación.

La metodología de indagación se basa en el desarrollo de cuatro etapas con los respectivos pasos que se trabajarán en este Texto para el Estudiante:



Las habilidades científicas por desarrollar y practicar son expuestas en el texto en cada una de las actividades (Ciencias en acción, Desafío científico y Revisemos lo aprendido) que el alumno – alumna desarrollarán. Además, de conocerlas, el estudiante podrá evaluar su desempeño respecto a ellas y el docente contará con tablas de especificaciones para los aprendizajes esperados y listas de apreciación para evaluarlas a través de indicadores (presentados en cada unidad).

El trabajo individual y en equipo han sido propuestos en las páginas de inicio del Texto para el Estudiante como sistemas de eficiencia y eficacia que el alumno - alumna puede autoevaluar y coevaluar en función del logro de los objetivos propuestos, haciendo énfasis en la responsabilidad, el compromiso, la honestidad y la tolerancia como actitudes y virtudes que hacen exitoso el trabajo.

La planificación curricular propuesta más adelante supone la ejecución de cuarenta semanas lectivas, las que, atendiendo a la realidad particular de un establecimiento, pueden adecuarse en tiempos, pues:

- Las actividades de laboratorio han sido propuestas para que los estudiantes las desarrollen en una clase de dos horas pedagógicas, tiempo que puede ser disminuido si el docente realiza la misma actividad con carácter demostrativo.
- Las actividades de coevaluación, evaluación formativa y autoevaluación han sido elaboradas considerando dos posibles escenarios: su realización en aula como parte de la actividad de los estudiantes en el desarrollo de una clase o como tarea que el estudiante puede desarrollar de manera autónoma. En la planificación podrá observar que ambos escenarios han sido incluidos.
- Se han considerado en la planificación tiempos reales, generalmente dos horas pedagógicas, incluida la aplicación de instrumentos de evaluación.
- Atendiendo a la necesidad pedagógica, técnica y administrativa de evaluar de forma sumativa mediante una calificación, se han sugerido trabajos de diversa índole como evaluaciones sumativas.

De acuerdo al documento de Ajuste Curricular del Ministerio de Educación para el Sector de Química de Primer Año de Educación Media, en la presente guía se presenta la planificación desarrollada por unidad y tema.

Modelo pedagógico del texto

El texto de 1^{er} año de Educación Media fue elaborado considerando un modelo pedagógico que responde a las siguientes características según sus elementos constitutivos:

- 1** Enfoque curricular caracterizado por su flexibilidad, pertinencia, transversalidad, investigativo e integrado.
- 2** Tiene el propósito de generar en el alumno - alumna interés por comprender conceptos generales que le permitan describir y explicar hechos cotidianos, así como desarrollar habilidades científicas gracias a una metodología basada en su participación activa en el proceso de aprendizaje y en la valoración de la química como un recurso y herramienta al servicio del bienestar del hombre y la naturaleza.
- 3** Su contenido y secuencia están íntegramente definidos en el programa elaborado por el Ministerio de Educación y ha sido abordado con una propuesta didáctica basada en la indagación, la participación, la investigación y la reflexión, en el Texto para el Estudiante. Entendiendo que en la matriz de planificación por unidad usted encontrará:
 - **Objetivos Fundamentales**²: Son las competencias o capacidades que los estudiantes deben lograr al finalizar los distintos niveles de la Educación Media y que constituyen el fin que orienta al conjunto del proceso de enseñanza-aprendizaje.
 - **Contenidos Mínimos Obligatorios**³: Son los conocimientos específicos y prácticas para lograr habilidades y actitudes que los establecimientos deben obligatoriamente enseñar, cultivar y promover para cumplir los objetivos fundamentales establecidos para cada nivel. Los contenidos mínimos obligatorios corresponden al conjunto de saberes conceptuales y capacidades de desempeño práctico (conocimiento y práctica de procedimientos) que requieren aprender los estudiantes y que son definidos en cada sector y subsector como necesarios para alcanzar los objetivos fundamentales. Los contenidos agrupan tres grandes categorías de aprendizaje: conocimientos, habilidades y actitudes. Estas categorías, traducidas en términos de objetivos, aluden respectivamente a capacidades y competencias de carácter comprensivo, operativo y valorativo que los estudiantes deben lograr para su desarrollo y formación.

² MINEDUC. Objetivos Fundamentales y Contenidos Mínimos Obligatorios de la Educación Media. Chile. 2005.

³ *Ibíd.*

- **Objetivos Fundamentales Transversales:** Propósitos formativos de la Educación Media, referidos a los cinco ámbitos de formación mencionados con anterioridad.
 - **Aprendizajes esperados:** Logros específicos que los estudiantes que deberán obtener al finalizar una unidad, según las orientaciones del documento preliminar del Ajuste Curricular elaborado por el MINEDUC.
 - **Sugerencias metodológicas:** Recomendaciones de aplicación de métodos y técnicas específicas para cada tema.
 - **Recursos:** Se refiere a los materiales e instrumentos que usted necesitará para aplicar las sugerencias metodológicas.
 - **Evaluación:** Es un proceso sistemático que genera información y, en este sentido, siempre implica un conocimiento de los avances y logros del estudiante en el desarrollo de sus habilidades cognitivas y destrezas.
 - **Indicadores de evaluación:** Son conductas específicas que se espera observar de los estudiantes en una evaluación (diagnóstica, formativa o sumativa) y que permiten verificar el nivel de logro.
- 4** Posee un método que centra su acción en el aprendizaje activo del alumno - alumna, haciéndole centro único del proceso de aprendizaje que busca el desarrollo de competencias y habilidades intelectuales y procedimentales propias del quehacer científico, caracterizándose por:
- Aplicar una metodología interactiva.
 - Considerar la activación de las experiencias y conocimientos previos de los estudiantes como punto de partida en la adquisición de nuevos conocimientos.
 - Proponer actividades teóricas, prácticas y experimentales que le permiten conectar sus conocimientos previos con los nuevos contenidos, así como comprobar su adquisición.
 - Por la metacognición, entendida como la capacidad que tenemos de autorregular el propio aprendizaje, es decir, de planificar qué estrategias se han de utilizar en cada situación, aplicarlas, controlar el proceso, evaluarlo para detectar posibles fallos y, como consecuencia, transferir todo ello a una nueva actuación, lo que implica ser capaz de tomar conciencia sobre la manera de aprender y comprender; y la regulación y control de las actividades que se realizan durante su aprendizaje.
- 5** Cuenta con recursos de diversos tipos, haciendo énfasis en el uso de las TIC, la experimentación, la metacognición y el trabajo colaborativo.
- 6** Posee un sistema de evaluación que incluye la evaluación diagnóstica, formativa, sumativa y la auto y coevaluación. En todos los casos, el docente, dispondrá de indicadores de logro, subdivisión de los aprendizajes esperados que expresan contenidos y destrezas específicas que permiten verificar objetivamente el logro de los aprendizajes esperados.
- 7** El aprendizaje incluye el desarrollo de habilidades, cognición, metacognición y afecto, que permiten el desarrollo integral del estudiante.
- En relación con las habilidades que el texto pretende desarrollar en los estudiantes, están los siguientes ámbitos:
- **Investigación de información:**
 - Capacidad de identificar, procesar y sintetizar información de una diversidad de fuentes.
 - Organizar información relevante.
 - Revisar planteamientos a la luz de nuevas evidencias y perspectivas.
 - Suspender los juicios en ausencia de información suficiente.
 - **Indagación científica:**
 - Observación
 - Descripción
 - Comparación
 - Formulación de preguntas
 - Planteamiento de hipótesis
 - Formulación de predicciones
 - Diseño de experimentos
 - Medición, registro y análisis de datos
 - Interpretación, sistematización y comunicación de resultados
 - **Habilidades comunicativas:**
 - Exponer ideas, opiniones, convicciones, sentimientos y experiencias de manera coherente y fundamentada.
 - Uso de diversas y variadas formas de expresión.
 - **Resolución de problemas:**
 - Aplicación de principios, leyes generales, conceptos y criterios.
 - Abordar situaciones de manera reflexiva y metódica a nivel cotidiano, familiar, social y laboral.
 - **Análisis, interpretación y síntesis de información y conocimientos:**
 - Establecer relaciones entre los distintos sectores de aprendizaje.
 - Comparar similitudes y diferencias.

- Entender el carácter sistémico de procesos y realizar proyectos.
- Pensar, monitorear y evaluar el propio aprendizaje.
- Manejar la incertidumbre.
- Adaptarse a los cambios en el conocimiento.

Para ampliar sus conocimientos sobre las didácticas de indagación se sugiere visitar las siguientes páginas web:

- <http://www.eduteka.org/Inquiry1.php>
se describe la metodología de indagación.
- <http://www.google.cl/search?hl=es&q=indagaci%C3%B3n&meta=>
se presentan las cuatro etapas de la metodología de la enseñanza basada en la indagación científica.
- <http://www.google.cl/search?hl=es&q=indagaci%C3%B3n&start=10&sa=N>
presentación en powerpoint sobre la aplicación de la metodología de indagación en un simposio en el área de ciencias.

RECURSOS DEL TEXTO Y ORIENTACIONES GENERALES PARA SU USO EFECTIVO

El texto como herramienta de estudio y trabajo para los estudiantes, así como apoyo didáctico para el profesor, contiene actividades de desarrollo individual y grupal que pueden ser aprovechadas por usted considerando que existen los siguientes recursos a lo largo de cada unidad:

a Presentación general del texto: Páginas introductorias que incluyen tres grandes temas. Es importante que usted inicie las actividades del año académico comentando con sus estudiantes los pasos de la metodología de la indagación y, por ende, el valor de sus experiencias y conocimientos previos en la adquisición de nuevos conocimientos, así como el desarrollo y práctica de habilidades científicas en el trabajo individual y en equipo.

- Primera página, “la enseñanza de las ciencias”, tiene por finalidad que el estudiante reconozca las etapas de la metodología de la indagación, la que aplicará a lo largo del texto y especialmente al inicio de cada unidad o tema.
- “Las normas de seguridad en el laboratorio” son 16 recomendaciones generales que abarcan el manejo de reactivos, materiales e instrumentos, además de aseo, orden y trabajo en equipo para que el trabajo en laboratorio sea un espacio educativo seguro. Se indica que estas son complementarias a las normas que usted como docente pueda definir. Es importante que usted elabore un protocolo de trabajo en el laboratorio, complementando las normas enunciadas con aquellas que obedezcan a la estructura espacial (aula o laboratorio) en la que sus estudiantes trabajarán las actividades experimentales.
- “Habilidades científicas”, en la que se detallan y definen las habilidades que serán trabajadas mediante un lenguaje sencillo que le permitirá al estudiante identificarlas posteriormente según las actividades que esté desarrollando. Se agregan, además, recomendaciones para un trabajo individual o en equipo exitoso, haciendo énfasis en la responsabilidad, organización, coordinación y en la rotación de roles. Se sugiere que usted haga énfasis en cada una de las habilidades enunciadas de cada una de las actividades propuestas o elaboradas por usted. Recuerde que es primordial que los estudiantes las conozcan para una autoevaluación y una metacognición efectivas.

b Presentación de la Unidad y Tema: Introducción que junto a imágenes representativas y motivadoras presenta la unidad y el tema abordado en ella, indicando los contenidos y los aprendizajes esperados.

Se sugiere introducir cada Unidad discutiendo un hecho cotidiano o aplicación específica por ejemplo, utilizando imágenes que ilustren los temas propuestos en las actividades exploratorias de cada tema o unidad. Partir de ellas, motivar a los estudiantes a responder los cuestionamientos planteados y generar debate en torno a las imágenes para luego dar inicio a la actividad de “Ciencia en acción”.

c Evaluación diagnóstica: Este mecanismo de evaluación le permitirá conocer y contextualizar los conocimientos previos de los estudiantes. Ha sido incluida en la presentación de cada tema empleando distintos recursos, como cuestionarios, esquemas, mapas conceptuales.

d Ciencia en acción: Actividades para desarrollar en grupo o en forma individual, que le permitirán al estudiante un acercamiento práctico a los contenidos a partir de las experiencias previas, el desarrollo y práctica de diversas habilidades científicas (enunciadas en el lateral). Cada una de ellas ha sido elaborada considerando nueve pasos, los que en las primeras actividades propuestas son explicados, para posteriormente dar autonomía al estudiante en su aplicación y desarrollo, pasando desde actividades guiadas a semiguías y autónomas:

Paso 1. La observación.

Paso 2. La formulación de preguntas de investigación.

Paso 3. La formulación de hipótesis.

Paso 4. El diseño experimental.

Paso 5. El registro de observaciones.

Paso 6. Recopilación y recolección de datos.

Paso 7. Análisis de resultados.

Paso 8. Elaboración de conclusiones y comunicación de resultados.

Paso 9. Evaluación del trabajo realizado.

Estas actividades han sido ideadas con la finalidad de que los estudiantes indaguen creativamente fenómenos y

hechos cotidianos, que lo incentivarán a estudiar los temas propuestos como una forma de dar respuesta científica a lo observado. En este contexto, es imprescindible que el docente enseñe, observe y corrija la práctica segura y el manejo adecuado de materiales, instrumentos y reactivos, así como el cumplimiento de las medidas de seguridad. Tal como postula el MINEDUC, un lugar importante en el programa de química está ocupado por el cuidado del medio ambiente, razón por la cual en cada actividad se realizan recomendaciones a los estudiantes respecto al uso y eliminación de los reactivos, con la finalidad de formar una juventud responsable, consecuente, respetuosa de sí misma y de la sociedad, recomendaciones en las que usted debe hacer énfasis y valorar.

Para la comunicación de los resultados experimentales se enseñan diferentes técnicas, entre ellas: elaboración de informes de laboratorio, dípticos o trípticos informativos y paneles.

e Metacognición: Sesión orientada hacia la reflexión sobre el propio aprendizaje, aplicada a través de preguntas guías que entregan al estudiante un espacio de reflexión respecto al logro de los aprendizajes, objetivos de actividades y desarrollo de habilidades. Se sugiere que usted enfatice el desarrollo de esta sesión mediante la formalización de la misma en un espacio específico del cuaderno del subsector (por ejemplo, un lateral o las últimas páginas), considerando la relevancia de los procesos metacognitivos en el aprendizaje.

f Sabías que: Texto de pequeña extensión ubicado en los laterales. Le permitirá comentar con los estudiantes “datos anecdóticos y curiosos”, además de establecer nexos con los Objetivos Fundamentales Transversales relacionados especialmente con la valoración del trabajo científico individual y en equipo, la responsabilidad, el esfuerzo, la constancia, la comunicación y el respeto por el trabajo de otros.

g Más que química: Texto de pequeña extensión que relaciona el contenido trabajado con el contexto histórico, y muestra la importancia de su aplicación en el mundo actual. A través de estos se otorga a los estudiantes, y en especial a

usted, una valiosa herramienta para valorar las ciencias químicas en la explicación de fenómenos y hechos cotidianos y actuales.

h Desafío científico: Actividades individuales o grupales en las que se explicitan las habilidades por desarrollar con el fin de que el estudiante indague según su experiencia y conocimientos previos o compruebe el logro de los aprendizajes. Su ejecución constituye para usted una herramienta de evaluación formativa, pues a través de su ejecución podrá monitorear el desempeño de los estudiantes, orientar el trabajo, establecer un trabajo personalizado, atendiendo a las necesidades específicas de un estudiante o de su grupo.

i Evaluación formativa: Como procedimiento que permite evaluar el nivel de logro de los estudiantes respecto a los aprendizajes esperados, con la finalidad de retroalimentarlos, ha sido distribuida en distintos segmentos de cada tema e introducida en el contexto de los “Desafíos científicos”. A diferencia de otras actividades, en estos “desafíos con evaluación formativa” se explicitan los aprendizajes que se están evaluando y se entregan recursos para que el estudiante y/o el docente determinen el nivel de logro obtenido.

j Lectura científica: Texto de mediana o larga extensión presentado al final de cada tema, que articula los contenidos tratados en la aplicación de un texto de naturaleza científica. Para su total aprovechamiento pedagógico se incluyen preguntas “Para la reflexión”, las que invitan al estudiante a aplicar los aprendizajes logrados en su análisis, además de establecer nexos con otros subsectores como la Historia, la Biología y la Matemática, lo que les permitirá a los estudiantes valorar la interdisciplinariedad. Para ello se sugiere que genere actividades de debate y/o de plenario (según corresponda) en torno a estas lecturas.

k Revisemos lo aprendido: Actividad de evaluación y autoevaluación presentada al final de cada tema, que tiene por finalidad permitir al estudiante revisar a través de su desarrollo todos los aprendizajes esperados y contenidos tratados en la extensión de un tema. Para el docente se

convierte en actividades–taller que pueden ser desarrolladas durante una clase y como actividad de evaluación formativa, para lo cual el docente deberá (en aquellas actividades de mayor extensión) seleccionar algunas actividades en función del tiempo con el que cuente.

Estas actividades presentan en su estructura diversos recursos, tales como preguntas abiertas, ítems objetivos, desarrollo de ejercicios, entre otros, y uno transversal a todas las unidades denominado “Autoevaluación”, presentado como un momento de reflexión personal respecto al logro de los Aprendizajes esperados y Contenidos Mínimos Obligatorios asociados a cada unidad.

l Evaluación sumativa: Como procedimiento que permite evaluar el nivel de logro de los estudiantes respecto a los aprendizajes esperados, con la finalidad de retroalimentarlos y calificar su desempeño, ha sido distribuida en distintos segmentos de cada tema e introducida en el contexto de los “Desafíos científicos”, “Ciencias en acción”, “Revisemos lo aprendido”, entre otros.

En el desarrollo del texto del estudiante no se indica cuál de las actividades es o no evaluada de forma sumativa, pues corresponde a una sugerencia que se hace al docente en esta guía; por ejemplo, en la planificación, a través de las sugerencias metodológicas de cada actividad.

m Trabajos en equipo: Están diseñados para el ejercicio permanente del trabajo responsable comunitario y la suma de los esfuerzos por conseguir los resultados esperados. Estos son planteados cada vez que los contenidos requieren ser discutidos una vez internalizados por los estudiantes o cuando la puesta en escena de sus experiencias y conocimientos previos enriquecerán y darán puntos de partida a los temas tratados. Es necesario que el docente realice una actividad de monitoreo, supervisando que la discusión se centre en los temas establecidos y que el lenguaje, así como las conclusiones obtenidas se organicen en el marco y con el lenguaje científico correspondiente. Un recurso valioso entregado por el texto son las instancias de evaluación del trabajo en equipo y, a partir de su análisis, las estrategias que los estudiantes diseñan y se comprometen a poner en práctica para mejorar constantemente este sistema de trabajo. Por ello, se sugiere que el docente formalice el

recurso mediante la utilización de plenarios, conversación directa y/o la inclusión de las conclusiones y estrategias en informes de laboratorio, dípticos, paneles informativos, entre otros.

n Trabajos individuales: Están diseñados para el refuerzo permanente de los aprendizajes esperados y han sido propuestos en el texto como desafíos. La finalidad inmediata de estos últimos es que el estudiante, compruebe, en forma inmediata, la comprensión de los temas tratados.

ñ Uso del texto como referencia: Con esto se pretende fomentar en los estudiantes la revisión constante del texto, introduciéndolos a la clase siguiente, entregándoles preguntas breves respecto a los temas que serán tratados. Asimismo, se incentiva la búsqueda de información en la bibliografía complementaria y en los sitios web indicados, especialmente en aquellos donde es posible encontrar modelos tridimensionales, simulaciones u otros.

o Síntesis de unidades: Utilizando diversos recursos (esquemas, mapas conceptuales, resúmenes, entre otros) se presentan conceptos clave trabajados en la unidad. Se sugiere que usted la utilice en el aula como una forma de cerrar el ciclo de contenidos o, en su defecto, como una instancia de estudio personal. No olvide replantear los aprendizajes esperados al presentar la síntesis de la unidad, de manera tal que los estudiantes evidencien en su proceso de aprendizaje las estrategias utilizadas y el nivel de logro alcanzado.

p Camino a: Página en la que se presentan preguntas diseñadas con la metodología SIMCE y que abarcan el aprendizaje conceptual, de aplicación y estratégico. Su desarrollo les permite a sus estudiantes desarrollar habilidades en función de los contenidos estudiados, similares a las que empleará en la Prueba de Selección Universitaria o en pruebas internacionales si corresponde.

q En Internet: Corresponde a páginas recomendadas de Internet en el contexto del contenido estudiado. En ellas, el estudiante encontrará animaciones explicativas, profundización de temas, ejemplos y/o ejercicios para desarrollar en línea.

Para el docente, la Internet es un recurso muy valioso, que debe ser usado y aprovechado al máximo, verificando la veracidad de la información allí entregada y velando por el correcto uso del recurso por parte de los estudiantes.

Cada una de las secciones tiene un sentido en sí misma; sin embargo, todas en su totalidad contribuyen a que los estudiantes logren los aprendizajes esperados propuestos por el

currículo nacional. Se aconseja seguir el orden preestablecido por el texto, pues de alguna forma la presentación de actividades obedece a la adquisición de conocimientos previos que serán necesarios para el desarrollo de las tareas futuras.

Es recomendable hacer uso de todos los recursos presentes en el texto. Para cada uno de ellos encontrará las orientaciones necesarias para utilizarlos exitosamente.

¿Cómo y con qué finalidad se incorpora el texto de química en la práctica docente en una sesión de aula?

<i>Inicio</i>	<i>Desarrollo</i>	<i>Cierre</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Explicar la metodología de indagación científica, las precauciones que se deben tener en el trabajo experimental y las habilidades científicas utilizando las páginas introductorias del texto. - Emplear como motivación las imágenes y texto de la entrada de la Unidad y Tema. - Revisar los objetivos de aprendizaje para orientar el trabajo de los estudiantes. - Usar una pequeña descripción del contexto de la entrada del tema para motivar y ser un puente entre los contenidos que se trabajarán y la realidad. - Evaluar formativamente, utilizando el organizador conceptual incompleto, el KPSI, o cuestionario para conocer las ideas previas de los estudiantes. - Emplear la actividad "Y para comenzar. . ." para activar los conocimientos previos de los estudiantes. 	<ul style="list-style-type: none"> - Desarrollar los contenidos a partir de la actividad de "Ciencia en acción". - Hacer uso de la metodología de indagación científica que considera las cuatro etapas: focalización, exploración, reflexión y aplicación para trabajar los diferentes temas. - Utilizar el texto como medio de consulta de los contenidos y para proponer temas para la discusión o crítica. - Emplear los desafíos científicos como actividades que potencian el tratamiento de los contenidos conceptuales y procedimentales orientadas al desarrollo de habilidades cognitivas diversas. Como asimismo, tener en consideración los indicadores de evaluación formativa para conocer el nivel de progreso de los estudiantes. - Usar las ilustraciones para explicarlas o complementar la clase. - Sacar beneficio de los laterales para complementar y/o profundizar la información. - Invitar a los estudiantes a buscar información en las direcciones web recomendadas sobre el tema tratado para profundizar o complementar los contenidos trabajados del texto de estudio. 	<ul style="list-style-type: none"> - Utilizar la "Revista científica", a modo de aplicación de los contenidos o profundización de ellos. - Emplear "Revisemos lo aprendido" como una evaluación final del proceso de aprendizaje, ya sea a modo formativo o sumativo. - Hacer uso de la autoevaluación para chequear el nivel de logro de los estudiantes en relación con los objetivos de aprendizaje. - Utilizar la síntesis de la unidad para reforzar aquellos aprendizajes aún no consolidados. - Emplear la sección "Camino a..." para desarrollar habilidades de orden superior y apropiación de los contenidos con miras a ensayar pruebas nacionales e internacionales en caso de ser necesario.

FUNDAMENTOS SOBRE EL USO DE INTERNET

Ideas extraídas de "Usos educativos de Internet" de <http://dewey.uab.es/pmarques/usuariosred2.htm>

Aplicado a la educación, el uso de Internet posibilita, a través de nuevos medios, satisfacer en gran medida las necesidades de información, tanto en contenidos como en metodologías y recursos, lo que permite inferir que el mayor valor de esta red para la educación consiste en ser un sistema de difusión del conocimiento y un espacio de encuentro y colaboración, aspectos imprescindibles en los desarrollos educativos. La rapidez y distribución de información en la red hace posible establecer proyectos comunes entre personas de grupos diferentes, conformando instancias de trabajo que superan las barreras geográficas, sociales, económicas y culturales.

Entre las ventajas más evidentes que promueve el uso de Internet podemos considerar:

- Estimula el uso de formas nuevas y distintas de aprender y construir conocimientos.
- Facilita el aprender de otros y con otros.
- Estimula destrezas sociales y cognitivas.
- Facilita el aprender haciendo, construyendo cosas y resolviendo problemas.
- Aporta con nuevas herramientas de apoyo a la realización de trabajos colaborativos; diseño, desarrollo y evaluación de proyectos, trabajo interdisciplinario y experimentación.
- Estimula el trabajo global e interdisciplinario.

En resumen, Internet es un medio potencialmente muy poderoso para apoyar los procesos de enseñanza y aprendizaje de un establecimiento escolar. También, puede ser una herramienta muy efectiva para el desarrollo personal y social de educadores y educandos. Es un medio que está en empresas y servicios de todo el mundo y también, crecientemente, en los hogares, dada la cantidad y variedad de contenidos y servicios que ofrece.

Además de ser un **medio de información y comunicación**, supone un **nuevo espacio para la interacción social**, donde se pueden desarrollar todo tipo de actividades: entretenimiento, trabajo, comercio, arte, expresión de emociones y sentimientos, guerra... Los jóvenes vagan libremente por estos espacios donde la naturaleza se convierte en telenaturaleza (programas de TV y DVD sobre animales, geografía...) y se presentan digitalizados museos y ciudades, aprendiendo muchas cosas de manera

informal, autodidacta (como antes lo hacían por las calles). Mientras, las escuelas no acaban de adaptarse a las nuevas circunstancias y aún no se reconoce el derecho universal a una educación que prepare también para "vivir y desarrollarse" en este nuevo entorno.

¿Por qué Internet puede ser un recurso pedagógico valioso?

- Internet, en sí misma, es una poderosa herramienta que asombra y motiva.
- Internet es, en la actualidad, el mayor reservorio de información que existe en el mundo.
- Los contenidos se actualizan en forma continua y es posible acceder a ellos en cuestión de minutos.
- Facilita el conocimiento de otras culturas y realidades.
- El tiempo y el espacio ya no tienen la relevancia de la escuela tradicional, ya que se puede acceder muy fácilmente a personas y/o recursos lejanos.
- Evita el aislamiento propio de los colegios, junto con favorecer el trabajo colaborativo a distancia.
- Permite la consulta a expertos o profesionales para la resolución de problemas o profundización en contenidos de investigación.
- Los estudiantes se manejan con el mismo tipo de herramientas que utilizan los adultos en su trabajo, evitando así la tan temida disociación escuela/sociedad.

¿Por qué Internet puede ser útil para el trabajo del profesor o profesora?

A los(as) profesores(as) les permite:

- Recopilar información relacionada con un tema, contenido o habilidad que se esté desarrollando en clases.
- Encontrar documentos de primera fuente.
- Contactarse con los autores de obras en diversas áreas y obtener información de ellos.
- Encontrar fundamentos y complementos a las ideas propias.
- Colaborar con otros docentes en la elaboración de proyectos y actividades.
- Encontrar y compartir planificaciones curriculares que apoyen el desarrollo de una clase.
- Descubrir oportunidades de desarrollo profesional accediendo a material e información actualizados.
- Contactarse con el resto de la comunidad (padres, apoderados, instituciones, otros docentes, etc.).

¿Por qué Internet puede ser útil para el trabajo de los estudiantes?

A los estudiantes les permite:

- Aprender acerca de un tema, conociendo las diferentes perspectivas y opiniones que hay acerca de éste.
- Investigar temas de interés.
- Desarrollar estrategias de investigación.
- Entender acontecimientos actuales accediendo a información de primera fuente.
- Crear proyectos utilizando los servicios disponibles en Internet (correo, web, listas, etc.).
- Unirse a un proyecto que se esté desarrollando a través de la red (correo, web).
- Contactarse con estudiantes de distintas etnias, culturas y realidad sociocultural.
- Contactarse con autores de obras de diversas áreas.

(Tomado de Cap. 1 Internet, beneficios para la educación)
<http://www.sectormatematica.cl/curso/cap1.htm>

“Es recomendable integrar a los estudiantes lo antes posible, en la medida que el profesor se sienta con la confianza para hacerlo. Recuerde que con estas nuevas tecnologías los niños y jóvenes son aprendices mucho más veloces que los adultos, así que la incorporación temprana de ellos le permitirá incluso contar con un ‘apoyo técnico’ a la mano.”

(Tomado de Cap. III Usos pedagógicos de Internet)
<http://www.sectormatematica.cl/curso/cap3.htm>

Tenga presente que las direcciones de páginas web están en constante evolución, algunas desaparecen tan rápido como aparecen. Es por esto que se sugiere chequear las direcciones propuestas para el trabajo de los estudiantes antes de dar inicio a una investigación, exploración, etcétera.

Para mayores referencias se sugiere leer:

- “Manual de alfabetización digital” que se encuentra en la página web, módulo 1 a 6: <http://alfabetizacion.sence.cl/>
- Consejos para abordar con sus estudiantes el uso de Internet y la información que allí aparece.
<http://www.encyclopedia-sm.com/youandinternet.asp#topsearchtips>
- Uso seguro de Internet por los niños y niñas
http://www.cprtommeloso.net/~tic2/Usos_seguro_%20internet.pdf ó <http://www.internetsegura.cl/>

INSTRUCTIVO PARA ACCEDER A PÁGINAS WEB Y UTILIZAR LOS BUSCADORES

- 1 Encender el computador.
- 2 Hacer doble *clic* en el navegador o *browser* con el que cuente el programa que se está utilizando.
- 3 Apretar en la esquina superior derecha de la ventana desplegada, en el ícono , que significa "Maximizar", de modo que se abra completamente la pantalla.
- 4 Colocar el cursor del mouse en la barra de direcciones  y hacer un clic, de modo de seleccionar lo que está escrito.
- 5 Escribir en el teclado del computador la página que se desea explorar. Comenzar colocando "www." y finalizar con ".cl", ".com" u otra, según corresponda.
- 6 Apretar la tecla "enter"  y esperar a que se descargue completamente la página.

En caso de que arroje algún error como "Page not found":

- PASO 1:** Verificar en la barra de direcciones que esté correctamente escrita la dirección de la página.
- PASO 2:** Apretar en la barra de herramientas el ícono , que significa "Actualizar", para que se vuelva a cargar la página web.
- PASO 3:** Cerrar la página de Internet (apretar en la esquina superior derecha, el ícono ) y volver a abrir el programa siguiendo los pasos anteriores.
- 7 Utilizar la barra de herramientas y las barras secundarias, vertical u horizontal, para navegar por la página.
 - 8 Ubicar dentro de la página web el botón que dice "Buscar" y escribir en el recuadro adjunto la palabra que sintetiza el concepto que se desea. Se recomienda ser específico. Si no se obtienen resultados, es conveniente utilizar sinónimos, frases sin ilativos o un concepto más amplio que el que se busca, de modo de tener más posibilidades de encontrar resultados positivos.
 - 9 Si debajo del recuadro de búsqueda aparecen alternativas como: la web, en español u otras, se debe marcar colocando el cursor del mouse en la alternativa que se desea y luego se hace clic sobre éste. Cabe destacar que la alternativa "la web" incluye sitios en inglés u otros idiomas.

- 10 Luego, apretar el botón "Buscar" y esperar que arroje los resultados. Estos pueden aparecer como link (acceso directo a otra página web, generalmente en color azul y subrayado) o como texto html, Acrobat u otro programa informático.
- 11 Revisar uno a uno los resultados encontrados para seleccionar aquellos que sean útiles. En caso de que sean como link, se debe hacer doble clic con el botón del mouse sobre éste.

La importancia de hacer uso de las herramientas que proporciona Internet permite que tanto estudiantes como docentes se mantengan integrados a la Sociedad del Conocimiento y a las Tecnologías de la Información. En resumen, Internet pone a nuestra disposición (en nuestra propia casa, en la escuela, en cualquier lugar) unas funcionalidades básicas que abren infinitas nuevas posibilidades de desarrollo personal y de gestión de nuestras actividades cotidianas: familiares, laborales y lúdicas, tales como:

- Un canal de comunicación (escrita, visual, sonora...) a escala mundial. La red facilita la comunicación y la relación interpersonal asíncrona (correo electrónico, listas, news...) o síncrona (chat, videoconferencia...), permite compartir y debatir ideas y facilita el trabajo cooperativo y la difusión de las creaciones personales. También permite la publicación de información accesible desde toda la Red (webs, weblogs...)
- Una base de datos con información multimedia de todo tipo y sobre cualquier temática. Además, puede integrar los "mass media" convencionales: canales de radio y televisión, prensa, cine... Es la biblioteca mundial.
- Una vitrina publicitaria para sus productos y servicios (asesoramiento, mediación, bancaria...), así como canal de venta o medio para realizar trámites y gestiones.
- La satisfacción que proporciona el hallazgo de información sobre temas que sean de nuestro interés.
- Estar en contacto y acceder a la información y a las personas de todos los departamentos en una empresa.
- La entrega de numerosos instrumentos que facilitan el aprendizaje autónomo, el trabajo colaborativo y la personalización de la enseñanza.

OBJETIVOS FUNDAMENTALES TRANSVERSALES Y LAS TECNOLOGÍAS DE LA INFORMACIÓN Y LA COMUNICACIÓN (TIC)

Por otra parte, existe otro modelo de inserción curricular de las TIC en el sistema escolar chileno. Las dimensiones establecen los aspectos sustantivos que componen un dominio de aprendizaje. Es la descripción de las variables que permiten identificar la progresión, caracterizando el tipo de conocimiento que el estudiante debe dominar en cada nivel. La dimensión permite evidenciar la acción concreta y específica que se requiere observar en la actividad del estudiante y el sentido que tiene dentro del proceso de aprendizaje. Esta evidencia y sentido hacen viable la inserción curricular desde una perspectiva de apropiación y usos significativos de las TIC en el proceso de enseñanza-aprendizaje, tanto para estudiantes como para docentes.

El Mapa de Progreso busca ser un apoyo a la labor de los docentes para integrar las TIC al desarrollo del currículo, aprovechando los atributos de la tecnología para apoyar, potenciar y mejorar los aprendizajes de cada sector. Para el Mapa de Progreso de las TIC se han identificado cuatro dimensiones que se presentan a continuación de acuerdo al nivel de Primer Año Medio⁴:

- **Dimensión tecnológica:** Utiliza y combina distintos programas, como procesador de texto, planillas de cálculo, plantillas de presentación, y dispositivos periféricos para desarrollar productos multimediales simples (glosario).
- **Dimensión información:** Recupera información de Internet en forma autónoma, utilizando buscadores especializados y metabuscadores. Evalúa la información utilizando los criterios específicos de la calidad de la información electrónica.
- **Dimensión comunicación:** Publica información propia en plataformas virtuales, como blogs, y retroalimenta a otros.
- **Dimensión ética:** Conoce la regulación legal de utilización del espacio virtual y las normas de seguridad de la red y aplica criterios de buenas prácticas.

⁴ <http://www.enlaces.cl/competenciastic/Pdfs/4.%20Mapa%20K12.pdf>

UNIDAD 1: ESTRUCTURA ATÓMICA

TEMA 1

<i>Unidad 1</i>	Estructura atómica.
<i>Tema 1</i>	Modelo mecanocuántico
<i>Objetivos Fundamentales de la Unidad</i>	Comprender el comportamiento de los electrones en el átomo en base a principios (nociones) del modelo mecanocuántico.
<i>Objetivos Transversales de la Unidad</i>	Desarrollo de habilidades de pensamiento. Aceptación y valoración de la diversidad etaria, cultural,
<i>Contenidos Mínimos Obligatorios</i>	Descripción básica de la cuantización de la energía, organización y comportamiento de los electrones del átomo, utilizando los cuatro

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Contenidos</i>	<i>Páginas del texto</i>	<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>
- Identificar información relevante que sustenta el modelo mecanocuántico relacionándola con el comportamiento atómico.	Naturaleza eléctrica de la materia.	14 a la 18	<ul style="list-style-type: none"> - Comience su sesión utilizando el organizador gráfico incompleto a modo de evaluación diagnóstica para conocer los aprendizajes previos de sus estudiantes. - Usted puede introducir la unidad desarrollando la actividad "Y para comenzar..." con los estudiantes, mediante lluvia de ideas. - Explícteles a los estudiantes los aprendizajes esperados y los temas que serán vistos en esta unidad. - Motive el trabajo para el desarrollo de la primera actividad experimental "Ciencias en acción" (página 15). Esta es una oportuna ocasión para comentar con los estudiantes las primeras páginas del Texto para el Estudiante sobre las normas de seguridad en el laboratorio, la rigurosidad del trabajo científico y el trabajo en equipo. - Para guiar las actividades de los estudiantes durante el trabajo experimental lea las sugerencias de esta guía en las páginas 25 y 26. - Puede evaluar el trabajo de los estudiantes gracias a la elaboración del díptico informativo.
- Describir la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica y evidencias experimentales para relacionarla con el espectro electromagnético.	Conceptos básicos de la física clásica y de la mecánica cuántica.	19 a la 27	<ul style="list-style-type: none"> - Se recomienda preparar un powerpoint para complementar la información del texto respecto del comportamiento de las ondas, las radiaciones electromagnéticas, la radiación del cuerpo oscuro, la teoría de Max Planck, el efecto fotoeléctrico y los espectros de emisión y absorción. Como parte de la presentación se sugiere incluir el Desafío científico de la página 20 para resolverlo en conjunto con los estudiantes. Esto le permitirá resolver inmediatamente las dudas que puedan surgir respecto al comportamiento de las ondas, asegurando así la comprensión de los fenómenos que serán revisados posteriormente. - Los estudiantes pueden formar grupos para desarrollar los Desafíos científicos de las páginas 24 y 27. - Al finalizar la actividad, solicite a los estudiantes incluir en su trabajo tres declaraciones respecto a lo que han aprendido en la clase; posteriormente, permita a los grupos compartir sus redacciones. - Cierre la clase reforzando conceptos claves como: cuanto, fotón y espectro.
- Relacionar la estructura atómica de la materia a partir de los números cuánticos precediendo su comportamiento en átomos de número atómico menor a 20.	Modelo atómico de Bohr.	28 a la 31	<ul style="list-style-type: none"> - Inicie la actividad comentando con los estudiantes los resultados obtenidos en el desafío científico de la página 24 y 27. Invite a cuatro estudiantes que deseen mostrar y comentar su trabajo con el curso. - Presente los objetivos de aprendizaje planteados para la sesión. - Relacione los espectros de emisión para introducir los trabajos de Bohr respecto al átomo de hidrógeno. Puede solicitar a los estudiantes leer en silencio la información proporcionada en las páginas 28 a la 30. Posteriormente puede guiar la reflexión planteando preguntas tales como: ¿qué planteó Bohr respecto al átomo de hidrógeno?, ¿por qué Bohr validó las ideas de Max Planck?, ¿qué es un electrón en estado basal y uno en estado excitado? - Explíqueles a los estudiantes (puede emplear las imágenes propuestas en el texto) los postulados de Bohr respecto al átomo de hidrógeno y las limitaciones que presentó su modelo. - Indíqueles a los estudiantes desarrollar individualmente, en su cuaderno, el Desafío científico de la página 31, actividad de evaluación formativa. Luego, invítelos a leer la evaluación de metacognición antes de resolver el desafío. Supervise constantemente el trabajo de los jóvenes para obtener información relevante respecto al logro de los objetivos planteados en el desafío. - Revise en plenario la actividad, consultando a los estudiantes por aquellas preguntas que les resultaron más difíciles de desarrollar y refuerce las ideas que aún no estén claras en los estudiantes.

<i>Tiempo duración de la Unidad</i>	15 semanas (15 clases) 30 horas pedagógicas.
<i>Tiempo de duración del Tema</i>	8 semanas (8 clases) 16 horas pedagógicas.
Relacionar la estructura electrónica de los átomos con su ordenamiento en la Tabla periódica, sus propiedades físicas y socioeconómica, de género, condición física, opinión u otras.	químicas y su capacidad de interacción con otros átomos.
números cuánticos (principal, secundario, magnético y spin).	

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Organizador gráfico, pág. 14. - Y para comenzar, pág. 14. - Objetivos de aprendizaje, pág. 13. - Ciencia en acción, pág. 15. 	<ul style="list-style-type: none"> - Diagnóstica. - Formativa. - Sumativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Encuentran los conceptos relacionados con el organizador gráfico. - Relacionan hechos cotidianos donde están presentes los fenómenos eléctricos. - Explican fenómenos eléctricos en base a la experimentación. - Relacionan los fenómenos eléctricos con la estructura atómica. - Comunican correctamente a través de un díptico informativo el comportamiento eléctrico de la materia.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 20. - Desafío científico, pág. 24. - Desafío científico, pág. 27. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. - Formativa. - Formativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionan la longitud de onda con la frecuencia. - Aplican sus conocimientos de física cuántica a situaciones cotidianas. - Comparan los espectros de absorción y emisión de distintos átomos.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 31. - Metacognición, pág. 31. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Identifican información relevante que sustenta el Modelo mecanocuántico. - Utilizan información teórica para describir la cuantización de la energía.

Aprendizajes esperados	Contenidos	Páginas del texto	Sugerencias metodológicas para las actividades
<ul style="list-style-type: none"> - Describir el átomo desde el punto de vista de la mecánica cuántica, utilizando evidencias experimentales. - Definir los tres números cuánticos, relacionándolos con la estructura atómica para describir los estados permitidos para un electrón. 	Mecánica cuántica.	32 a la 39	<ul style="list-style-type: none"> - Inicie las actividades recordando brevemente el trabajo y conclusión de Bohr respecto al átomo de hidrógeno, así como las limitaciones del modelo propuesto. - Solicítele a los estudiantes explicar los siguientes conceptos: “subnivel de energía”, “órbita”, principio de incertidumbre”, “números cuánticos”, indicándoles que la información necesaria para definirlos está en las páginas 33 y 34. - Posteriormente, explique (idealmente apoyado por imágenes) los conceptos fundamentales presentados por los estudiantes y los números cuánticos, haciendo énfasis en su rol explicativo del modelo atómico. - Invite a los estudiantes a desarrollar el Desafío científico de la página 38 a modo de taller, para lo cual será necesario que ellos lean la información disponible en las páginas 26 a la 38. - Se recomienda que los estudiantes desarrollen la actividad en forma individual; no obstante, permítale intercambiar ideas y respuestas con otros estudiantes y con el docente. - Revise junto a los estudiantes, a modo de plenario, las respuestas entregadas por ellos(as), y corrija posibles errores. Una vez corregidos los errores, solicite a los estudiantes entregar los resultados en un informe.
<ul style="list-style-type: none"> - Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con los números cuánticos. 	Principios de construcción.	39 a la 42	<ul style="list-style-type: none"> - Inicie la sesión comentando los resultados obtenidos por ellos(as) en el Desafío científico desarrollado en la clase anterior. Para la revisión de los trabajos y una retroalimentación focalizada, utilice la tabla de especificaciones entregadas en esta misma guía, en la que se establece la relación entre las preguntas, indicadores y aprendizajes esperados. Gracias a este instrumento, usted tendrá plena claridad respecto de los aspectos (indicadores de logro) en los cuales los estudiantes presentan deficiencias. - Solicítele a los estudiantes desarrollar como actividad el Desafío científico de la página 42, para lo cual deberá revisar con anterioridad las páginas 39 a la 41. Además, invítelos a revisar la sección de Metacognición para fortalecer las habilidades metacognitivas.
	Configuración electrónica.	43 a la 45	<ul style="list-style-type: none"> - Explique las distintas formas de escribir la configuración electrónica. Permita a los estudiantes desarrollar en grupos el Desafío científico de la página 44 que deben entregar a usted para revisión. - Para cerrar la clase dirija la lectura de la “Revista científica”. Puede apoyarse con imágenes de periódicos en los que apareció la noticia durante el año 2007 (www.latercera.cl, www.emol.cl, www.lun.cl). Los estudiantes deberán incluir en el informe que le entregarán las preguntas 1 a la 6 propuestas en la revista científica.
<ul style="list-style-type: none"> - Todos los indicados anteriormente. 	Todos los indicados anteriormente.	46 y 47	<ul style="list-style-type: none"> - Pídales a los estudiantes desarrollar la actividad “Revisemos lo aprendido” de las páginas 46 y 47 del Texto para el Estudiante. - Esto les permitirá a los estudiantes prepararse para la evaluación final del tema. Además, pídale que realicen la autoevaluación y propóngales que revisen nuevamente las páginas del texto en caso de obtener ML o PL.
		Guía didáctica	<ul style="list-style-type: none"> - Emplee la tabla de especificaciones para elaborar otros instrumentos de evaluación; sin embargo, se proponen los instrumentos 1, 2 y 3, que forman parte de esta guía didáctica.

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
90 min	- Desafío científico, pág. 38.	- Sumativa.	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionan los números cuánticos con la posición del electrón dentro del átomo. - Asocian los niveles de energía con los números cuánticos y la posición del electrón dentro del átomo. - Comunican correctamente por medio de un informe escrito los resultados del desafío.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Metacognición, pág. 41. - Desafío científico, pág. 42. 	- Formativa.	- Deducen información a partir de los conocimientos adquiridos y de las figuras del texto.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 44. - Revista científica, pág. 45. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. - Sumativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formulan la configuración electrónica de diversos elementos químicos considerando los números cuánticos. - Asocian información para relacionarla con el Modelo mecanocuántico.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Revisemos lo aprendido del tema 1, págs. 46 a 47. - Autoevaluación, pág. 47. 	- Formativa.	<ul style="list-style-type: none"> - Responden correctamente la sección propuesta para este tema. - Reflexionan honestamente sobre los indicadores de logro de los objetivos de aprendizaje.
90 min	- Instrumento de evaluación 1, 2 y 3, páginas 36 a la 44.	- Sumativa.	- Planteados en detalle en páginas 29 y 63.

SUGERENCIAS METODOLÓGICAS

Página 14 Actividad diagnóstica

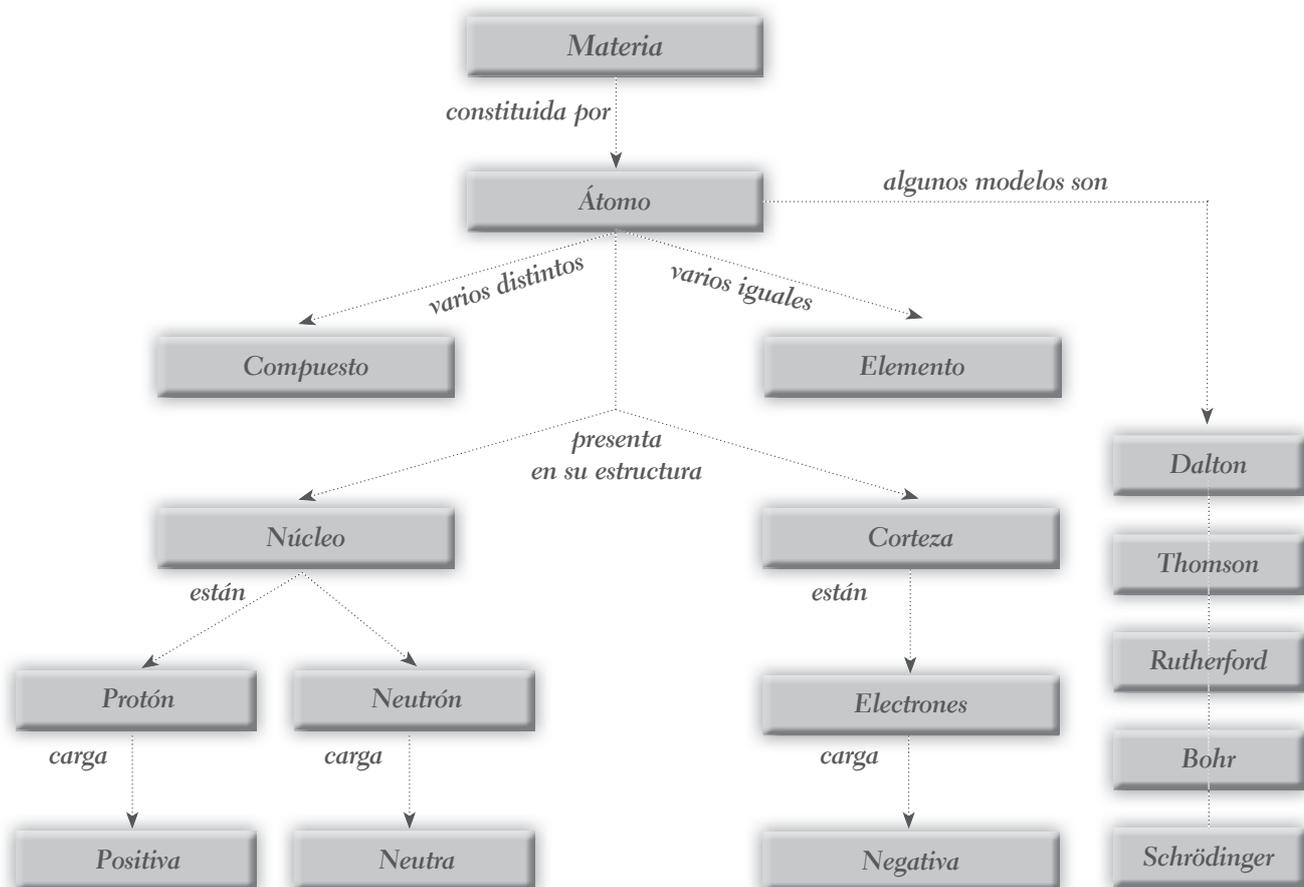
Para introducir el tema se propone que los estudiantes discutan respecto a los fenómenos de electrización. Puede emplear las imágenes disponibles en el texto (laterales) o en su defecto hacer las experiencias allí señaladas (frotar objetos de lana, plástico) y provocar atracción en objetos de menor tamaño; por ejemplo, papeles picados.

Permita a los estudiantes comentar sus opiniones en un plenario y luego trabaje sobre la base de las ideas de los jóvenes respecto a nociones de carga eléctrica, electrización, frotamiento, atracción y repulsión.

Recuerde que es imprescindible para el aprendizaje de los estudiantes presentar los aprendizajes esperados; se considera

propicio explicitarlos después del desarrollo de las actividades de indagación a fin de establecer relaciones entre las experiencias y conocimientos previos con los aprendizajes que lograrán.

Para el trabajo de preconceptos, que los estudiantes completen el esquema propuesto. A modo de evaluación diagnóstica, le permitirá verificar el dominio de aprendizajes esperados correspondientes al programa de 8° Año de Educación Básica. Durante su desarrollo, procure que los estudiantes comprendan que la carga del neutrón tiene carga eléctrica y que ésta es neutra, puesto que se confunde el concepto carga cero con "no tener carga". Recuerde que el neutrón sí tiene carga; de hecho, una positiva y una negativa que al verse atraídas entre sí se anulan.



Complementando los conocimientos de los estudiantes, usted puede mencionar al respecto que:

“La materia y su naturaleza eléctrica”

Los objetivos de la actividad son: comprobar la naturaleza eléctrica de la materia, demostrando la atracción y repulsión entre cargas, y valorar la experimentación científica como medio de comprobación y explicación de fenómenos cotidianos.

Para ello se dispone el desarrollo de una serie de actividades sencillas, basadas fundamentalmente en la carga de cuerpos por frotación y su interacción. Una vez observadas las situaciones experimentales, los estudiantes deben desarrollar preguntas, frente a las cuales usted debe manejar los siguientes conceptos:

- Repulsión eléctrica producida entre cuerpos de la misma carga: se repelen o alejan.
- Atracción eléctrica, producida entre cuerpos que presentan distinta carga y se atraen o acercan.
- El término eléctrico, y todos sus derivados, tiene su origen en las experiencias realizadas por Tales de Mileto, un filósofo griego que vivió en el siglo VI antes de Cristo. Tales estudió el comportamiento de una resina fósil, el ámbar —en griego elektron—, observando que cuando era frotada con un paño de lana adquiría la propiedad de atraer hacia sí pequeños cuerpos ligeros; los fenómenos análogos a los producidos por Tales con el ámbar o elektron se denominaron fenómenos eléctricos y más recientemente fenómenos electrostáticos.
- La carga eléctrica constituye una propiedad fundamental de la materia. Se manifiesta a través de ciertas fuerzas, denominadas electrostáticas, que son las responsables de los fenómenos eléctricos.
- La electrostática es la parte de la física que estudia este tipo de comportamiento de la materia, se preocupa de la medida de la carga eléctrica o cantidad de electricidad presente en los cuerpos y, en general, de los fenómenos asociados a las cargas eléctricas en reposo. El desarrollo de la teoría atómica permitió aclarar el origen y la naturaleza de los fenómenos eléctricos. La noción de fluido eléctrico introducida por Benjamín Franklin (1706-1790) para explicar la electricidad fue precisada a principios de siglo al descubrirse que la materia está compuesta íntimamente de átomos y estos, a su vez, por partículas que tienen propiedades eléctricas. Su interés no sólo está asociado a la descripción de las características de unas fuerzas fundamentales de la

naturaleza, sino también a la comprensión de sus aplicaciones tecnológicas. Desde el pararrayos hasta la televisión, una amplia variedad de dispositivos científicos y técnicos están relacionados con los fenómenos electrostáticos.

- La electrización es uno de los fenómenos eléctricos producidos cuando a un cuerpo se le dota de propiedades eléctricas y se indica que “ha sido electrizado”. La electrización por frotamiento permitió, a través de unas cuantas experiencias fundamentales y de una interpretación de las mismas cada vez más completa, sentar las bases de lo que se entiende por electrostática.
- La teoría atómica moderna explica el porqué de los fenómenos de electrización y hace de la carga eléctrica una propiedad fundamental de la materia en todas sus formas. Un átomo de cualquier sustancia está constituido, en esencia, por una región central o núcleo y una envoltura externa formada por electrones.

Página 15 *Ciencia en acción: La materia y su naturaleza eléctrica.*

Los estudiantes, en el análisis, definirán conceptos. Supervise y oriente el análisis para guiarlos a definiciones y conceptos correctos, por ejemplo:

- **Fuerza electrostática:** fuerza de atracción o repulsión entre dos cargas eléctricas en reposo. La magnitud de esta fuerza es directamente proporcional al producto de ambas cargas e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia que las separa, según la ecuación:

$$F = K \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$

Este tipo de fuerza está presente en el núcleo del átomo, donde los protones están virtualmente juntos. El motivo de que los protones no se vean repelidos con una fuerza aparentemente infinita es la existencia de otra fuerza, la llamada interacción nuclear fuerte.

- **Repulsión:** fuerza electrostática que experimentan dos o más partículas o cuerpos que presentan el mismo tipo de cargas eléctricas, ya sea positivas o negativas, tendiendo a separarse.
- **Atracción:** fuerza electrostática que experimentan dos partículas o cuerpos que tienen cargas eléctricas distintas, tendiendo a acercarse.

Resultados esperados

El material que será frotado (globos) por los estudiantes quedará electrizado o cargado negativamente, así:

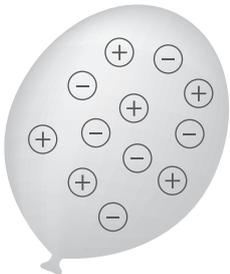
- Al levantarlo sobre la cabeza del estudiante el pelo se moverá en la dirección en la que se mueva el globo.
- Al acercarlo a los papeles, divididos en trozos, sucederá exactamente lo mismo que con el cabello, se sentirán “atraídos” hacia el globo.
- Al frotar un globo en el cabello de una persona y otro globo en el cabello de otra persona, cada globo se carga negativamente, por ende al acercarlos experimentarán repulsión, pues los dos cuerpos presentan la misma carga.
- Al interponer la mano entre los globos (ambos cargados negativamente), se producirá una descarga eléctrica sobre la mano, lo que será perceptible para el estudiante.

Interpretación

Para guiar a los estudiantes en la interpretación de las observaciones recuerde que:

- La carga se conserva, es decir, al electrizar un cuerpo no se está creando carga, sólo se transmite carga (electrones) de un cuerpo a otro. La carga total siempre permanece constante.
- Existen tres métodos para electrizar un cuerpo: frotamiento, contacto e inducción.
- En el caso del globo y el pelo, se experimenta una electrización por frotamiento de dos cuerpos eléctricamente neutros (número de electrones = número de protones) que son frotados entre sí, ambos se cargan, uno con carga positiva y el otro con carga negativa.

Antes de frotar

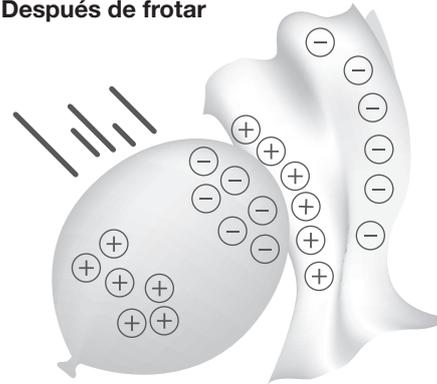


Globo neutro



Paño de lana neutro

Después de frotar



Globo electrizado

Paño de lana electrizado

- En la electrización por contacto se puede cargar un cuerpo con sólo tocarlo con otro previamente cargado. En este caso, ambos quedan con el mismo tipo de carga, es decir, si toco un cuerpo neutro con otro con carga positiva, el primero también queda con carga positiva.
- Durante la electrización por inducción, un cuerpo cargado eléctricamente (globo) puede atraer a otro cuerpo que está neutro (papeles). Cuando acercamos un cuerpo electrizado a un cuerpo neutro, se establece una interacción eléctrica entre las cargas del primero y el cuerpo neutro, y como resultado de esta relación, la redistribución inicial se ve alterada: las cargas con signo opuesto a la carga del cuerpo electrizado se acercan a éste, aun cuando la carga neta inicial del cuerpo neutro no haya variado; el cuerpo electrizado induce una carga con signo contrario en el cuerpo neutro y, por lo tanto, lo atrae.

Recomendaciones para su análisis y elaboración de conclusiones

Oriente el análisis de los estudiantes recordándoles que todos los materiales o cuerpos empleados son neutros; esto les permitirá establecer como punto de partida en la discusión de los resultados que los cuerpos experimentaron cambios en su carga eléctrica por frotación (globo – cabello, guantes o calcetín) y al acercarlos (papel) y no por otra causa.

Entregue a los estudiantes información respecto a las formas en las que se puede electrizar un cuerpo para que ellos puedan, a partir de ella, establecer conclusiones.

Las conclusiones deben ser construidas a partir de las observaciones y en concordancia con la(s) pregunta(s) de investigación elaboradas.

Página 20 *Desafío científico: comportamiento de ondas*

Se ha sugerido en la planificación, incluir esta actividad en una presentación powerpoint y realizarla, a modo de plenario con los estudiantes. Para ello, tenga presente que:

- Las ondas están ordenadas por longitud de onda (de mayor a menor 1, 2 y 3, respectivamente).
- Por ende, la frecuencia aumenta al disminuir la longitud de onda; así, la onda con mayor frecuencia es la número 3 y la con menor frecuencia es la número 1. Por consiguiente, la relación λ y ν es inversamente proporcional.
- La amplitud de onda es igual.
- La imagen con mayor número de montes y valles es la número 3.

Para cerrar la actividad, es necesario que establezca las relaciones proporcionales (directas e inversas) entre la longitud, la frecuencia y la amplitud.

Página 24 *Desafío científico: espectros atómicos*

Para asegurar el logro de los objetivos referidos a describir la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica y evidencias experimentales para relacionarla con el espectro electromagnético. Se propone esta actividad en la que los estudiantes aplicarán los conceptos aprendidos, podrán resolver problemas e interpretar resultados.

Se espera, por ejemplo, que al observar la figura 2 del “espectro electromagnético”, los jóvenes deduzcan que la longitud de onda de los rayos gamma es infinitamente inferior a la de la luz visible, por ende, su capacidad de penetración es alta, provocando daño en la salud humana.

Es importante reforzar durante el desarrollo de la actividad la Teoría de Max Planck y el comportamiento de las ondas, aplicando las ecuaciones de las páginas del Texto para el Estudiante.

Página 25 *Espectros atómicos*

Cada átomo es capaz de emitir o absorber radiación electromagnética, aunque solamente en algunas frecuencias que son características propias de cada uno de los diferentes elementos químicos. Así, al suministrar energía calorífica a un elemento en fase gaseosa, éste se estimulará y sus átomos emitirán radiación en ciertas frecuencias del visible, que constituyen su *espectro de emisión*. Si el mismo elemento recibe radiación electromagnética, absorbe en ciertas frecuencias del visible, en las mismas en las que emite cuando se estimula

mediante calor. Este será su *espectro de absorción*, ambos propios y característicos de cada elemento, lo que permite identificarlos por visualización y análisis de las líneas de absorción o emisión de su espectro. Con lo anterior se cumple la llamada *Ley de Kirchoff*, que indica, “todo elemento absorbe radiación en las mismas longitudes de onda en las que las emite. Los espectros de absorción y de emisión resultan ser, pues, el negativo uno del otro”.

Página 31 *Desafío científico: evaluación formativa*

La actividad ha sido diseñada, como se menciona al estudiante en la presentación, para que pueda evaluar el nivel de logro respecto a los siguientes aprendizajes:

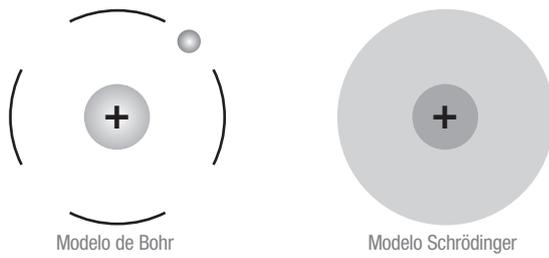
- Identificar información relevante que sustenta al modelo mecanocuántico relacionando con el comportamiento atómico.
- Describir la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica para relacionarla con el espectro atómico.

Se propone como una actividad de carácter individual con supervisión constante del docente. Esta actividad es una herramienta valiosa como medio de verificación, pues le permite al estudiante reflexionar en torno a su propio aprendizaje, y al docente, tener evidencia objetiva respecto de las dificultades que el estudiante puede tener en el proceso de aprendizaje.

Es importante que oriente al estudiante en el desarrollo para que no caiga en definiciones específicas sin lograr responder las preguntas propuestas. Por ejemplo, la pregunta número 1 indica ¿por qué es importante conocer el comportamiento de las ondas para establecer las bases del modelo mecano-cuántico de la materia? Probablemente los estudiantes indiquen que es una onda o la definan, pero la intención de la pregunta es que reflexione respecto al comportamiento de la luz y su estudio, a partir del cual se establecieron las bases del Modelo atómico actual.

Página 33 *Mecánica cuántica*

Puede suceder que los estudiantes no comprendan la diferencia entre el modelo planteado por Bohr y el modelo del científico austriaco Schrödinger. Para ello, es recomendable presentar un esquema del modelo atómico de Bohr y compararlo con el de Schrödinger, estableciendo la diferencia entre “órbitas” y “orbitales”. Se sugiere la siguiente imagen.



Modelo de Bohr

Modelo Schrödinger

Así, la órbita se refiere al recorrido del electrón en torno a un centro; en cambio, la zona donde existe la probabilidad de encontrar el electrón es el orbital que está definido por el conjunto de los tres números cuánticos (n, l, m) que determinan la forma y orientación de la órbita que describe el electrón.

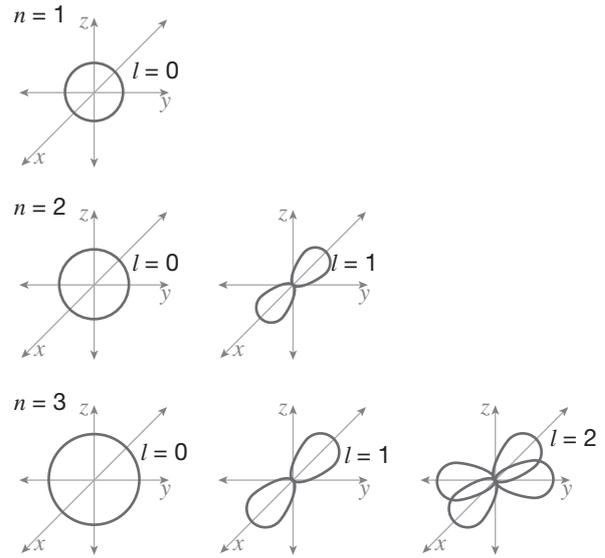
Página 34 Números cuánticos

(<http://personal5.iddeo.es/pefeco/Tabla/configuracion.htm>)

- El número cuántico principal (n) corresponde a los niveles de energía, de forma que determina el tamaño de las órbitas, por ende, la distancia al núcleo de un electrón vendrá determinada por este número cuántico. Todas las órbitas con el mismo número cuántico principal forman una capa.



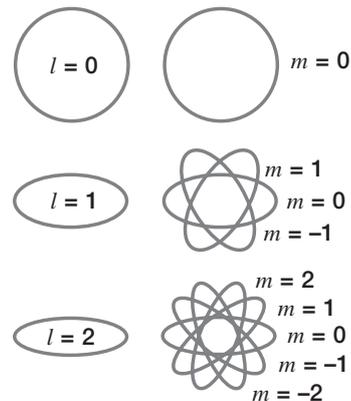
- El número cuántico secundario (l) representa la existencia de subniveles energéticos y determina la forma del orbital. Cuanto mayor es el valor de l para un orbital, su forma es más excéntrica, es decir, representará un elipsoide más alargado. El valor de l depende del número cuántico principal n , pudiendo variar desde 0 hasta $n-1$ para cada nivel. En la siguiente figura se representan los distintos subniveles de energía presentes en los 3 primeros niveles de energía y la forma del orbital en cada caso.



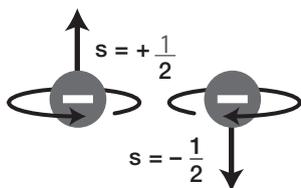
En resumen, l se designa con números que van de cero a $n-1$, los cuales se identifican con las letras s, p, d, f .

Nivel energético	Subnivel (número asignado)	Letra		
1	$l=0$	s		
2	$l=0$	s	Orbital	Orbital p
	$l=1$	p		
3	$l=0$	s		
	$l=1$	p	Orbital	Orbital f
	$l=2$	d		

- El número cuántico magnético (conocido como m ó m_l) determina la orientación espacial de cada orbital. Los valores que puede adquirir m_l para un subnivel de energía determinado depende del valor de l y va desde $-l$ hasta $+l$, pasando por el valor 0. Por lo tanto, el número de orbitales presentes en un subnivel de energía l es igual a $2l+1$.



- El número cuántico de espín (conocido como s ó m_s) representa el giro del electrón sobre su propio eje, lo que permite explicar sus propiedades magnéticas. Este giro puede ser en el sentido de las manecillas del reloj o en el sentido contrario, como se indica en la figura, asociándole un valor de espín de $-\frac{1}{2}$ y de $+\frac{1}{2}$ respectivamente.



Página 44 Desafío científico (evaluación formativa)

Se ha diseñado para que el estudiante pueda evaluar, y el docente retroalimentar, en torno al siguiente aprendizaje esperado: “formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos considerando los números cuánticos. Se espera que el estudiante empleando las habilidades de la interpretación de resultados, la comparación, la aplicación y la predicción, pueda:

- Determinar los números cuánticos para distintas capas de valencia y obtenido los siguientes resultados:

Capa de valencia	n	l	m	s
$3p^3$	3	1	$-1, 0, +1$	$+\frac{1}{2} \ 0 \ -\frac{1}{2}$
$2s^1$	2	0	0	$+\frac{1}{2} \ 0 \ -\frac{1}{2}$
$4p^2$	4	1	$-1, 0$	$+\frac{1}{2} \ 0 \ -\frac{1}{2}$
$3d^5$	3	2	$-2, -1, 0, +1, +2$	$+\frac{1}{2} \ 0 \ -\frac{1}{2}$

- Escribir la configuración electrónica global externa y el diagrama de orbitales de elementos con Z que van desde el valor 1 hasta el 36. Y establecer los números cuánticos de sus electrones de valencia.
- Interpretar las configuraciones obtenidas para predecir la relación que existe entre el número cuántico principal y la ubicación de los elementos en el sistema periódico.

Al finalizar la actividad se espera que los estudiantes evalúen su nivel de logro indicándolo como “logrado, medianamente logrado y no logrado”. Es fundamental que usted les solicite justificar su opción, explicando cuáles han sido sus logros y cuáles han sido las dificultades.

Página 44 Iones

Los iones son átomos que pierden su estado de neutralidad por ganancia o pérdida de electrones. Se denominan cationes cuando han perdido electrones (comportamiento general de los metales) y presentan una carga positiva equivalente a la cantidad de electrones cedidos; en cambio, los aniones (generalmente elementos no metálicos) han ganado o captado electrones, presentando carga negativa.

Para escribirlos, la carga debe presentarse en el extremo superior derecho del símbolo del elemento indicando primero el número y luego la carga; por ejemplo:



Para nombrarlos debe recordar las siguientes indicaciones:

- Se antepone la palabra ión al nombre del elemento, por ejemplo ión cinc.
- Cuando el elemento forma más de un ión se debe colocar el estado de oxidación entre paréntesis, por ejemplo: Au^{+} Ión oro (I) y Au^{3+} Ión oro (III).
- En el caso de los aniones, además de agregar el prefijo ión al nombre, su terminación es reemplazada por el sufijo “uro”, por ejemplo F^{-} ión fluoruro.
- En el caso del oxígeno se reconoce su ión O^{2-} como ión óxido.

Página 45 Lectura científica: LHC: el experimento del siglo XXI

La lectura científica propuesta es una oportunidad para que los estudiantes observen aplicaciones actuales del conocimiento que el hombre ha logrado del átomo.

El acelerador de hadrones es uno de los acontecimientos científicos más importantes del siglo XXI. En la planificación se propone incluir su lectura como una actividad de aula. Para complementar la información usted pueda acudir a sitios web en donde existe una variada cantidad respecto a ella, tales como: www.latercera.cl, www.emol.cl, www.lun.cl.

Es interesante la relación que puede establecer con la teoría del Big Bang y desde allí con la biología. De hecho, puede solicitarle al docente del subsector que trate el tema en su clase para que los estudiantes complementen la información.

Evaluación

Tabla de especificaciones de los aprendizajes esperados, indicadores y actividades asociadas.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>	<i>Actividad asociada</i>	<i>N° de pregunta</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Identificar información relevante que sustenta el modelo mecanocuántico relacionándola con el comportamiento atómico. - Describir el átomo desde el punto de vista de la mecánica cuántica, utilizando evidencias experimentales. 	Explica la relación entre longitud de onda, frecuencia y amplitud.	Desafío científico, página 20 Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Preguntas 1 a la 5 Pregunta 1 Pregunta 5
	Explica el "efecto fotoeléctrico" empleando fundamentos teóricos.	Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Pregunta 2 Pregunta 5
	Explica la "radiación del cuerpo oscuro" empleando fundamentos teóricos.	Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Pregunta 2 Pregunta 5
	Conoce los aspectos fundamentales del modelo atómico de Bohr.	Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Preguntas 5, 7 y 8 Pregunta 5
	Explica los aportes de la teoría de Max Planck a la teoría atómica.	Desafío científico, página 24 Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Pregunta 4 Pregunta 3 Pregunta 5
	Explica la diferencia entre espectro de emisión y de absorción.	Desafío científico, página 27 Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Preguntas 1 a la 3 Pregunta 4, 6 Página 5
	Conoce y explica los principios que sustentan el modelo actual del átomo.	Revisemos lo aprendido, página 44	Pregunta 3
<ul style="list-style-type: none"> - Describir la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica y evidencias experimentales para relacionarla con el espectro electromagnético. 	Explica el espectro electromagnético, haciendo referencia a la longitud de onda.	Desafío científico, página 24 Desafío científico, página 42	Pregunta 1 y 5 Pregunta 5
	Calcula frecuencia y energía de fotones.	Desafío científico, página 24	Preguntas 2 y 3
	Explica los aportes de la teoría de Max Planck a la teoría atómica.	Desafío científico, página 24 Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Pregunta 4 Pregunta 3 Pregunta 5
	Explica la diferencia entre espectro de emisión y de absorción.	Desafío científico, página 27 Desafío científico, página 31 Desafío científico, página 42	Preguntas 1 a la 3 Preguntas 4, 6 Pregunta 5
<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar la estructura atómica de la materia a partir de los números cuánticos, precediendo su comportamiento en átomos de número atómico menor a 20. - Definir los tres números cuánticos relacionándolos con la estructura atómica para describir los estados permitidos para un electrón. - Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con los números cuánticos. 	Identifica los números cuánticos que indican la posible ubicación de un electrón.	Desafío científico, página 38 Desafío científico, página 42 Desafío científico, página 44 Revisemos lo aprendido, página 46	Preguntas 1 a la 5 Preguntas 1 a la 3 y 5 Pregunta 1 y 3 Preguntas 10, 11, 12
	Explica la forma de los orbitales atómicos.	Desafío científico, página 42	Pregunta 4 y 5
	Configura a lo menos los diez primeros elementos de la Tabla periódica y puede determinar los electrones de valencia.	Desafío científico, página 44 Revisemos lo aprendido, página 46	Preguntas 2 y 4 Preguntas 1, 2, 4, 5, 6, 7, 8
	Conoce y explica el principio de construcción.	Desafío científico, página 44 Revisemos lo aprendido, página 46	Preguntas 9, 10, 12 Ítem II

La tabla de especificaciones representa la forma en que la prueba o el instrumento de evaluación serán diseñados, es un plano previo del esbozo de lo que abarca y el énfasis respecto de los contenidos y aprendizajes esperados vistos en clase y en un determinado período lectivo.

Al elaborar una tabla de especificaciones, el docente examinador, en función de los contenidos y aprendizajes esperados que se van a verificar en la prueba escrita u otro instrumento, determina el porcentaje de estos, y los conocimientos en el nivel preestablecido del aprendizaje, ya sea, superficial, estratégico o profundo (que incluya conocimiento, comprensión, aplicación, análisis, etc).

El aprendizaje superficial se da cuando el estudiante es capaz de reproducir el contenido cuando se requiera, y las destrezas cognitivas que involucran este aprendizaje tienen que ver con el identificar, reconocer, clasificar, etc.

El aprendizaje profundo es cuando el estudiante tiene la intención de desarrollar la comprensión personal, cuando asocia ideas aplicando principios integradores de los contenidos, cuando elabora sus propias conclusiones de acuerdo a lo estudiado, cuando hace una interacción activa del contenido, sobre todo al relacionar nuevas ideas con conocimientos y experiencias ya adquiridos. Las destrezas que se desarrollan en este tipo de aprendizaje están referidas a la interpretación, aplicación, al análisis, a la síntesis, al inferir, a la capacidad de evaluar y, por supuesto, en predecir. Entre ambos tipos de aprendizajes podemos ubicar el aprendizaje estratégico, que se refiere al desarrollo de las destrezas que le exijan al adolescente usar distintos procedimientos que lo orienten o le ayuden a tomar decisiones para llegar a un nivel más elevado de la comprensión y del aprendizaje. Destrezas tales como el comparar, discriminar, diferenciar, etc.

La elección de los instrumentos de evaluación adecuados y acordes a lo que se quiera medir le demanda al docente la tarea no sólo de usarlos como un medio para probar los conocimientos que han alcanzado sus estudiantes, sino también les permiten a los estudiantes una mayor conciencia del desarrollo de las capacidades y destrezas para alcanzar aprendizajes de nivel superior.

Es así que antes de elaborar una prueba, el profesor debe tener en cuenta el tipo de aprendizaje que se desea medir en los estudiantes. Por ejemplo, para evaluar aprendizajes mecánicos o superficiales como la ortografía, la multiplicación, las relaciones numéricas, las fechas de acontecimientos históricos, la nomenclatura básica de una ciencia, etc. Pueden aplicarse pruebas de respuesta múltiple o de respuesta breve.

Para evaluar la comprensión, y estimular así un aprendizaje más profundo, es deseable la utilización de preguntas de desarrollo, de ítems interpretativos (combinación de textos con preguntas de elección única o desarrollo), monografías, informes de investigaciones y proyectos, mapas conceptuales, entre otras. Lo importante es que en este tipo de evaluación el estudiante pueda describir, interpretar, aplicar, explicar, sintetizar, analizar etc. (capacidades intelectuales asociadas a la comprensión) lo que ha aprendido durante el transcurso del proceso.

Estas formas de evaluación favorecen la posibilidad de que el estudiante demuestre el tipo de relación y el contexto que les ha otorgado a los conocimientos aprendidos. Con el propósito de asegurar esta situación se hace necesario que el docente tenga plena conciencia acerca de cómo los estudiantes aprenden, considerando los estilos de aprendizajes y requiriendo para ello de evaluaciones formativas que aseguren la adquisición de los aprendizajes por parte de los estudiantes. Después de tener claridad de esta situación, es posible aplicar evaluaciones con intencionalidad sumativa para cotejar los niveles de logro y su grado de concordancia o discrepancia con los aprendizajes esperados del programa.

Es recomendable que en las pruebas que tengan esta intencionalidad, algunas preguntas busquen detectar el dominio de la nomenclatura básica de la disciplina, otras que se orienten a la comprensión y otras a la aplicación de los conocimientos adquiridos.

Para que una prueba cautele esta situación se puede considerar como criterio de ponderación la distribución de las preguntas en la prueba, de tal forma que la mayor cantidad de ítems o preguntas esté orientada a medir el aprendizaje profundo, sin descuidar el hacer preguntas que midan el aprendizaje superficial y estratégico. De esta manera, la aplicación de estos criterios ayuda a salvaguardar la preocupación permanente de evaluar más aprendizajes de tipo profundo que aprendizaje superficial. En suma, se debe desarrollar una evaluación que se preocupe de controlar los conocimientos memorísticos, pero también, y principalmente, evaluar las capacidades relacionadas con la comprensión, favoreciendo, además, la participación de los estudiantes en la valoración de sus propios aprendizajes, constituyéndose en sujetos activos de su formación.

En resumen, la tabla de especificaciones le permite identificar las preguntas que están asociadas a un indicador del aprendizaje esperado, y por ende es una valiosa herramienta de trabajo que le permitirá construir listas de cotejo e incluso instrumentos de evaluación. Más adelante, en esta misma guía, se entregarán indicaciones para la construcción de una lista de cotejo y rúbricas.

ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

1. Determine el número de protones, neutrones y electrones para los siguientes átomos e iones:

- a. ${}_{12}^{24}\text{Mg}$
- b. ${}_{29}^{63}\text{Cu}$
- c. ${}_{47}^{107}\text{Ag}$
- d. ${}_{78}^{195}\text{Pt}$
- e. ${}_{35}^{79}\text{Br}^-$
- f. ${}_{8}^{16}\text{O}^{2-}$

2. Términos pareados. Relacione los términos de la columna A con los conceptos o términos de la columna B.

A	B
a. Modelo planetario	___ Partículas atómicas
b. Número másico	___ ${}_{6}^{12}\text{C}$ ${}_{6}^{14}\text{C}$
c. Cargas neutras	___ Protones + neutrones
d. Número atómico	___ Protones o electrones en
e. Protones, neutrones, electrones	átomos neutros
f. Isótopo	___ Igual masa atómica
g. Carga positiva	___ Rutherford
h. Isóbaros	___ Modelo del "Queque inglés"
i. Thomson	___ Protón
j. Bohr	___ Neutrones
k. Schrödinger	___ Órbitas
l. Demócrito	___ Orbitales
	___ A = sin Tomo = división

Opción múltiple

1. Si al átomo ${}_{16}^{32}\text{S}$ se le agregan dos electrones, el átomo no neutro resultante tendrá el siguiente número atómico y número másico:

- a. 16 y 34
- b. 16 y 32
- c. 18 y 32
- d. 16 y 30
- e. 18 y 30

2. El aluminio tiene $Z = 13$. Luego la configuración electrónica del ión Al^{3+} es:

- a. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
- b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- c. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
- d. $1s^2 2s^2 2p^6$
- e. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

3. ¿Cuál de las siguientes especies tiene una configuración electrónica en la que $n = 2$ está incompleta?

- a. ${}_{7}\text{N}^{3-}$
- b. ${}_{9}\text{F}^-$
- c. ${}_{10}\text{Ne}$
- d. ${}_{8}\text{O}$
- e. ${}_{11}\text{Na}^+$

4. Los electrones de valencia del elemento de $Z = 9$ son:

- a. 1
- b. 2
- c. 5
- d. 7
- e. 9

5. Las especies químicas ${}_{11}\text{Na}$ y ${}_{11}\text{Na}^+$ se diferencian en:

- a. Carga nuclear
- b. Ubicación en el sistema periódico
- c. Número másico
- d. Número atómico
- e. Cantidad de electrones

6. ¿Cuál de las siguientes especies contiene el menor número de electrones?

- a. ${}_{24}\text{Cr}^{+3}$
- b. ${}_{25}\text{Mn}^{+2}$
- c. ${}_{23}\text{V}^+$
- d. ${}_{22}\text{Ti}$
- e. ${}_{17}\text{Cl}^{-5}$

7. El elemento X de $Z = 12$ presenta la configuración $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; sus gases nobles más cercanos, las configuraciones $1s^2 2s^2 2p^6$ y $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$. Según la información entregada, Z será el ión:

- a. Z^{-2}
- b. Z^{+2}
- c. Z^{-6}
- d. Z^{+6}
- e. Z^{+10}

Medición del diámetro de una molécula

Introducción

La dimensión de los átomos y de las moléculas es extraordinariamente pequeña. Gracias a esta experiencia podrán los estudiantes determinar el diámetro de una molécula.

Procedimiento experimental

1. Sobre el papel negro dispón la cubeta de vidrio.
2. En el interior de la cubeta agrega agua hasta que esta alcance una altura equivalente a 1 cm.
3. Espolvorea el talco sobre el agua, cuidando obtener una capa fina y uniforme.
4. Sobre el agua espolvoreada con talco, agrega una gota de alcohol etílico. La gota caerá abriendo un pequeño círculo que se cerrará inmediatamente.
5. En un matraz limpio y seco, agrega con la ayuda de una pipeta (o probeta) 99,8 mL de alcohol etílico y sobre él, 0,2 mL de ácido oleico y proceda a homogeneizar. Con esto formará una disolución alcohólica 0,2% v/v de ácido oleico.
6. Con la ayuda de un gotario, determina cuántas gotas de la disolución equivalen a 1 mL de la misma. Posteriormente calcule:
 - a. ¿Cuál es el volumen de una gota de disolución?
 - b. ¿Qué volumen de ácido oleico se encuentra contenido en una gota de solución?
7. Utilizando el mismo gotario, agrega una gota de la disolución alcohólica de ácido oleico sobre el agua. Observarás la formación de una mancha regular de grasa.
8. Procede a medir el diámetro de la mancha de grasa. Si esta es irregular, mide tres diámetros distintos y promédialos.
9. Agrega, sobre la capa formada, dos gotas más de disolución. Esta capa adoptará la superficie de un círculo. Calcula el área de la película de grasa para una, dos y tres gotas de disolución añadida.
10. Suponiendo que la capa de ácido oleico que se forma sobre el agua tiene forma de cilindro, calcula la altura de la monocapa para una, dos y tres gotas de solución. Recuerda expresar los valores en Å ($1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm}$).
11. Finalmente, determina el diámetro de una molécula de ácido oleico.

Análisis

1. ¿Qué valores determinaste para las moléculas del ácido oleico?
2. ¿Qué procedimiento realizaste para determinar el tamaño de las moléculas?
3. ¿A qué conclusión has llegado al realizar esta experiencia?

CIENCIA EN ACCIÓN



Habilidades a desarrollar:

- Asociar.
- Resolver problemas.

Materiales

- Cubeta de vidrio
- Pliego de papel negro
- Gotario, pipeta
- Matraz de aforo
- Alcohol etílico
- Ácido oleico y talco

Sugerencias metodológicas:

Al aplicar las gotas de ácido oleico sobre el agua, el ácido se esparcirá y flotará sobre la superficie, formando una capa muy delgada. Si la cantidad de ácido oleico vertido es muy pequeño, o la superficie de agua es muy grande, el espesor de la película será al menos, igual al grosor o ancho de una sola molécula de ácido. Fenómeno conocido como capa mono-molecular. Si pudiésemos medir el espesor de esa delgada película, podríamos inferir que la dimensión de una molécula de ácido oleico, no es mayor que el espesor de la película formada. Se recomienda realizar la medición del diámetro de la molécula un total de 20 veces por cada gota de ácido vertido. Calcular un promedio de las mediciones y el área de la mancha dejada por la gota de ácido oleico.

**DESAFÍO
CIENTÍFICO****Habilidades a desarrollar:**

- Investigar.
- Aplicar conceptos.
- Calcular.
- Interpretar datos.

1. Investiga.
 - i. ¿Qué son los Isótopos y cuál es su importancia?
 - ii. Si para un mismo elemento existen distintos números másicos, ¿cuál es el valor que se expresa en la Tabla periódica?
2. Para cada uno de los siguientes isótopos:
 - a. Calcula el número de protones, electrones y neutrones.
 - b. Dibuja su diagrama atómico.
 - c. Establece las diferencias entre los isótopos de un mismo elemento.
 - i. ^1H
 - ii. ^2H
 - iii. ^3H
 - iv. ^{12}C
 - v. ^{13}C
 - vi. ^{14}C
 - vii. ^{15}O
 - viii. ^{16}O
 - ix. ^{17}O
3. Considerando la estructura atómica y la masa de sus partículas constituyentes, determina la masa de los siguientes átomos:
 - a. Ca
 - b. Na
 - c. K
 - d. Cl
 - e. Br
 - f. Pb
 - i. Según los cálculos realizados, ¿cómo es la masa de un átomo comparada con la materia macroscópica?
 - ii. Ordena crecientemente los elementos listados según su masa. ¿Observas alguna relación con el número atómico? ¿A qué crees que se debe esta relación?
4. ¿A qué etapas de la metodología de indagación corresponden las siguientes observaciones?
 - a. El intercambio de energía entre átomos y partículas solo puede ocurrir en paquetes de energía de cantidad discreta (*Fuerzas e Interacciones*).
 - b. Las *ondas de luz*, en algunas circunstancias, se pueden comportar como si fueran partículas (*fotones*).
 - c. Las *partículas elementales* en algunas circunstancias se pueden comportar como si fueran ondas.
 - d. Es imposible conocer la posición exacta y la velocidad exacta de una partícula al mismo tiempo. Este es el famoso Principio de Incertidumbre de Heisemberg.

Solucionario

1. i. Átomos con igual número atómico pero distinto número másico. Los isótopos de un mismo elemento, mantiene sus propiedades químicas. Tienen aplicaciones en diversos campos (reacciones nucleares)

ii. El número total de protones y neutrones

2.

	p ⁺	e ⁻	n	Diagrama Atómico	Diferencias entre isótopos
¹ H	1	1	0	Núcleo: 1 p ⁺ Orbita: 1 e ⁻	
² H	1	1	1	Núcleo: 1 p ⁺ y 1 n Orbita: 1 e ⁻	1 neutrón más
³ H	1	1	2	Núcleo: 1 p ⁺ y 2 n Orbita: 1 e ⁻	2 neutrones más
¹² C	6	6	6	Núcleo: 6 p ⁺ y 6 n Orbita: 6 e ⁻	
¹³ C	6	6	7	Núcleo: 6 p ⁺ y 7 n Orbita: 6 e ⁻	1 neutrón más
¹⁴ C	6	6	8	Núcleo: 6 p ⁺ y 8 n Orbita: 6 e ⁻	2 neutrones más
¹⁵ O	8	8	7	Núcleo: 8 p ⁺ y 7 n Orbita: 8 e ⁻	
¹⁶ O	8	8	8	Núcleo: 8 p ⁺ y 8 n Orbita: 8 e ⁻	1 neutrón más
¹⁷ O	8	8	9	Núcleo: 8 p ⁺ y 9 n Orbita: 8 e ⁻	2 neutrones más

3. a. $6,6 \cdot 10^{-23}$

b. $3,8 \cdot 10^{-23}$

c. $6,5 \cdot 10^{-23}$

d. $5,8 \cdot 10^{-23}$

e. $1,3 \cdot 10^{-23}$

f. $3,4 \cdot 10^{-23}$

i. Ínfima

ii. e - b - d - c - a - f.

4. a. Conclusión

b. Hipótesis

c. Hipótesis

d. Conclusión

DESAFÍO CIENTÍFICO



El modelo atómico actual, denominado “mecanocuántico”, nació de la contribución de diferentes trabajos. Desde Dalton a Schrödinger, un gran número de destacados científicos aportó diversas teorías y estudios que en suma dieron pie al actual modelo atómico.

Los sistemas atómicos y las *partículas elementales* no se pueden describir con las teorías que usamos para estudiar los cuerpos macroscópicos (como las rocas, los carros, las casas, etc.). Esto se debe a un hecho fundamental respecto al comportamiento de las partículas y los átomos, que consiste en la imposibilidad de medir todas sus propiedades simultáneamente de una manera exacta. Es decir, en el mundo de los átomos siempre existe una INCERTIDUMBRE que no puede ser superada. La mecánica cuántica explica este comportamiento.

El tamaño de un núcleo atómico es del orden de 10^{-13} centímetros. ¿Podemos imaginar esto? Muy difícilmente. Mucho más difícil aún sería imaginar cómo interactúan dos núcleos atómicos, o cómo interactúa el núcleo con los electrones en el átomo. Por eso lo que dice la mecánica cuántica muchas veces nos parece que no es “lógico”.

Elabora un informe científico descriptivo en el que se muestre la evolución de esos estudios hasta la obtención del actual modelo atómico. No olvides incluir el trabajo experimental desarrollado y las conclusiones obtenidas, así como los errores o discusiones a las que esos trabajos dieron origen.

Recuerda que debes seguir las siguientes indicaciones:

Portada	Identificación de tu colegio o liceo, nombre del trabajo e integrantes del grupo.
Introducción	Breve descripción del trabajo realizado y las conclusiones obtenidas.
Marco teórico	Información obtenida de diversas fuentes que le dan sustento a la investigación. Debes aquí abordar el trabajo de todos los científicos.
Conclusiones	Descripción de los aprendizajes respecto a la estructura atómica, obtenidos gracias al trabajo de investigación.
Bibliografía	Listado de fuentes de información, separados por libros, artículos, revistas, páginas web.

Habilidades a desarrollar:

- Investigar.
- Elaborar instrumentos para comunicar resultados.

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 1

Unidad I Tema 1

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

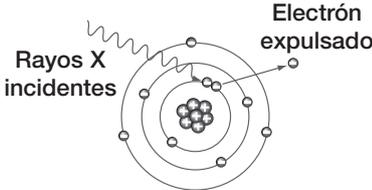
Instrucciones:

Lee atentamente, antes de responder, las instrucciones para contestar cada ítem y las preguntas formuladas.

I Ítem de asociación

Distintos fenómenos estudiados por diversos científicos contribuyeron paulatinamente a la formulación del modelo atómico actual. Entre ellos se encuentran los que a continuación se enumeran y explican en desorden. Establece la relación correcta entre la columna A, científico y nombre del fenómeno estudiado; B, explicación del fenómeno, y C aportes a la construcción del modelo actual del átomo.

En la tabla inferior relaciona correctamente la numeración correspondiente.

Científico y/o fenómeno	Explicación	Aporte a la teoría atómica
I. Max Planck - Radiación del cuerpo oscuro. 	1. Cuando se suministra energía a un elemento en fase gaseoso, los átomos emiten radiación en ciertas frecuencias; si por lo contrario recibe radiación electromagnética, absorbe en ciertas frecuencias.	a. No se puede pensar únicamente en la luz como un rayo de luz, también debe concebirse como un rayo de partículas denominadas fotones.
II. Efecto fotoeléctrico - Albert Einstein. 	2. La energía no se emitía como un continuo, sino como cuantos, es decir en números enteros múltiples de cantidades bien definidas.	b. Si el electrón emite energía constantemente, en algún momento debería caer al núcleo.
III. Espectros atómicos. 	3. Se observó que algunos metales expuestos a la luz, que presentaba una frecuencia mínima, emitían electrones desde la superficie.	c. Los átomos pueden absorber o liberar energía en paquetes discretos con un tamaño mínimo.

La relación correcta es (escribe sólo la letra o número que corresponda) en coherencia.

Científico y/o fenómeno	Explicación	Aporte a la teoría atómica

II. Ítem de desarrollo

1. Define los siguientes conceptos:

a. Cuanto

b. Fotón

2. Explica brevemente el aporte los siguientes científicos al modelo atómico mecanocuántico:

<i>Científico</i>	<i>Explicación</i>
Max Planck 	
Niels Bohr 	
Louis de Broglie 	
Werner Heisenberg 	
Erwin Schrödinger 	

3. El modelo actual del átomo reconoce la existencia de tres partículas subatómicas, cada una de las cuales tiene un rol primordial en el equilibrio dinámico de ellos.

Observa los siguientes datos:

- Masa de las partículas subatómicas expresadas en kilogramos (kg):

$$1,6 \cdot 10^{-27}$$

$$9,1 \cdot 10^{-31}$$

- Carga de las partículas subatómicas expresadas en Coulomb (C):

$$+ 1,6 \cdot 10^{-19}$$

$$- 1,6 \cdot 10^{-19}$$

- Ubicación en el átomo

Núcleo: protones y neutrones

Órbitas: electrones

- Gracias a diversos estudios, se estableció que las partículas positivas y neutras presentaban masas idénticas y 1.800 veces más grandes que las negativas, y que todas ellas ocupaban posiciones específicas en el átomo.

a. Considerando la información entregada, completa la siguiente tabla:

Partícula subatómica	Partícula subatómica	Partícula subatómica
Protones		
Electrones		
Neutrones		

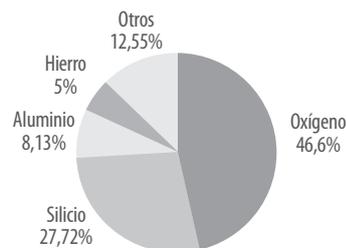
b. De acuerdo a los datos de masa de las partículas subatómicas, comenta:

–¿Es posible observar un átomo a simple vista?
Justifica tu respuesta.

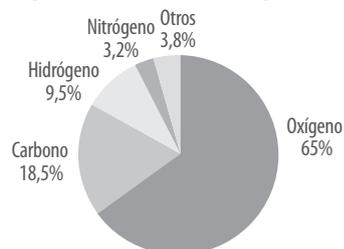
c. Elabora un texto descriptivo con la información entregada.

4. Los gráficos que se presentan a continuación representan la composición química del Universo, la corteza terrestre, el cuerpo humano y la atmósfera. Obsérvalos atentamente y luego responde.

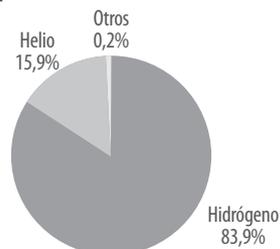
Composición Química de la Corteza Terrestre



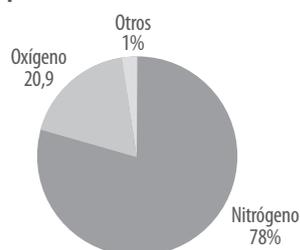
Composición Química del Cuerpo Humano



Composición Química del Universo



Composición Química de la atmósfera



a. ¿Cuáles son los elementos más abundantes en cada uno de los sistemas?

b. ¿Cuáles son los elementos menos abundantes identificados?

c. ¿Cómo se justifica que en el cuerpo humano los elementos más abundantes sean el carbono y el oxígeno?

d. ¿Cómo se justifica que en la corteza terrestre el elemento más abundante sea el oxígeno?

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 2

Unidad I Tema 1

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

Instrucciones:

Lee atentamente las instrucciones para contestar cada ítem y las preguntas formuladas.

Para desarrollar las actividades propuestas debes utilizar la Tabla periódica.

I Ítem. Ejercicios

1. Para el átomo de sodio (Na) su número atómico es 11 y el másico 22,9. A partir de esto:

a. ¿Qué información te entrega el número atómico (Z)?

b. Escribe su configuración electrónica.

c. ¿Qué características de la estructura atómica del Na puedes deducir?

2. ¿Cuál es la característica principal de un átomo eléctricamente neutro?

3. ¿Qué es un ión?

4. ¿Qué es el principio de Aufbau y cuál es su importancia? ¿Cómo puedes saber el tipo de ión que se formará según el valor de Z?

5. Enumera y explica los tres postulados básicos que constituyen el principio de construcción:

a. Principio de mínima energía

b. Principio de exclusión de Pauli

c. Principio de máxima multiplicidad

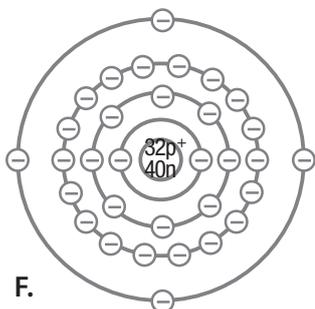
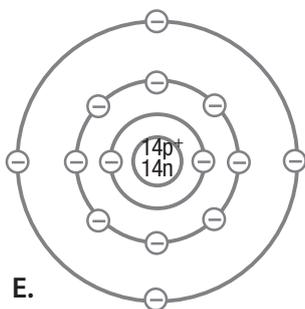
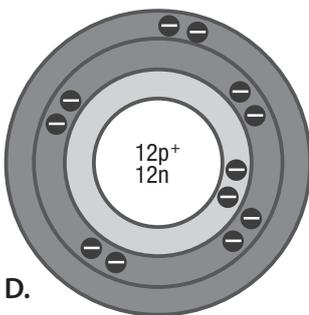
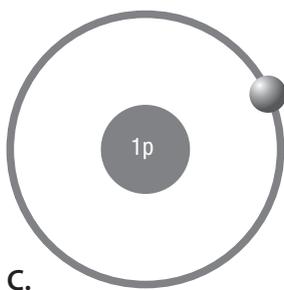
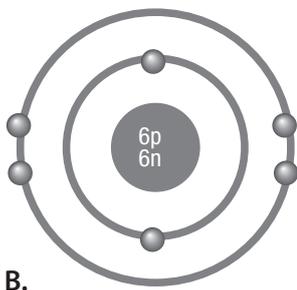
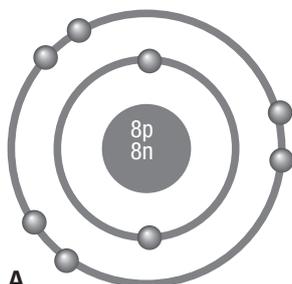
6. Determina la configuración electrónica global externa de los siguientes elementos:

	Elemento	Configuración global externa
a	Be	
b	K	
c	C	
d	Al	
e	Ca	
f	Cl	
g	F	
h	Li	

7. Completa la siguiente tabla, considerando los datos entregados.

Capa de valencia	n	l	m	s
$3p^1$				
	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
$4p^2$				

8. Observa los siguientes diagramas atómicos y completa la tabla con la información solicitada.



Elemento	Configuración global externa	Para la capa de valencia			
		n	l	m	s
A					
B					
C					
D					
E					
F					

9. ¿Cuál de estas especies tiene más **electrones desapareados**?

- a. $_{16}S^+$ b. $_{16}S$ c. $_{16}S^-$

10. ¿Cuál de estos átomos tiene **el electrón diferencial** con mayor energía?

- a. $_{12}Mg$ b. $_{16}S$ c. $_{17}Cl$

11. Identifica en cada uno de los elementos la ubicación en la Tabla periódica. Asume que $s = +\frac{1}{2}$ para el primer electrón presente en un orbital y $-\frac{1}{2}$ para el segundo:

a. Los cuatro números cuánticos del electrón diferencial de un elemento "X" son:

$$n = 4 \quad l = 1 \quad m = 0 \quad s = -\frac{1}{2}$$

b. El electrón diferencial del elemento "Y" tiene estos números cuánticos:

$$n = 3 \quad l = 2 \quad m = +2 \quad s = -\frac{1}{2}$$

c. El electrón diferencial del elemento "Z" tiene estos números cuánticos:

$$n = 2 \quad l = 0 \quad m = 0 \quad s = +\frac{1}{2}$$

12. Para uno de los elementos indica los números cuánticos del electrón diferencial y su ubicación en la Tabla periódica:

- a. $[Ar] 4s^2 3d^7$ b. $[Ne] 3s^2 3p^4$ c. $[Kr] 5s^2$

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 3

Unidad I Tema 1

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

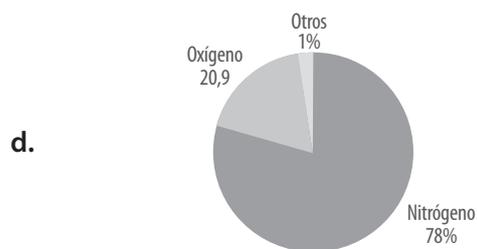
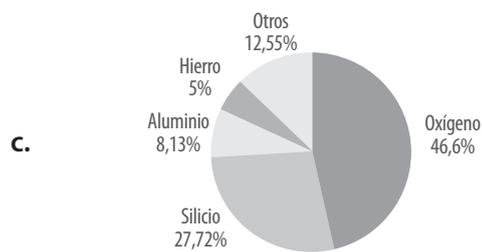
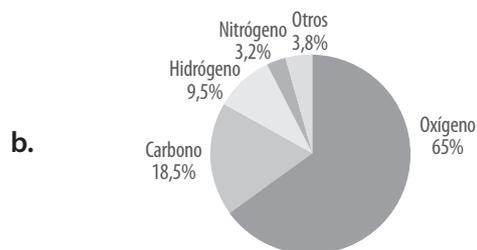
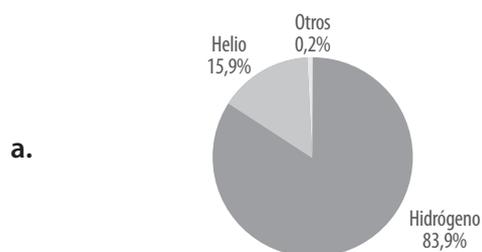
Instrucciones:

Lee atentamente antes de responder. Este instrumento cuenta con un único ítem de selección, compuesto por 28 preguntas. Para cada una de ellas debes seleccionar y marcar con una X la letra de la alternativa que responde correctamente al cuestionamiento planteado.

1. Un modelo atómico planteó erróneamente que “existe un núcleo formado por cargas positivas y una corteza en la que giran las cargas negativas”. El modelo atómico corresponde a _____ y su error fue determinado por _____, respectivamente.
 - a. Thomson – Rutherford.
 - b. Rutherford – Schrödinger.
 - c. Schrödinger – Thomson.
 - d. Rutherford- Bohr.
 - e. Thomson – Bohr.
2. Qué científico determinó que “los átomos de los elementos en estado gaseoso producen, al ser excitados, espectros discontinuos característicos que deben reflejar su estructura electrónica”.
 - a. Thomson.
 - b. Rutherford.
 - c. Bohr.
 - d. Schrödinger.
 - e. Pauli.
3. E. Rutherford, al realizar sus estudios respecto a la estructura atómica, concluyó que:
 - a. Al bombardear los átomos de una lámina delgada con partículas cargadas positivamente, algunas rebotan en un pequeño núcleo situado en el centro del átomo.
 - b. El átomo no es indivisible, ya que al aplicar un fuerte voltaje a los átomos de un elemento en estado gaseoso, estos emiten partículas con carga negativa.
 - c. Al reaccionar dos elementos químicos para formar un compuesto lo hacen siempre en la misma proporción de masas.
 - d. Existe alrededor del núcleo una alta zona de probabilidad de encontrar a los electrones, la que disminuye proporcionalmente al alejarse del centro positivo. En dicha zona, las cargas negativas giran en orbitales concéntricos.
 - e. Los átomos de los elementos en estado gaseoso producen, al ser excitados, espectros discontinuos característicos que deben reflejar su estructura electrónica.
4. El modelo atómico formulado por N. Bohr no es completo porque:
 - a. No explica la presencia de los neutrones.
 - b. No explica cómo los electrones giran alrededor del núcleo.
 - c. Se aplica sólo al átomo de hidrógeno.
 - d. Explica solamente la formación de espectros de luz.
 - e. Muestra únicamente radiaciones iguales en cada una de la transiciones electrónicas.
5. Un catión se forma cuando:
 - a. Un átomo neutro cede protones.
 - b. Un ión cede electrones.
 - c. Un átomo neutro cede electrones.
 - d. Un átomo neutro capta electrones.
 - e. Un átomo capta protones.

6. El número atómico (Z) señala:
- El número de p^+ de un átomo.
 - El número de n de un átomo.
 - El número de e de un átomo.
 - El número de p^+ y n de un átomo.
- Sólo I.
 - Sólo I y II.
 - Sólo I, II y III.
 - Sólo I, III y IV.
 - I, II, III y IV.
7. La diferencia entre un átomo neutro y un ión de un mismo elemento radica en:
- La cantidad de electrones que poseen.
 - La cantidad de protones que poseen.
 - El número de órbitas que poseen.
 - El número de subniveles.
 - El spin del último electrón configurado.
8. Cuántos p , e , n existen respectivamente en: ${}^{40}_{20}\text{Ca}$
- 20, 20, 20.
 - 20, 20, 40.
 - 18, 30, 20.
 - 20, 40, 20.
 - 40, 20, 40.
9. El número de electrones presentes en el ión ${}^{23}_{11}\text{Na}^{1+}$ es:
- 23.
 - 11.
 - 10.
 - 12.
 - 21.
10. Respecto al átomo neutro y al catión de un mismo elemento es correcto afirmar que:
- Presentan distinto número de neutrones.
 - El átomo neutro tiene un Z mayor que el catión.
 - El catión presenta más protones que el átomo neutro.
 - El átomo neutro presenta mayor número de electrones que el catión.
 - Sin conocer el Z y el A del átomo neutro no se puede establecer ninguna deducción.

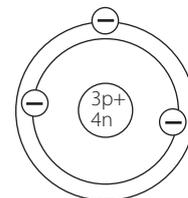
11. El gráfico que representa correctamente la abundancia de elementos químicos en la corteza terrestre es:



- e. Ninguno de los anteriores.

12. De acuerdo a la estructura lateral es correcto afirmar que:

- $Z = 4$
- $A = 7$
- Presenta 4 electrones
- Tiene 3 neutrones
- Tiene 4 protones



- 13.** Respecto a la abundancia de los elementos químicos en el cuerpo humano, es correcto señalar que aquel que se encuentra en mayor proporción es:
- Carbono.
 - Oxígeno.
 - Hidrógeno.
 - Nitrógeno.
 - Silicio.
- 14.** El cloro tiene un número atómico igual a 17, siendo su gas noble más cercano el Ar de $Z = 18$. Sería correcto afirmar respecto al comportamiento de estos elementos, que:
- El Cl perderá 1 electrón para alcanzar la estabilidad del Ar.
 - El Cl ganará 1 electrón para alcanzar la estabilidad del Ar.
 - El Ar perderá 1 electrón para alcanzar la estabilidad del Cl.
 - El Ar ganará 1 electrón para alcanzar la estabilidad del Cl.
 - El Ar perderá 1 electrón y el Cl lo captará, dando origen a un compuesto.
- 15.** La característica primordial de los isótopos es que:
- Poseen la misma cantidad de neutrones.
 - Corresponden a un grupo de elementos de números atómicos idénticos que se diferencian en su masa.
 - Son átomos distintos que tienen la misma cantidad de electrones.
 - Son un conjunto de átomos que tienen distinto número atómico, pero el mismo número másico.
 - Son elementos que ubican en distintos orbitales a sus electrones.
- 16.** ¿Cuál de las siguientes proposiciones explica mejor el principio de Pauli?
- Un orbital atómico acepta como máximo 8 electrones.
 - Un orbital atómico acepta como máximo 18 electrones.
 - No pueden existir 2 átomos con el mismo número de electrones.
 - No pueden existir 2 electrones que tengan sus cuatro números cuánticos iguales.
 - No puede existir un átomo con un nivel electrónico lleno.
- 17.** El principio de Heisenberg indica:
- Los electrones tienen comportamiento dual.
 - La luz es un fenómeno que depende del movimiento de los electrones.
 - No se puede determinar el lugar en el que existe un átomo.
 - No se puede determinar con exactitud la ubicación de un electrón, pero sí se puede establecer una zona de probable movimiento.
 - Es posible determinar con exactitud la ubicación de un electrón.
- 18.** El Principio de Aufbau, señala:
- En una órbita existe un máximo de 2 electrones.
 - No se puede determinar el lugar exacto en el que se ubica un e.
 - Dos e existen en la misma órbita con spin distinto.
 - Los e llenan un nivel de baja energía, para luego ocupar otros de mayor energía.
 - Los e pueden ocupar cualquier nivel de energía.
 - Los electrones tienen comportamiento dual.
- Sólo I, II y III.
 - Sólo I, III, IV y V.
 - Sólo I, III y IV.
 - Sólo I, III, IV y VI.
 - I, II, III, IV, V y VI.
- 19.** Si el número cuántico l es igual a 2, ¿qué valor(es) tiene el número cuántico principal n ?
- 2.
 - 3.
 - 0.
 - 0,1 y 2.
 - 1.
- 20.** El orden creciente de energía de los orbitales es correctamente representado por:
- $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s$.
 - $1p, 2p, 3s, 3p, 4p, 3d$.
 - $1s, 2s, 3p, 3s, 3d, 4s$.
 - $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d$.
 - $1s, 2s, 3s, 4s, 4p, 3p$.

- 21.** El número de electrones que existen hasta $n = 3, l = 1, m = -1, s = \pm \frac{1}{2}$ es:
- 12 e
 - 14 e
 - 25 e
 - 16 e
 - 24 e
- 22.** Los números cuánticos del e de valencia del átomo de Al ($Z = 13$), n, l, m, s , respectivamente, son (Asume $s = +\frac{1}{2}$ para el primer electrón presente en un orbital y $-\frac{1}{2}$ para el segundo):
- $3, 1, -1, +\frac{1}{2}$
 - $2, 1, -1, -\frac{1}{2}$
 - $3, 1, -1, -\frac{1}{2}$
 - $4, 0, 0, +\frac{1}{2}$
 - $3, 0, -1, +\frac{1}{2}$
- 23.** El número cuántico denominado spin señala:
- La órbita en la que circula el electrón.
 - Cómo gira el electrón alrededor del núcleo.
 - Cómo gira el electrón sobre su propio eje.
 - La lejanía que tiene respecto al núcleo.
 - Ninguna de las anteriores.
- 24.** Los elementos que presentan su capa externa completa se denominan:
- Metales
 - No metales
 - Metaloides
 - Anfóteros
 - Gases nobles
- 25.** La configuración electrónica correcta del Mg^{2+} ($Z = 12$) es:
- $1s^2 2s^2 2p^6$
 - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 - $1s^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^4 3s^2 3p^2$
 - $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^1$
- 26.** Los períodos de la Tabla periódica de los elementos corresponden en la configuración electrónica a:
- Nivel
 - Subnivel
 - Órbita
 - Spin
 - Número de electrones de valencia.
- 27.** Si el número de protones, electrones y neutrones de un ión es respectivamente 17, 18 y 18, será correcto afirmar que:
- Es un anión
 - Es un catión
 - Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 - Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
- Sólo I es correcta.
 - Sólo II es correcta.
 - Sólo I y III son correctas.
 - Sólo I y IV son correctas.
 - Sólo II y IV son correctas.
- 28.** Para la configuración $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2$ los valores de n, l, m y s , para el (los) electrón (es) más externo(s) es (son):
- $3, 1, -3, +\frac{1}{2}$
 - $3, 2, -2, -\frac{1}{2}$
 - $3, 0, 0, \pm \frac{1}{2}$
 - $3, 1, 3, +\frac{1}{2}$
 - $2, 1, 1, \pm \frac{1}{2}$

UNIDAD 1: ESTRUCTURA ATÓMICA

TEMA 2

<i>Unidad 1</i>	Estructura atómica.
<i>Tema</i>	Propiedades periódicas
<i>Objetivos Fundamentales de la Unidad</i>	Comprender el comportamiento de los electrones en el átomo en base a principios (nociones) del modelo mecano-cuántico.
<i>Objetivos Transversales de la Unidad</i>	Desarrollo de habilidades de pensamiento. Aceptación y valoración de la diversidad etaria, cultural,
<i>Contenidos Mínimos Obligatorios</i>	Descripción de la configuración electrónica de diversos átomos para explicar sus diferentes ubicaciones en la tabla periódica, su radio

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Contenidos</i>	<i>Páginas del texto</i>	<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>
- Explicar las propiedades periódicas a partir de la ubicación de diversos átomos en la tabla periódica.	Criterios de clasificación.	48 a la 52	<ul style="list-style-type: none"> - Inicie la clase, completando junto a los estudiantes, a modo de plenario, el esquema de la página 48 del Texto para el Estudiante, que corresponde a una evaluación diagnóstica. Si es posible, hágalo empleando medios visuales, al igual que la motivación para presentar la actividad siguiente "Y para comenzar..." de la misma página. Proponga esta última como una "competencia" entre grupos, incitando a los estudiantes a buscar soluciones eficientes a las cuestiones planteadas. - Los mismos grupos de la actividad anterior deberán desarrollar la actividad "Ciencias en acción" de las páginas 49 a la 52. Además, pídale a sus estudiantes que realicen la sección de Metacognición. - Para cerrar la clase, solicite a los estudiantes exponer brevemente el papelógrafo obtenido en la actividad práctica.
- Relacionar el número atómico con los números cuánticos y las propiedades periódicas para ubicar los elementos en la tabla periódica.	Tabla periódica.	53 a la 56	<ul style="list-style-type: none"> - Inicie la clase, solicitando a los estudiantes leer en silencio, individualmente, las páginas 53 a la 54, referidas al trabajo de Dimitri Mendeleiev. Una vez leída por ellos(as), solicíteles comentar sus apreciaciones respecto al trabajo del científico ruso y el modelo actual del sistema periódico. - Solicíteles a los estudiantes desarrollar el desafío científico de la página 56. - Concluya las actividades, demostrándoles a los estudiantes que la capa de valencia de los elementos de un mismo grupo es idéntica y que los elementos de un mismo período presentan los mismos niveles de energía de su capa de valencia. - Pídale a los estudiantes materiales para desarrollar la actividad Ciencia en acción propuesta en la página 57 del Texto para el Estudiante.
- Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica.	Clasificación de elementos químicos.	57 a la 63	<ul style="list-style-type: none"> - Desarrolle la actividad "Ciencias en acción" de las páginas 57 a la 59 de manera demostrativa. Para ello, encontrará sugerencias metodológicas para el desarrollo específico de esta actividad dentro de la guía del docente. - Solicíteles a los estudiantes leer la información presentada en las páginas 60 y 61 y desarrollar el Desafío científico de las páginas 62 y 63.

<i>Tiempo de duración de la Unidad</i>	15 semanas (15 clases) / 30 horas pedagógicas.
<i>Tiempo de duración del Tema</i>	7 semanas (7 clases) / 14 horas pedagógicas.
Relacionar la estructura electrónica de los átomos con su ordenamiento en la Tabla periódica, sus propiedades físicas y socioeconómica, de género, condición física, opinión u otras.	químicas y su capacidad de interacción con otros átomos.
atómico, su energía de ionización, su electroafinidad y su electronegatividad.	

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Organizador gráfico, pág. 48. - Y para comenzar, pág. 48. - Ciencia en acción, pág. 49. - Metacognición, pág. 52. 	<ul style="list-style-type: none"> - Diagnóstica - Formativa - Sumativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Identifican correctamente los conceptos del organizador gráfico. - Relacionan el ordenamiento de la ropa en una cómoda con la manera en la que se organizan los electrones dentro del átomo. - Utilizan criterios de clasificación de los elementos químicos. - Comunican correctamente sus resultados a través de un papelógrafo.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 56. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionan la configuración electrónica de los elementos químicos con su ubicación en la Tabla periódica.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Ciencia en acción, pág. 57. - Desafío científico, págs. 62 a 63. 	<ul style="list-style-type: none"> - Sumativa - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Clasifican correctamente los elementos químicos de acuerdo a sus propiedades metálicas y no metálicas. - Predicen las características metálicas y no metálicas de distintos elementos a partir de su configuración electrónica.

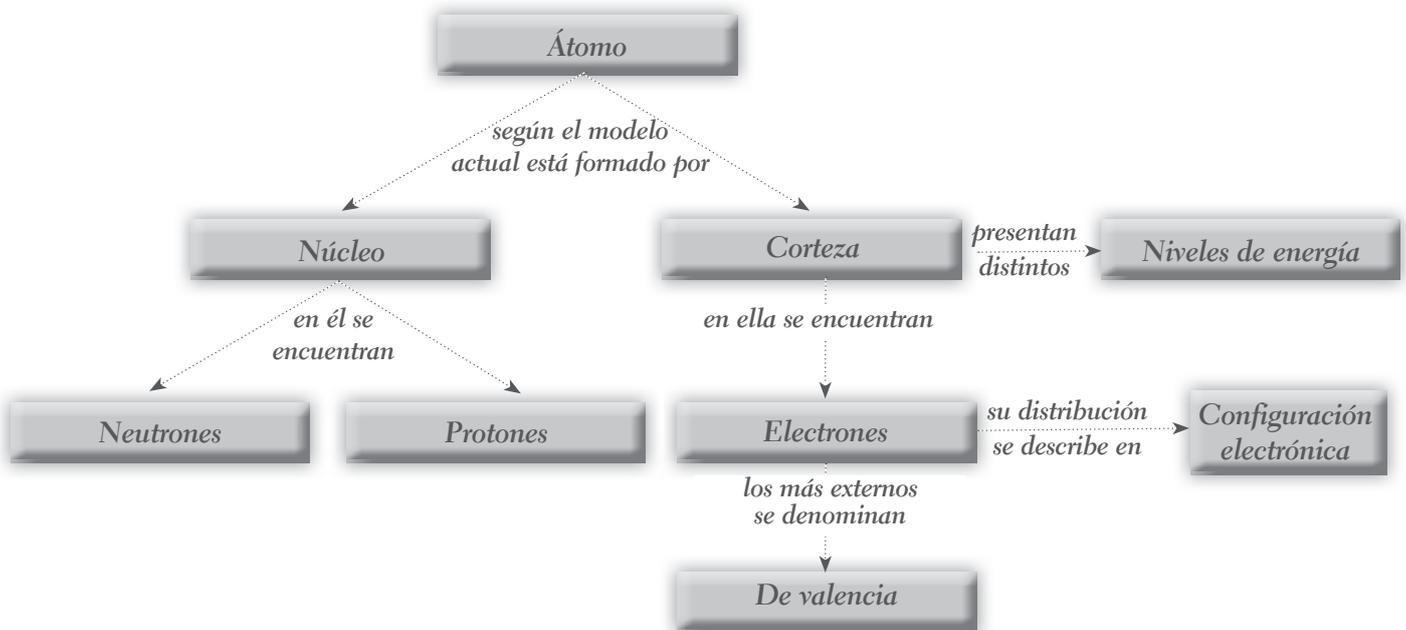
<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Contenidos</i>	<i>Páginas del texto</i>	<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Distinguir las propiedades de radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad y reconocerlas como propiedades periódicas, explicando, además, el origen de la variación periódica. 	Propiedades periódicas.	64 a la 69	<ul style="list-style-type: none"> - Expóngales a los estudiantes la importancia de las propiedades periódicas y sus características fundamentales. - Invítelos a resolver el Desafío científico de la página 66. - Se sugiere utilizar medios audiovisuales para explicar estos temas, especialmente algunas animaciones que puede obtener como videos en www.youtube.cl. - Cierre la clase solicitando a los estudiantes que indiquen qué han aprendido durante la clase y cuál sería la importancia de las propiedades periódicas en el ordenamiento del sistema periódico. - Pídales a los estudiantes los materiales requeridos para desarrollar el Desafío científico propuesto en las páginas 70 y 71.
		70 a la 73	<ul style="list-style-type: none"> - Organice a los estudiantes en equipos de trabajo, para que desarrollen, a modo de taller, el Desafío científico de las páginas 70 y 71 y la Revista científica de la página 73. - Usted puede desarrollar la actividad como una evaluación sumativa. - Oriente a los estudiantes en el trabajo. Todas las sugerencia específicas para la actividad las encontrará en extenso en esta misma guía.
<ul style="list-style-type: none"> - Todos los mencionados con anterioridad. 	Todos los indicados anteriormente.	74 a la 77	<ul style="list-style-type: none"> - Para reforzar los aprendizajes estudiados durante la unidad, solicite a los estudiantes desarrollar las actividades "Revisemos lo aprendido" y "Camino a" de las páginas 74 a la 76. - Con la ayuda de la tabla de especificaciones, usted podrá orientar el trabajo y reforzar los aspectos deficitarios.
<ul style="list-style-type: none"> - Todos los mencionados con anterioridad. 	Todos los indicados anteriormente.	Guía didáctica	<ul style="list-style-type: none"> - Emplee la tabla de especificaciones para elaborar otros instrumentos de evaluación. Sin embargo, en esta guía se proponen los instrumentos de evaluación 4 y 5.

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
90 min	- Desafío científico, pág. 66.	- Formativa.	- Identifican las etapas de la metodología de indagación científica.
90 min	- Desafío científico, págs. 70 a 71. - Metacognición, pág. 71. - Revista científica, pág. 73.	- Formativa. - Sumativa.	- Reúnen información para elaborar un gráfico de las propiedades periódicas y sacan conclusiones.
90 min	- Revisemos lo aprendido del Tema 2, págs. 74 a 75. - Autoevaluación, pág. 75. - Síntesis de la Unidad 1, pág. 76. Camino a, pág. 77.	- Formativa. - Formativa. - Formativa.	- Responden correctamente la sección propuesta para este tema. - Ordenan correctamente algunos elementos químicos en una Tabla periódica muda. - Utilizan los conceptos claves para realizar un mapa conceptual de la unidad. - Aplican lo aprendido.
90 min	- Instrumentos de evaluación 4 y 5, páginas 62 a la 64.	- Sumativa.	- Planteados en detalle en páginas 58 y 67.

SUGERENCIAS METODOLÓGICAS

Página 48 *Actividad diagnóstica*

Para iniciar el estudio de las propiedades periódicas invite a los estudiantes a completar el esquema de la página 48 en su cuaderno.



Los estudiantes responden las preguntas planteadas, según sus aprendizajes logrados en el tema anterior:

En la pizarra dibuje una cómoda con 6 cajones y liste la ropa que deben ordenar. Puede promover que lo discutan en grupos y que, posteriormente, cada grupo presente su esquema. En esta dinámica usted es el científico mencionado en la actividad (pregunta número 2). Reúna las ideas de los estudiantes, elabore una propuesta que contenga todas las condiciones mencionadas y coméntela justificadamente a sus estudiantes.

Luego de terminada esta breve actividad, inicie el trabajo propuesto en *Ciencia en acción* de la página 41. En esta actividad es importante orientar el trabajo de los estudiantes sin dar las

respuestas ni ubicar los elementos correctamente según el número atómico. Su labor como mediador del aprendizaje cobra mayor dimensión cuando los estudiantes desarrollen el análisis por comparación.

Página 49 *Ciencia en acción: ordenando elementos químicos*

Para el éxito de la actividad es imprescindible que los estudiantes NO observen la Tabla periódica.

A partir de los datos entregados en la Tabla, los estudiantes deberán asignar color a los metales (azul), no metales (rosado) y gases nobles (morado), determinar A, Z y capa de valencia, obteniendo las siguientes combinaciones:

Elemento	Número protones	Número neutrones	Tipo	Color	Z	A	Capa de valencia
Magnesio	12	12	Metal	Azul	12	24	$3s^2$
Litio	3	4	Metal	Azul	3	7	$2s^1$
Helio	2	2	Gas noble	Morado	2	4	$1s^2$
Flúor	9	10	No metal	Rosado	9	19	$2s^2 2p^5$
Potasio	19	20	Metal	Azul	19	39	$4s^1$
Fósforo	15	16	No metal	Rosado	15	31	$3s^2 3p^3$
Argón	18	22	Gas noble	Morado	18	40	$3s^2 3p^6$
Estroncio	38	51	Metal	Azul	38	89	$5s^2$
Bromo	35	45	No metal	Rosado	35	80	$4s^2 4p^5$
Neón	10	10	Gas noble	Morado	10	20	$2s^2 2p^6$
Aluminio	13	14	Metal	Azul	13	27	$3s^2 3p^1$
Nitrógeno	7	7	No metal	Rosado	7	14	$2s^2 2p^3$

Los estudiantes podrían ordenar los datos según:

- El número de protones, caso en el que obtendrían igual ordenamiento que si escogieran el Z, el número de protones y el número másico, siempre y cuando consideren el mismo criterio de orden; por ejemplo: decreciente hacia abajo o hacia el lado.
- El tipo de elemento.

Interpretación

Por el conocimiento que los estudiantes ya tienen de la Tabla periódica (por cursos anteriores), pueden establecer que el ordenamiento será por el Z, siendo posible incluso que desarrollen un sistema similar al de Mendeleiev, es decir, dejando los espacios de los elementos no presentes; por ejemplo, que ubiquen el aluminio en el casillero (13) y dejen un espacio libre en la misma fila (período) para ubicar el fósforo en el casillero (15).

Recomendaciones para su análisis y elaboración de conclusiones

Para el análisis del trabajo realizado, los estudiantes deberán observar la comparación de sus criterios de clasificación con la disposición establecida en el sistema periódico. Con esto descubrirán cuál de sus criterios (que actúan como hipótesis) es el correcto.

Usted, como guía y orientador del trabajo realizado, deberá conducir a los estudiantes para que observen que el criterio de ordenamiento es el número atómico, pues el número de protones y, el de electrones (sistema periódico que considera un comportamiento neutro) determina el comportamiento electrónico y las propiedades de los elementos.

Página 53 *Tabla periódica*

Los jóvenes manejan desde séptimo básico la Tabla periódica, razón por la cual les resulta un instrumento o herramienta conocida para obtener información. Procure corregir posibles errores conceptuales como:

- a. Confusión de los términos masa atómica – peso atómico. Recuerde que la definición correcta es masa atómica, y que dado el significado físico de peso, lleva asociado el campo gravitatorio del lugar.
- b. Al trabajar en la primera actividad *Ciencia en acción* (página 49), puede existir una creencia errada de las características físicas de los metales, al estar asociados exclusivamente a sustancias muy duras similares al hierro o al cobre, lo que provocará discusión en el grupo por la clasificación de metales como el litio o el potasio. Guíe a los estudiantes señalándoles que los metales y sus propiedades no obedecen exclusivamente a su apariencia física. El realizar mayores aclaraciones dependerá del grado o nivel de conocimiento del curso. Recuerde que ésta es una actividad de indagación y no de comprobación.
- c. Existe la creencia generalizada de que el sistema periódico actual es una creación de Mendeleiev. Por esta razón, es importante aclarar que sus aportes son la base del actual ordenamiento, pero algunos de sus postulados resultaron erróneos, siendo su versión actualizada, el resultado del aporte de varios científicos.

Página 56 *Desafío científico: configuración electrónica*

Esta actividad permite a los estudiantes establecer relaciones entre las configuraciones electrónicas de elementos de un mismo grupo y periodo. Su rol como docente mediador del aprendizaje es guiar la observación haciendo énfasis en el comportamiento de los niveles de energía y capas de valencia, para que los estudiantes puedan deducir características similares de configuración (como muestra la tabla de la página 54 del Texto para el Estudiante) y, a partir de éstas, puedan desarrollar la actividad *Ciencia en acción* de la página 57.

Página 57 *Ciencia en acción: ¿Cómo clasifican los elementos químicos?*

En la experiencia propuesta, los estudiantes manipularán ácido. Al respecto considere:

- Si es la primera vez que los estudiantes manipularán este tipo de sustancias, explíqueles antes de iniciar la actividad que una salpicadura en sus ropas o en su piel no debe ser lavada con agua, y que por seguridad deberán neutralizar su acción con una base, por ejemplo, un jabón.
 - Al momento de eliminar los residuos debe neutralizar el ácido con una base (puede usar una disolución acuosa de soda cáustica) para evitar daños en cañerías y reducir el impacto de este desecho en el tratamiento posterior del agua.
 - Recuerde que la reacción de ácido nítrico y cobre produce dióxido de nitrógeno, razón por la cual debe indicar a los estudiantes usar los reactivos en pequeñas cantidades y hacer la reacción bajo una campana. Si no cuenta con ella, permítales salir de la sala y ejecutarla al aire libre.
- Las reacciones propuestas le permiten introducir el concepto de reacción exotérmica.

Resultados esperados

Para cada una de las reacciones propuestas se espera que los estudiantes registren, por ejemplo:

- **Reacción HCl y Cu:** después de algunos minutos se produce burbujeo y la solución se tornará de color verde.
- **Reacción del HNO₃ y Cu:** una vez introducido el Cu en el ácido, comienza a subir un gas de color amarillo a café y el líquido comienza a tomar un color verde que deriva en azul.
- **Reacción H₂SO₄ y Cu:** se observará que del tubo emana un gas y la solución adquiere color azul.
- **Combustión del Mg:** el Mg expuesto a la llama libera una luz blanca muy intensa y que al finalizar queda un polvo de color blanco (reacción exotérmica).

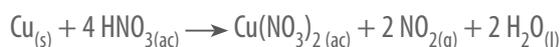
Interpretación

En cada caso se solicita a los estudiantes plantear las ecuaciones químicas que explican el proceso. Considerando que los estudiantes de este nivel no saben elaborar predictivamente una reacción química, no obstante manejan (currículum de 8° básico) nociones de estequiometría como el balance de ecuaciones, es recomendable que usted les proporcione los productos obtenidos y algunas características para que ellos los asocien con sus observaciones. Por ejemplo, respecto a las observaciones anteriormente mencionadas:

- **Reacción HCl y Cu:** usted puede indicar a los estudiantes que se obtienen como productos el cloruro de cobre (II), la sal de color verde y el gas hidrógeno. A partir de esto, los estudiantes podrían deducir y equilibrar la ecuación química e interpretar sus observaciones:



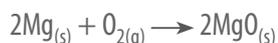
- **Reacción del HNO₃ y Cu:** se produce NO₂, un gas de color amarillo a café, y una sal de cobre Cu(NO₃)₂ que es de color verde que deriva en azul.



- **Reacción H₂SO₄ y Cu:** se observará que del tubo emana un gas (hidrógeno molecular) y la solución adquiere un color azul (CuSO₄).



- **Combustión del Mg:** el Mg expuesto a la llama libera una luz blanca muy intensa (reacción exotérmica), obtenida como producto del óxido de magnesio (MgO), polvo de color blanco (reacción exotérmica):



Recomendaciones para su análisis y elaboración de conclusiones

Gracias a la observación de los metales y no metales, así como de las reacciones químicas y sus representaciones simbólicas, los estudiantes observarán en general que:

- Los metales presentan un lustre brillante, además de ser maleables y dúctiles; en cambio, los no metales no tienen lustre y sus sólidos suelen ser quebradizos (algunos duros y otros blandos).
- Los metales reaccionan con ácidos liberando generalmente hidrógeno molecular y son buenos conductores de calor y al reaccionar con oxígeno forman óxidos.
- Los no metales, en cambio, son malos conductores de calor y no liberan gases en reacción con ácidos.

Al escribir las configuraciones electrónicas (se solicita global externa) de los elementos propuestos, los estudiantes observarán:

Elemento	Configuración
Cobre	[Ar] 4s ² 3d ⁹
Hierro	[Ar] 4s ² 3d ⁶
Cinc	[Ar] 4s ² 3d ¹⁰
Yodo	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
Azufre	[Ne] 3s ² 3p ⁴
Magnesio	[Ne] 3s ²
Estaño	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ²

Al observar comparativamente ambos datos, podrían establecer diferentes criterios y para cada uno de ellos una clasificación.

Por ejemplo:

- **Criterio:** nivel de energía.
- Las configuraciones del cobre, hierro y cinc son similares, pues todas terminan en el nivel 4 (son del mismo periodo).
- El yodo y el estaño pertenecen al periodo 5, pero son de grupos distintos, al igual que el azufre y el magnesio.

Guiados por usted, los estudiantes deberían establecer como criterio de clasificación el comportamiento según la capa de valencia. Por ejemplo, observar que Cu, Fe, Zn, Mg y Sn tienden a ceder electrones, mientras que el yodo y el azufre suelen ganarlos.

Recomendaciones para su modificación

Considerando que puede no contar con los materiales y reactivos indicados, usted podría realizar las siguientes reacciones de forma demostrativa y extrapolar el comportamiento a otras sustancias.

- Característica del comportamiento "metales".
 - Reacción del ácido muriático (en venta en ferreterías) con un trozo de cinc o cobre. Calentar con la llama del mechero el metal manipulado.
- Característica del comportamiento de "no metales".
 - Reacción del ácido muriático con azufre en polvo (en venta en ferreterías). Calentar a la llama del mechero azufre en polvo.

Página 60 Metales, no metales y metaloides

Las propiedades químicas de los elementos dependen de la distribución electrónica en los diferentes niveles; por ello, todos los elementos que tienen igual número de electrones en su

último nivel presentan propiedades químicas similares, correspondiendo el número de período en que se encuentran ubicados, al del último nivel con electrones, mientras que el número de grupo guarda relación con la cantidad de electrones en la última capa.

A partir de su distribución electrónica y del comportamiento de los electrones de su capa de valencia, los elementos metálicos presentan las siguientes propiedades físicas y químicas:

<i>Físicas</i>	<i>Químicas</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Conducen con facilidad el calor y la electricidad. - Presentan brillo metálico. - Generalmente pueden ser laminados (maleabilidad) o estirados formando alambres (ductilidad). - A temperatura ambiente son generalmente sólidos, excepto Hg, Ga, Cs y Fr. - Presentan densidades altas. - Pueden formar aleaciones. - Tienen una alta resistencia a la ruptura (tenaces). 	<ul style="list-style-type: none"> - Su molécula está formada por un átomo. - Sus átomos tienen 1, 2 o 3 electrones que pueden participar en un enlace químico. - Al ionizarse (proceso para producir iones; átomos con carga eléctrica) adquieren carga eléctrica positiva (cationes).

Los no metales, en tanto:

<i>Físicas</i>	<i>Químicas</i>
<ul style="list-style-type: none"> - A temperatura ambiente se pueden encontrar en los tres estados de la materia. - Son malos conductores del calor y la electricidad. - No poseen brillo metálico, a excepción del yodo. - No son maleables ni dúctiles. 	<ul style="list-style-type: none"> - Poseen moléculas formadas por dos o más átomos. - Sus átomos tienen en la última capa 4, 5, 6 y 7 electrones. - Al ionizarse adquieren carga eléctrica negativa (aniones). - Al combinarse con el oxígeno forman óxidos no metálicos o anhídridos.

Finalmente, algunos elementos pueden comportarse según las condiciones a las que estén expuestos como metaloides; es decir, presentar características de metales y de no metales.

Páginas 62 a 63 *Desafío científico: metales y no metales*

Este desafío ha sido planteado como una evaluación formativa que permitirá al estudiante evaluar su nivel de logro respecto de los siguientes aprendizajes:

- Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica sin equivocación.
- Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con su ubicación en la Tabla periódica.

Además, posibilitará desarrollar y practicar las habilidades de inferir, describir y comparar.

Es indispensable que usted supervise, corrija y retroalimente el trabajo de los estudiantes.

Al finalizar la actividad, solicite a algunos estudiantes compartir su reflexión respecto al nivel de logro alcanzado, consultándoles qué aspectos les han resultado más “fáciles” y cuáles más “complejos”, fundamentando su elección.

Entre las orientaciones que conviene entregar a sus estudiantes, una vez que hayan averiguado los conceptos solicitados, están:

- Secuencia isoelectrónica: es aquella que está conformada por iones que al ceder o aceptar electrones obtienen la misma cantidad de electrones; por ejemplo: Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , etcétera.
- Efecto pantalla: se define así al fenómeno producido por los electrones cercanos al núcleo sobre electrones de niveles más externos, en átomos polieléctricos, en que se reduce la atracción electrostática entre los protones del núcleo y los electrones más externos. Este efecto se ve aumentado por la repulsión entre los electrones de un átomo polieléctrico.

Página 70 Desafío científico: propiedades periódicas

Se propone a los estudiantes elaborar gráficos para observar el comportamiento de las propiedades periódicas. Para asegurar la correcta elaboración, el Texto para el Estudiante entrega las siguientes indicaciones:

- El gráfico debe estar dispuesto al centro de la hoja de trabajo.
- Debe presentar en la parte superior un título, en el que se indique el número de gráfico y el nombre del mismo.
- En los ejes debes indicar magnitud y unidades específicas, estas últimas entre paréntesis.
- Los puntos debes unirlos a mano alzada.
- Debes presentar un trabajo limpio y ordenado.

Se sugiere que usted revise estas indicaciones en plenario reforzando el orden, el manejo de los datos y su trabajo en los ejes.

Las habilidades científicas por desarrollar en esta actividad son el análisis de datos, la sistematización de la información y la construcción de gráficos, mediante el desarrollo de las siguientes actividades:

En la primera pregunta se espera que los estudiantes observen los valores de las propiedades indicadas (volumen atómico, radio atómico, radio iónico, potencial de ionización, electroafinidad y electronegatividad) y a partir del análisis (pregunta 2) de los datos, determinen su comportamiento a lo largo de los grupos y periodos.

Así, del grupo 1 pueden observar los valores de las electronegatividades de algunos elementos tales como:

Elementos	Electronegatividades
H	2,1
Na	0,9
K	0,8
Cs	0,79
Fr	0,7

Del período 2, se obtendría:

Elementos	Electronegatividades
Li	1,0
Be	1,5
C	2,5
O	3,5
F	4,0

Al observar los valores, podrán determinar que la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha a lo largo de un período y de abajo hacia arriba a lo largo de un grupo.

En la pregunta 3, los estudiantes deben disponer los elementos (sodio, berilio y magnesio) en orden creciente de su radio atómico. Para ello, el primer paso es que busquen sus valores en el sistema periódico. Los datos serán:

Elementos	Radio atómico (Å)	Nº Atómico
Na	1,86	11
Be	1,12	10
Mg	1,60	12

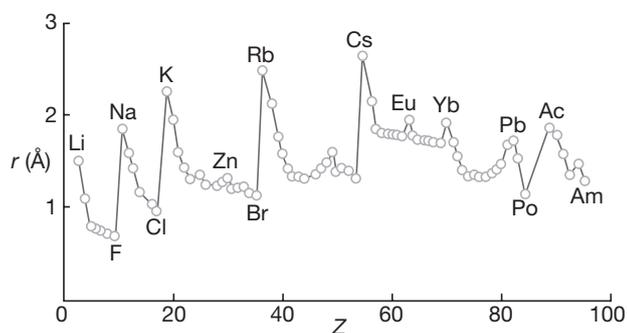
A partir de los valores se puede determinar que el orden es: Be < Mg < Na.

En la pregunta 4, los estudiantes deberán buscar los datos de radio atómico de los elementos de los grupos 1 y 17 y graficarlos con su número atómico (las indicaciones para la elaboración del gráfico están descritas en la página 57 del texto). Para ello, podrían construir una tabla como se muestra a continuación:

Elementos	Radio atómico (Å)	Nº Atómico
H	1	0,32
Li	3	1,52
Na	11	1,86
K	19	2,27
Rb	37	2,48
Cs	55	2,65

Elementos Grupo 17	Número atómico	Radio atómico (Å)
F	9	0,57
Cl	17	0,97
Br	35	1,12
I	53	1,32
At	85	1,43

Teniendo en consideración que el radio atómico representa la distancia que existe entre el núcleo y la capa de valencia, además de los datos recopilados y graficados por los estudiantes, ellos podrían concluir que:



- En un mismo grupo los radios atómicos aumentan de arriba hacia abajo. Es decir, en la medida que aumenta el Z (número atómico) se incrementa el radio.
- En un mismo periodo los radios atómicos disminuyen de izquierda a derecha, es decir, en la medida que aumenta el Z (número atómico). Esto ocurre debido a la atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones de los orbitales externos, disminuyendo así la distancia núcleo-electrón.

En la pregunta N° 5, los estudiantes deben reconocer —entre azufre, ión sulfuro (II) e ión óxido—, cuál es el más grande. Esta deducción la pueden obtener gracias a la sistematización que hagan de la información entregada por el gráfico de radio atómico y la lectura o análisis que de él se haga.

El radio iónico es el radio que tiene un átomo cuando ha perdido o ganado electrones, adquiriendo la estructura electrónica del gas noble más cercano. Por esto se presentan como posibles las siguientes situaciones:

1. Que el elemento gane electrones y estos se coloquen en los orbitales vacíos, transformando el átomo en un anión, razón por la cual se produce un aumento de su tamaño, pues la carga nuclear es constante en ambos casos, mientras que al aumentar el número de electrones en la capa más externa, también crece la repulsión entre los mismos, incrementando de tamaño el orbital correspondiente y, por tanto, también su radio iónico.
2. Que el elemento pierda electrones transformándose en un catión. El valor del radio atómico del elemento es siempre mayor que el del correspondiente catión, ya que éste ha perdido todos los electrones de su capa de valencia y su radio efectivo es ahora el del orbital $n-1$, que es menor.

Entre los iones con igual número de electrones (isoelectrónicos) tiene mayor radio el de menor número atómico, pues la fuerza atractiva del núcleo es menor al ser menor su carga.

Lo anterior debería llevar a los estudiantes a concluir que el ión de mayor tamaño es el S^{2-} , lo que pueden confirmar obteniendo los valores respectivos y comparándolos:

$$\begin{aligned} \text{Radio atómico del Azufre (S)} &= 1,27 \text{ \AA} \\ \text{Radio iónico del ión sulfuro (II) (S}^{2-}\text{)} &= 1,84 \text{ \AA} \\ \text{Radio iónico del ión óxido (O}^{2-}\text{)} &= 1,40 \text{ \AA} \end{aligned}$$

Esta forma de trabajo se aplica también a la recopilación de datos, diseño y elaboración del gráfico relativo al potencial de ionización. Lo importante en el desarrollo de la actividad (considerando el desarrollo de las habilidades) son las orientaciones y herramientas operativas que usted entregue a los estudiantes.

Por ejemplo, para el desarrollo del análisis de datos es fundamental que ellos en primer lugar recolecten y ordenen los elementos (por eso se propone la elaboración de tablas) y luego interpreten sus comportamiento (gráficos).

La sistematización de la información se aplica una vez que los estudiantes extrapolan la información obtenida. Así, por ejemplo, se solicita que a partir de algunos datos informen el comportamiento a lo largo de grupos y de periodos.

Página 73 *Lectura científica: importancia de los oligometales ionizados en los seres vivos*

La lectura propuesta se presenta nuevamente como una instancia de trabajo multidisciplinario, esta vez con un(a) docente del subsector Biología. Su presencia en la sala o su disposición a ser consultado(a) enriquece el trabajo de los estudiantes y les permite valorar la comprensión completa de hechos científicos desde varias perspectivas.

En las preguntas para la reflexión es importante que usted maneje la siguiente información:

- **Minerales:** son sustancias químicas de origen inorgánico que poseen una composición química definida. La presencia de algunos minerales es imprescindible para la actividad de las células, algunos participan en el control del metabolismo celular y en conservar las funciones de los diversos tejidos.
 - Las necesidades de minerales en el cuerpo se pueden dividir en tres grandes grupos: macroelementos (son los que el organismo necesita en mayor cantidad y se miden en gramos), microelementos (se necesitan en menor cantidad y se miden en miligramos) y los oligoelementos o elementos traza (que se precisan en cantidades pequeñísimas del orden de microgramos).
 - En ningún caso pueden ser sintetizados por el organismo, es decir, son nutrientes esenciales.
 - Algunos minerales intervienen en las siguientes funciones:
 - Plástica: calcio, fósforo, flúor y magnesio dan consistencia al esqueleto y al hierro, que es componente de la hemoglobina.
 - Reguladora: por ejemplo, el yodo forma parte de las hormonas tiroideas.
 - Transporte: por ejemplo, el sodio y el potasio facilitan el transporte a través de la membrana celular.
- La vitamina B12 o cobalamina forma parte de la familia de la vitamina B y su molécula se caracteriza por contener un catión cobalto. Ella es almacenada en el hígado y resulta imprescindible para el buen funcionamiento del sistema nervioso y el metabolismo de proteínas, grasas e hidratos de carbono; ayuda a sintetizar la creatina (ácido orgánico nitrogenado indispensable para el aporte energético); favorece el crecimiento y apetito en los niños(as); participa junto al ácido fólico en la formación y regeneración de los glóbulos rojos; mantiene el equilibrio del estado de ánimo; favorece la conversión de algunos aminoácidos en proteínas necesarias para el mantenimiento y regeneración de diversos tejidos; es necesaria para la síntesis de ADN, y colabora en la mantención de la capa de mielina de los nervios. Puede obtenerse gracias a la digestión de alimentos de origen animal y vegetal en menor grado.
 - Vitamina E: se puede encontrar en los aceites vegetales, cereales, alubias de soya, tomates, germen de trigo, espinacas, brúselas y huevos. Entre sus funciones se destacan ser un antioxidante. En conjunto con la vitamina A protege a los pulmones de la contaminación, colabora en la cicatrización de quemaduras, protege de oxidación a otras vitaminas como la C o el complejo B y facilita la acción de la insulina.

Evaluación

Tabla de especificaciones de los aprendizajes esperados, indicadores y actividades asociadas.

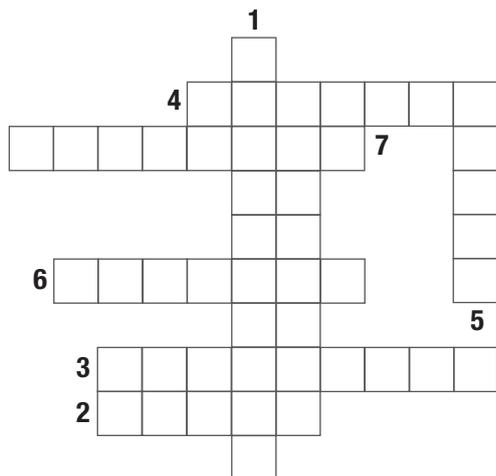
<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>	<i>Actividad Asociada</i>	<i>N° de pregunta</i>
Explicar las propiedades periódicas a partir de la ubicación de diversos átomos en la Tabla periódica.	Identifica los aportes del trabajo de Mendeleiev al sistema periódico actual.	Revisemos lo aprendido, página 74	Ítem I preguntas e y f Ítem VII pregunta 1
	Identifica el número atómico como el factor que ordena los elementos en el sistema periódico.	Desafío científico, páginas 62 y 63 Revisemos lo aprendido, página 74	Preguntas 1 b, 2 y 7
	Identifica las características comunes de distribución electrónica en grupos y periodos.	Desafío científico, página 56 Desafío científico, página 63	Preguntas 1 a la 6 Preguntas 5, 6 y 7
Relacionar el número atómico con los números cuánticos y las propiedades periódicas para ubicar los elementos en la Tabla periódica.	Identifica el número atómico como el factor que ordena los elementos en el sistema periódico.	Desafío científico, páginas 62 y 63	Preguntas 1 b, 2 y 7
	Identifica las características comunes de distribución electrónica en grupos y periodos.	Desafío científico, página 56 Desafío científico, página 63	Preguntas 1 a la 6 Preguntas 5, 6 y 7
	Distingue correctamente grupos de periodos.	Desafío científico, página 56 Desafío científico, página 63	Preguntas 3 y 4 Pregunta 1
Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica.	Establece diferencias entre metales, metaloides y no metales.	Ciencias en acción, página 57 Desafío científico, página 62 Revisemos lo aprendido, página 74	Actividad experimental Preguntas 1, 3 Ítem 1 pregunta b
	Identifica las propiedades de metales, no metales y metaloides.	Ciencias en acción, página 57 Desafío científico, página 63	Actividad experimental Pregunta 4
	Indica las propiedades de un elemento a partir de su configuración electrónica.	Desafío científico, página 62 Revisemos lo aprendido, página 74	Preguntas 1 a la 7 Ítem II, Ítem VII pregunta 2
Distinguir las propiedades de radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electroafinidad y reconocerlas como propiedades periódicas.	Enumera y define las propiedades periódicas y puede localizar en la Tabla periódica información respecto a ellas.	Desafío científico, página 70 Revisemos lo aprendido, página 74	Pregunta 1 Ítem I pregunta c, Ítem III
	Identifica correctamente la variación de las diferentes propiedades periódicas a lo largo de un grupo y la relaciona con los números cuánticos.	Desafío científico, página 70 Revisemos lo aprendido, página 74	Preguntas 2 a la 11 Ítem I pregunta d, Ítems IV, V, VI
	Identifica correctamente la variación de las diferentes propiedades periódicas a lo largo de un periodo y la relaciona con los números cuánticos.	Desafío científico, página 70 Revisemos lo aprendido, página 74	Preguntas 2 a la 11 Ítem I pregunta d, Ítems IV, V, IV

ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

Tema 2: Propiedades periódicas

Actividad Nº 1

Crucigrama



1. Científico ruso que organizó por primera vez los elementos químicos.
2. Científico alemán que trabajó en paralelo a Mendeleiev en la organización de los elementos químicos.
3. Ley que establece las propiedades similares para los elementos de una misma columna.
4. Secuencia horizontal de elementos.
5. Serie de elementos químicos con propiedades similares, ubicados en la misma columna.
6. Elementos que se caracterizan por ser excelentes conductores de calor y electricidad.
7. Efecto producido por los electrones más cercanos al núcleo sobre los más externos a él.

Opción única

1. El enlace covalente se caracteriza por una o más de las siguientes condiciones:
 - I. Uno de los elementos entrega electrones al otro.
 - II. Los elementos comparten electrones.
 - III. La ΔEN es mayor a 1,7.
 - IV. La ΔEN es un valor inferior a 1,7.
 - a. Sólo I
 - b. Sólo II
 - c. Sólo I, III
 - d. Sólo II, IV
 - e. Sólo I, III, IV

2. Dos metales denominados X y Z reaccionan con cloro, formando los compuestos iónicos XCl y ZCl. X y Z como iones tendrán:
 - a. El mismo radio iónico.
 - b. Igual carga eléctrica.
 - c. El mismo número de protones.
 - d. Idéntico potencial de ionización.
 - e. La misma cantidad de electrones.

3. ¿En cuál de los siguientes casos se formaría un enlace iónico?
 - I. C - Cl
 - II. Li - Cl
 - III. F - Cl
 - IV. Na - F
 - a. Sólo I
 - b. Sólo II
 - c. Sólo I y II
 - d. Sólo II y IV
 - e. Sólo II, III y IV

4. Se define como: "La energía necesaria para retirar un electrón más débilmente retenido en un átomo gaseoso desde su estado fundamental" a la propiedad periódica.
 - a. Potencial de ionización.
 - b. Electronegatividad.
 - c. Electroafinidad.
 - d. Electropositividad.
 - e. Radio iónico.

5. La electronegatividad se define como:
 - a. Capacidad que tiene un átomo para ceder electrones.
 - b. Carga que adquiere un átomo neutro al transformarse en ión.
 - c. Tendencia o capacidad para ceder electrones.
 - d. Energía relacionada con la adición de un electrón a un átomo gaseoso para formar un ión negativo.
 - e. Capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de otro átomo en un enlace.

6. El aumento del potencial de ionización en un período se representa como:
 - a. \rightarrow
 - b. \leftarrow
 - c. \downarrow
 - d. \uparrow
 - e. \nearrow

7. "Efecto producido por el aumento de las capas electrónicas que influyen sobre el radio, volumen o tamaño de los átomos". La definición corresponde a:
- Metálico
 - Metaloide
 - Lónico
 - Pantalla
 - Catiónico
8. "El radio _____ se define como la mitad de la distancia entre dos átomos iguales unidos por un enlace simple. La palabra que completa correctamente la frase es:
- Covalente
 - Lónico
 - Atómico
 - Anión
 - Catión
9. De las siguientes propiedades periódicas de los elementos químicos, aumentan en un grupo:
- Radio atómico.
 - Electronegatividad.
 - Volumen atómico.
 - Potencial de ionización.
- Sólo I
 - Sólo I y II
 - Sólo I y III
 - Sólo III y IV
 - Sólo II y IV
10. El potasio presenta menor potencial de ionización que el sodio. Esto significa que:
- El sodio cede con mayor facilidad su electrón.
 - El potasio cede con mayor facilidad su electrón.
 - El potasio acepta con mayor facilidad un electrón.
 - El potasio libera menor cantidad de energía al ceder un electrón.
- Sólo I
 - Sólo II
 - Sólo III
 - Sólo II y IV
 - Sólo I y III
11. De la familia de los alcalino térreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra). ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?
- El átomo de menor volumen es el berilio
 - El átomo más electropositivo es el radio
 - El volumen del calcio es mayor que el del magnesio
- Sólo II
 - Sólo I y II
 - Sólo I y III
 - Sólo II y III
 - I, II y III

12. ¿Cuál de las siguientes propiedades de los gases nobles es falsa como consecuencia de la estabilidad de su estructura atómica?

- Su elevado potencial de ionización.
- No forma compuestos a temperatura y presión ambiente.
- Su estado natural son moléculas monoatómicas.
- La existencia de isótopos pesados en gran porcentaje.
- Presentan bajas temperaturas de fusión y ebullición.

Actividad N°2

1. Ordena los elementos:

I. Rb, Te, I

II. Mg, S, Cl

En orden de:

- Aumento de radio atómico.
- Aumento de la energía de ionización.
- Aumento de la electronegatividad.

2. ¿Cuál de los siguientes átomos

I. Na, P, Cl o K

II. Rb, Sr, Sb, o Cs

presenta:

- El mayor radio atómico
- La mayor energía de ionización
- La mayor electronegatividad

3. Selecciona el átomo o ión de mayor tamaño en los siguientes pares:

a. K y K^+ b. Tl y Tl^{3+} c. O y O^{2-} d. Cu^+ y Cu^{2+}

4. Selecciona el átomo o ión de menor tamaño en los siguientes pares:

a. N y N^{3-} b. Se y Se^{2-} c. Ba y Ba^{2+} d. Co^{2+} y Co^{3+}

5. Ordena las siguientes especies de acuerdo con la disminución del radio:

a. K, Ca, Ca^{2+} , Rb b. S, Te^{2-} , Se, Te

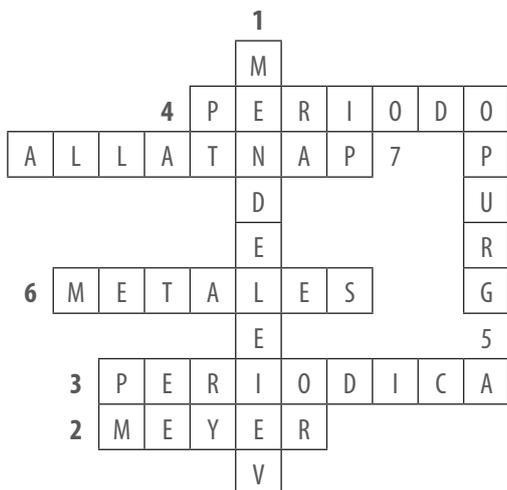
6. Ordena las siguientes especies de acuerdo con el aumento del radio:

a. Co, Co^{2+} , Co^{3+} b. Cl, Cl^- , Br^-

Solucionario

Actividad N° 1

Crucigrama:



Opción única:

1. d
2. b
3. d
4. a
5. e
6. a
7. d
8. a
9. c
10. b
11. e
12. b

Actividad N°2

1. a. Rb-Te-I / Mg-S-Cl
b. Rb-Te-I / Mg-S-Cl
c. Rb-Te-I / Mg-S-Cl
2. a. I. Na
II. Cs
b. I. Na
II. Sb
c. I. Cl
II. Sb
3. c
4. d
5. a. Rb / K / Ca / Ca²⁺
b. Te²⁻ / Te / Se / S
6. a. Co³⁺ / Co²⁺ / Co
b. Cl / Cl⁻ / Br⁻

5. El elemento más electronegativo es:
- W.
 - Y.
 - M.
 - Z.
 - X.
6. El elemento que presenta el radio atómico más pequeño es:
- W.
 - Y.
 - M.
 - Z.
 - X.
7. Respecto al astato (At), que también pertenece al grupo de los halógenos (F, Cl, Br, I, At), cuál de las siguientes afirmaciones es falsa:
- Será el halógeno de mayor tamaño.
 - Formará un anión con una carga.
 - Tendrá el mayor número atómico.
 - Será el más electronegativo.
 - Tendrá igual número de electrones en la última capa.
8. Respecto al francio que pertenece al grupo 1 (constituido por Li, Na, K, Rb, Cs), no presenta una de las siguientes características:
- Tendrá el mayor radio atómico.
 - Formará un catión con una carga.
 - Tiene la mayor energía de ionización.
 - En su último nivel de energía presenta un electrón.
 - Tiene la electronegatividad más baja.
9. La ley periódica establece que:
- Todos los elementos tienen electronegatividades similares.
 - El radio atómico de los no metales es menor que el de los metales.
 - El elemento más electronegativo es el flúor.
 - Existen propiedades que presentan comportamientos similares a lo largo de un mismo periodo o grupo.
 - El radio covalente es siempre menor que el radio atómico.
10. Los elementos de un mismo grupo se caracterizan por presentar:
- La misma electronegatividad.
 - El mismo radio atómico.
 - El mismo número de electrones en el último nivel de energía.
 - El mismo potencial de ionización.
 - Tener la misma cantidad de niveles de energía.
11. Comparando el Pb^{+2} con el Pb^{+4} , se puede afirmar que:
- Pb^{+2} posee mayor número de protones.
 - Pb^{+4} posee menor número de electrones.
 - Pb^{+2} posee mayor volumen.
 - Ambos poseen igual número de protones.
- Sólo I.
 - Sólo I y III.
 - Sólo II y III.
 - Sólo III y IV.
 - Sólo II, III y IV.
12. ¿Cuál(es) de las siguientes afirmaciones sobre el potencial de ionización es(son) correcta(s)?
- Dentro de un periodo el elemento con máximo potencial de ionización es el alcalino que indica el período.
 - En los grupos, a mayor número atómico, mayor potencial de ionización.
 - El potencial de ionización indica el estado de un compuesto (sólido, líquido o gaseoso).
- Sólo I.
 - Sólo II.
 - Sólo III.
 - Sólo I y III.
 - Todas ellas son falsas.
13. El elemento más electronegativo es:
- El francio por estar abajo y a la izquierda del sistema periódico.
 - El cesio por estar abajo y a la izquierda del sistema periódico.
 - El oro por estar dentro de los metales de transición.
 - El flúor por estar más arriba y a la derecha en el sistema periódico.
 - El helio por estar más arriba y a la derecha en el sistema periódico.

DESCRIPCIÓN PARA LA CALIFICACIÓN Y EVALUACIÓN

Unidad I

1. De los contenidos evaluados en cada instrumento.

<i>Instrumentos</i>	<i>CMO Unidad I</i>	<i>Tema</i>
N° 1	Teorías y evidencias experimentales que sustentan el modelo mecano-cuántico de la materia. Caracterización de los constituyentes del átomo. El átomo.	Tema 1
N° 2	Principio de construcción. Configuración electrónica. Electrones de valencia.	
N° 3	Modelo atómico de la materia. Descripción de modelos atómicos. Caracterización de los constituyentes del átomo. El átomo. Su variedad. Abundancia relativa en diferentes medios. Número atómico. Configuración electrónica. Comportamiento químico.	Tema 2
N° 4	Aproximación a la Tabla periódica. Propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad.	
N° 5	Propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad.	

1.1. Recomendaciones técnicas para la elaboración de pruebas e instrumentos de evaluación escritos.

Para formular correctamente este tipo de instrumentos considere:

- a. Formular instrucciones directas, correctas y relacionadas con el objetivo de la prueba. No suponga, por ejemplo, que los estudiantes ya conocen las indicaciones para responder un ítem de selección única. Por esto usted debe formular las instrucciones de cada ítem.
- b. Escoger contenidos en forma graduada de lo más simple a lo más complejo. No escoja preguntas que sean muy difíciles o muy fáciles de responder, ya que las primeras tensionan a los estudiantes, mientras que las segundas los desmotiva y predisponen para un segundo o tercer instrumento.

- c. Formular preguntas en las que se midan en conjunto o por separado distintas habilidades, es decir, no desarrolle instrumentos que sólo apunten a la memorización o sólo al análisis. De hecho, lo correcto es que usted confeccione un instrumento que abarque el aprendizaje superficial, estratégico y profundo, de acuerdo al cual podrá determinar el nivel de exigencia asociado al instrumento, lo que se presenta en la siguiente tabla:

<i>Destrezas</i>	<i>Relación para exigencia mínima (50%)</i>	<i>Relación para exigencia intermedia (60 %) - IDEAL</i>	<i>Relación para exigencia máxima (70%)</i>
Definir – reproducir literalmente – memorizar identificar, reconocer, clasificar ...	60%	30%	10%
Relacionar, diferenciar, distinguir, comprender ...	30%	40%	30%
Interpretar, aplicar, analizar, sintetizar, resolver, comparar, inferir ...	10%	30%	60%

- d. Identificar claramente, antes de la elaboración, cuáles son los aprendizajes esperados que evaluará a través del instrumento.
- e. Observar las sugerencias técnicas que se hacen en el Programa de estudio, elaborado por el Ministerio de Educación.
- f. Es pertinente que usted conteste las siguientes preguntas antes de evaluar:
- ¿Qué voy a evaluar?
 - ¿Qué categorías de conocimiento abarca?
 - ¿Cuáles son las características de los destinatarios?
 - ¿En qué momento voy a aplicar el instrumento?
- g. Debe especificar el formato técnico más apropiado.
- h. Determinar como tabulará los resultados obtenidos, con el fin de que estos le entreguen información relevante.

APRENDIZAJES ESPERADOS E INDICADORES DE EVALUACIÓN

Unidad I

En la página 58 de la guía del docente se entrega a usted una tabla de especificaciones, en la cual para cada aprendizaje esperado se establecen indicadores gracias a los cuales podrá determinar el nivel de logro alcanzado por los estudiantes.

Tema	Aprendizajes esperados	Indicadores	
Tema 1	<ul style="list-style-type: none"> - Identificar información relevante que sustenta el modelo mecanocuántico relacionándola con el comportamiento atómico. - Describir el átomo desde el punto de vista de la mecánica cuántica utilizando evidencias experimentales. 	Explica la relación entre longitud de onda, frecuencia y amplitud.	
		Explica el "efecto fotoeléctrico" empleando fundamentos teóricos.	
		Explica la "radiación del cuerpo oscuro" empleando fundamentos teóricos.	
		Conoce los aspectos fundamentales del modelo atómico de Bohr .	
		Explica los aportes de la teoría de Max Planck a la teoría atómica.	
		Explica la diferencia entre espectro de emisión y de absorción.	
	<ul style="list-style-type: none"> - Describir la cuantización de la energía del átomo utilizando información teórica y evidencias experimentales para relacionarla con el espectro electromagnético. 	Conoce y explica los principios que sustentan el modelo actual del átomo.	
		Explica el espectro electromagnético haciendo referencia a la longitud de onda.	
		Calcula frecuencia y energía de fotones.	
		Explica los aportes de la teoría de Max Planck a la teoría atómica.	
		Explica la diferencia entre espectro de emisión y de absorción.	
		<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar la estructura atómica de la materia a partir de los números cuánticos precediendo su comportamiento en átomos de número atómico menor a 20. - Definir los tres números cuánticos relacionándolos con la estructura atómica para describir los estados permitidos para un electrón. - Formular la configuración electrónica de diversos elementos químicos para relacionarlos con los números cuánticos. 	Identifica los números cuánticos que indican la posible ubicación de un electrón.
Explica la forma de los orbitales atómicos.			
Configura a lo menos los diez primeros elementos de la Tabla periódica y puede determinar los electrones de valencia.			
Conoce y explica el principio de construcción.			
Tema 2	<ul style="list-style-type: none"> - Explicar las propiedades periódicas a partir de la ubicación de diversos átomos en la Tabla periódica. 		Identifican los aportes del trabajo de Mendeleiev al sistema periódico actual.
			Identifica el número atómico como el factor que ordena los elementos en el sistema periódico.
		Identifica las características comunes de distribución electrónica en grupos y periodos.	
	<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar el número atómico con los números cuánticos y las propiedades periódicas para ubicar los elementos en la Tabla periódica. 	Identifica el número atómico como el factor que ordena los elementos en el sistema periódico.	
		Identifica las características comunes de distribución electrónica en grupos y periodos.	
		Distingue correctamente grupos de periodos.	
<ul style="list-style-type: none"> - Predecir las características metálicas y no metálicas de los distintos elementos a partir de su configuración electrónica. 	Establece diferencias entre metales, metaloides y no metales.		
	Identifica las propiedades de metales, no metales y metaloides.		
	Indica las propiedades de un elemento a partir de su configuración electrónica.		
	<ul style="list-style-type: none"> - Distinguir las propiedades de radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electroafinidad y reconocerlas como propiedades periódicas. 	Enumera y define las propiedades periódicas y puede localizar en la Tabla periódica información respecto a ellas.	
Identifica correctamente la variación de las diferentes propiedades periódicas a lo largo de un grupo y lo relaciona con los números cuánticos.			
		Identifica correctamente la variación de las diferentes propiedades periódicas a lo largo de un periodo y la relaciona con los números cuánticos.	

Los indicadores le permiten modelar diversos instrumentos de evaluación para observar el proceso de aprendizaje de los estudiantes, y así obtener datos cuanti o cualitativos, que al compararlos con patrones ideales (indicadores) harán posible evaluar objetiva y sistemáticamente y con un claro sentido científico.

Además, le permitirán crear instrumentos válidos en términos de contenidos, es decir, que usted evalúe lo que quiere y debe evaluar, para cerciorarse respecto al nivel de logro de los estudiantes, y de los aprendizajes esperados y confiables.

En esta primera unidad revisaremos la formulación de las pautas de observación.

Pautas de observación

Corresponden a uno de los instrumentos válidos y confiables más utilizados para el proceso de evaluación formativa. En ella se describen una serie de patrones ideales frente a los cuales el observador puede determinar el nivel de logro del sujeto observado.

Como medio evaluativo, necesariamente debe configurar un instrumento objetivo, sistemático y con sentido científico, que puede ser utilizado para evaluar un grupo, un estudiante o a todos ellos en distintos momentos.

Su diseño implica determinar para el docente:

- ¿Qué y por qué evaluar?
- ¿Qué aspectos evaluar?
- ¿Cómo evaluar?
- ¿Cómo calificar?

Respecto a la cuantificación, le proponemos emplear la siguiente escala:

- 0** No observado.
- 1** El estudiante no logra el indicador estipulado.
- 2** El estudiante logra con dificultad el indicador estipulado.
- 3** El estudiante logra el indicador estipulado.

Esta escala le permitirá trabajar las planillas en un programa computacional como Excel y a partir de diversas aplicaciones matemáticas obtener información cuantitativa que le facilitará el análisis de la información obtenida.

A continuación se presentan dos ejemplos de pautas de observación cerradas, las que pueden ser aplicadas a los grupos o individuos que usted considere pertinente. La primera de ellas está elaborada considerando los indicadores de evaluación entregados a usted en cada unidad en esta misma guía y la segunda, contempla los aspectos básicos del trabajo experimental enunciados en las primeras páginas del Texto para el Estudiante.

Ejemplo 1: pauta de observación. Aprendizaje esperado: "Determinar el número de electrones, protones y neutrones constituyentes del átomo".

PAUTA DE OBSERVACIÓN

Identificación:

Subsector de aprendizaje: Química

Nivel educativo: 1° medio

Actitud predominante del observador (marque con una X) según corresponda.

	Participante activo(a) (El observador participa activamente con los estudiantes en la actividad).
	Pseudoparticipante (El observador actúa como guía y participa sólo en algunas ocasiones).
	Pasivo(a) (El observador no participa en ningún momento de la actividad).

Momento de observación (describa brevemente el momento educativo en el que está aplicando la evaluación):
Desarrollo del Desafío científico, página 31, Texto del estudiante (para que quede igual que en la pág. 68).

Aspectos distintivos del conocimiento, procedimiento o actitud evaluada (en este caso, indicadores de evaluación):

1. Indica el aporte del estudio de ondas al estudio del modelo atómico.
2. Asocia la explicación de fenómenos a la evolución de las leyes físicas y la construcción del modelo mecanocuántico.
3. Explica la teoría de Max Planck correctamente.
4. Define correctamente espectro atómico.
5. Establece diferencias entre el estado basal y el estado excitado de un electrón.
6. Justifica correctamente que los átomos distintos presenten espectros diferentes.

Planilla para observar a cada estudiante:

N° de lista del estudiante	Aspectos evaluados						Total puntaje obtenido por el estudiante
	1	2	3	4	5	6	
1							
2							
3							
4							
5							
6							
7							
8							
9							
10							
11							
12							
13							
14							
15							
16							
17							
18							
19							
20							
21							
22							
23							
Puntaje obtenido por el curso por indicador.							

Recomendaciones para la interpretación de los resultados

- Establecer el puntaje ideal. Considerando que usted evaluará 6 indicadores con un puntaje ideal de 3 puntos por cada uno, se espera que cada estudiante sume un total de 18 puntos como máximo. Asimismo, si trabaja con un curso constituido por 45 estudiantes, se espera que por cada indicador el puntaje máximo alcanzado sea equivalente a 135 puntos.
- Determinar el porcentaje de exigencia del instrumento según los criterios técnicos respecto a los aprendizajes superficiales, estratégicos y profundos. En este caso (Desafío científico página 27) se propone un 50%.
- Establecer estándares según puntajes máximos y porcentaje de exigencia. Así por ejemplo, los estudiantes que obtengan menos de 9 puntos estarán bajo el porcentaje y deberán revisar nuevamente los contenidos asociados al aprendizaje esperado y los indicadores que sumen en total menos de 67 puntos deberán ser nuevamente reforzados por usted.

UNIDAD 2: ENLACE QUÍMICO

<i>Unidad 1</i>	Enlace químico
<i>Tema</i>	Los átomos se unen
<i>Objetivos Fundamentales de la Unidad</i>	Relacionar la estructura electrónica del átomo con su capacidad de interacción con otros átomos. Representar moléculas mediante modelos tridimensionales.
<i>Objetivos Transversales de la Unidad</i>	Desarrollar el interés y la capacidad de conocer la realidad y utilizar el conocimiento y la información.
<i>Contenidos Mínimos Obligatorios</i>	Explicación del comportamiento de los átomos y moléculas al unirse por enlaces iónicos, covalentes y de coordinación para formar compuestos comunes como los producidos en la industria y

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Contenidos</i>	<i>Páginas del texto</i>	<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Relacionar la configuración electrónica con el tipo de enlace que los átomos forman predominantemente. - Valorar la utilidad de la Estructura de Lewis para explicar y predecir su comportamiento químico. - Desarrollar habilidades de investigación, observación y análisis propios de la metodología científica. - Apreciar la química como una herramienta para comprender el entorno natural y valorarlo. 	Configuración electrónica y electrones de valencia.	78 a la 88	<ul style="list-style-type: none"> - El profesor(a) introduce la unidad. Para ello puede emplear la introducción de la misma y compartir en plenario la evaluación diagnóstica propuesta en la página 88. - Comenta con los estudiantes los aprendizajes esperados, invitándolos a que desarrollen las actividades: Y para comenzar... y Ciencia en acción "Combinación de átomos", según las sugerencias indicadas en la Guía Didáctica para el Profesor. - Introduzca el tema del enlace químico, a través de la actividad de indagación y ejemplos cotidianos, como los indicados en el lateral del Texto para el Estudiante, en la sección "Sabías que". - Les puede solicitar a los estudiantes desarrollar, a modo de tarea individual, el Desafío científico de la página 89.
<ul style="list-style-type: none"> - Explicar el comportamiento de los átomos y moléculas al unirse por enlaces iónicos, covalentes y de coordinación para formar compuestos comunes como los producidos en la industria, en la minería y en los seres vivos. - Relacionar el enlace químico y la estructura cristalina de algunos compuestos con algunas propiedades y usos. - Desarrollar habilidades de investigación, observación y análisis propios de la metodología científica. - Apreciar la química como una herramienta para comprender el entorno natural y valorarlo. 	Enlace químico. Tipos de enlace. Compuestos químicos.	89 a la 112	<ul style="list-style-type: none"> - Inicie la clase revisando los resultados obtenidos por los estudiantes en el Desafío científico. - Explíqueles a los estudiantes las características del enlace iónico. Puede emplear los ejemplos propuestos en el texto, conciliando aprendizajes previos relativos a la configuración electrónica y las propiedades periódicas. Utilice el desafío de la página 95. - Pídales a los estudiantes desarrollar el Desafío científico de las páginas 98 y 99. - Aborde los aspectos relativos al enlace covalente, covalente apolar, covalente polar y enlace covalente coordinado. Luego, solicíteles a los estudiantes desarrollar el desafío científico de la página 107. - Explique cada tipo y al cierre establezca las comparaciones entre los tres tipos de enlace covalente apolar, polar y coordinado. Además, pídale a los estudiantes desarrollar el desafío científico de las páginas 109, 111 y 112. - Recuerde asesorar y colaborar con los estudiantes en el desarrollo de las actividades propuestas. Han sido diseñadas considerando que usted está permanentemente guiando el trabajo de los estudiantes. Utilice la metacognición de las páginas 99, 105, 109 y 112 para guiar el trabajo de sus estudiantes. - Para cerrar las sesiones de trabajo, desarrolle un plenario guiado por usted en torno a la selección de algunos temas tratados en los desafíos anteriores, en el cual los estudiantes van exponiendo las respuestas obtenidas a lo largo del trabajo. Esta es una buena ocasión para conversar sobre las fortalezas y debilidades que enfrentan como equipo y evaluar la importancia de la coordinación. - Se sugiere para el plenario el análisis de las preguntas de los siguientes desafíos: - Desafío científico página 98, N° 1; Desafío científico página 107, N° 1, 2 y Desafío científico página 109, N° 1 y 2 y Desafío científico, páginas 111 y 112, N° I y II.

<i>Tiempo de duración de la Unidad</i>	8 semanas (8 clases), 16 horas pedagógicas.
<i>Tiempo de duración del Tema</i>	8 semanas (8 clases), 16 horas pedagógicas.
Recolectar, sintetizar y exponer información en forma oral y escrita acerca de procesos químicos.	Procesar datos con herramientas conceptuales y tecnológicas apropiadas y elaborar interpretaciones de datos en términos de las teorías y conceptos científicos del nivel.
Desarrolla la iniciativa personal, la creatividad, el trabajo en equipo, basados en la confianza mutua y responsable.	Protección por el medio natural como contexto del desarrollo humano.
en la minería, los que son importantes en la composición de los seres vivos.	Interpretación de datos empíricos, distinguiendo entre lecturas literales y lecturas inferenciales, en términos de conceptos y modelos teóricos del nivel.

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Entrada de unidad, págs. 78 y 79. - KPSI, pág. 80. - Y para comenzar, pág. 80. - Ciencias en acción, págs. 81 a 84. - Desafío científico, pág. 89. 	<ul style="list-style-type: none"> - Diagnóstica. - Sumativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Asocian que la formación de compuestos se debe a los enlaces químicos. - Reconocen la utilidad de la estructura de Lewis para explicar y predecir el comportamiento de los electrones. - Establecen la configuración electrónica de los elementos y reconocen los electrones de valencia. - Definen el enlace químico, covalente polar, apolar, dativo, iónico, metálico. - Predicen el tipo de enlace que presenta una molécula.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 95. - Desafío científico, págs. 98 y 99. - Metacognición, pág. 99. - Metacognición, pág. 105. - Desafío científico, pág. 107. - Desafío científico, pág. 109. - Desafío científico, págs. 111 y 112. - Metacognición, pág. 112. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. - Sumativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Diferencian claramente los enlaces simples de los dobles y triples por la cantidad de pares electrónicos comprometidos. - Identifican enlaces covalentes apolares, polares y coordinados según la representación de la estructura de Lewis. - Reconocen los tipos de compuestos que se pueden formar según el tipo de enlace. - Enumeran las propiedades fundamentales de compuestos iónicos y covalentes. - Representan correctamente un átomo neutro o un ión utilizando la estructura de Lewis. - Representan correctamente una molécula utilizando la estructura de Lewis. - Asocian el enlace químico de compuestos comunes producidos en la industria, la minería y en los seres vivos.

Aprendizajes esperados	Contenidos	Páginas del texto	Sugerencias metodológicas para las actividades
<ul style="list-style-type: none"> - Representar correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas en sustancias comunes. - Representar tridimensionalmente la forma de diferentes moléculas, empleando modelos de varillas y pelotitas u otros. - Desarrollar habilidades de investigación, observación y análisis propios de la metodología científica. - Apreciar la química como una herramienta para comprender el entorno natural y valorarlo. 	Estereoquímica	113 a la 119	<ul style="list-style-type: none"> - Explíquelas a los estudiantes el modelo RPEV y los tipos de geometrías moleculares paso a paso. Para ello, puede desarrollar los ejemplos citados en el texto. Puede reforzar aprendizajes anteriores explicando la formación de cada uno de los compuestos desde el comportamiento de la configuración electrónica de sus elementos constituyentes, como asimismo, determinar la diferencia de electronegatividad y el tipo de enlace que los une. Refuerce utilizando el Desafío científico de la página 111. - Integre lo revisado hasta ahora para aplicar el modelo RPEV y determinar la geometría molecular. Para lo anterior, puede emplear una presentación powerpoint, u otro medio visual que le permita a los estudiantes percibir con facilidad la tridimensionalidad de la geometría de las moléculas y la polaridad de las moléculas. - Propóngales a los estudiantes desarrollar ejercicios tipo para verificar que pueden predecir la geometría de las moléculas. - Solicíteles a los estudiantes materiales para desarrollar el Desafío científico de la página 115 en la clase siguiente. - Inicie la actividad explicándoles a los estudiantes la finalidad de la misma y los procedimientos que deben seguir. Se recomienda que los estudiantes desarrollen el Desafío científico de la página 115 y 119 que conviene que usted supervise para evitar posibles errores conceptuales. - Una vez terminada la actividad, permita que los estudiantes expongan sus resultados.
<ul style="list-style-type: none"> - Aplicar los modelos de enlace iónico, covalente y de coordinación a casos simples de interacciones de átomos en la formación de compuestos comunes. 	Interacciones moleculares	120 a la 127	<ul style="list-style-type: none"> - Explíquelas a los estudiantes, los conceptos asociados a las interacciones moleculares; posteriormente, solicíteles desarrollar el Desafío científico de la página 122. - Cierre la clase elaborando un resumen de los aspectos más relevantes de la unidad y su aplicación. Se sugiere la elaboración participativa de un mapa conceptual. Finalmente, desarrolle una lectura guiada de la Revista científica. Esta ha sido elaborada considerando la interdisciplinariedad con el subsector de biología, razón por la cual puede solicitarle al docente de ese subsector que participe en el análisis o en su defecto que este se desarrolle en la clase de biología.
<ul style="list-style-type: none"> - Todos los señalados en las clases anteriores. 	Todos		<ul style="list-style-type: none"> - Esta actividad está programada para que usted trabaje con los estudiantes en los aprendizajes esperados de unidad. - Solicíteles a los estudiantes desarrollar la actividad "Revisemos lo aprendido" y "Camino a" de la página 128 y 131, respectivamente. Observe la tabla de especificaciones de la Guía del docente de la página 84 para determinar cuáles son las deficiencias que tienen los estudiantes y mejorarlas durante el desarrollo de la clase. - Con esta actividad los estudiantes podrán prepararse para la prueba de la unidad.
<ul style="list-style-type: none"> - Todos. 	Todos	Guía didáctica	<ul style="list-style-type: none"> - Para la evaluación, diseñe y elabore un instrumento de evaluación para aplicar a los estudiantes. Para ello, utilice la tabla de especificaciones de la Guía del docente, considerando las preguntas planteadas como preguntas tipo o, en su defecto, emplee los instrumentos propuestos en esta Guía.

Tiempo estimado	Recursos didácticos	Evaluación	Indicadores de evaluación
180 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 111. - Desafío científico, pág. 115. - Desafío científico, pág. 119. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. - Sumativa. - Formativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Aplican correctamente los pasos de RPEV. - Reconocen los electrones desapareados de los apareados. - Pueden dibujar la geometría de la molécula a partir de su estructura de Lewis y del REPV. - Representan mediante modelos tridimensionales la geometría molecular fundamental.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 122. - Desafío científico, págs. 125 y 126. - Revista científica, pág. 127. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Aplican la regla del octeto para determinar la estructura molecular de diversos compuestos, asociando los conceptos de interacciones moleculares. - Relacionan ejemplos cotidianos con sus características físicas y químicas asociadas a las interacciones moleculares.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Revisemos lo aprendido: Tema 1, págs. 128 y 129. - Autoevaluación, pág. 129. - Síntesis de la unidad, pág. 130. - Camino a..., pág. 131. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Todos los anteriores.
90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Instrumento de evaluación N° 6, pág. 89. - Instrumento de evaluación N° 7, pág. 93. 	<ul style="list-style-type: none"> - Sumativa. 	<ul style="list-style-type: none"> - Todos.

SUGERENCIAS METODOLÓGICAS

Páginas 78-79

Utilice la introducción y las imágenes para motivar a sus estudiantes en el estudio del enlace químico. Entre los preconceptos asociados a esta unidad se encuentran:

- **Átomos, elementos, moléculas y compuestos:** los estudiantes pueden confundir los conceptos aun cuando han sido revisados en el 7° Año Básico, razón por la cual se recomienda revisarlos en la medida que aparezcan en el transcurso de la unidad.
 - Átomo: unidad estructural y funcional de la materia. Parte más pequeña de un elemento, capaz de tomar parte en una reacción química.
 - Elemento: sustancia que no se puede descomponer en sustancias más simples. Los átomos de un mismo elemento tienen siempre el mismo número de protones.
 - Molécula: partícula formada por la combinación de átomos en una proporción de números enteros, que es posible encontrarla en la naturaleza. Una molécula de un elemento se denomina homomolécula (los átomos combinados son los mismos; por ejemplo, O_2). En cambio, una molécula de un compuesto se denomina heteromolécula (está formada por dos o más átomos de elementos diferentes; por ejemplo, HCl).
 - Compuesto: combinación química de átomos de diferentes elementos que forman una sustancia y cuya relación de combinación permanece fija y estable.

Página 80 Actividad diagnóstica

Invite a sus estudiantes a resolver la evaluación diagnóstica trabajada como KPSI, primero de forma individual y luego en plenario para chequear los conocimientos previos de los estudiantes.

El KPSI es un cuestionario de autoevaluación del alumnado que permite de una manera rápida y fácil efectuar la evaluación inicial. A través de este instrumento se obtiene información sobre la percepción que el alumnado tiene de su grado de conocimiento en relación con los contenidos que el profesor o profesora propone para su estudio. Por tanto, es conveniente incluir los prerrequisitos de aprendizaje. La puesta en común de los resultados, cuando se les pide que expliquen sus ideas, les permite darse cuenta que su idea inicial no era tan elaborada como pensaban.

Para desarrollar y para comenzar se entregan herramientas visuales (imágenes) para que los estudiantes imaginen la reacción producida entre el ácido clorhídrico y una granalla de

zinc (zinc metálico), además de la ecuación química que representa el proceso.

Comente con el grupo curso la información entregada por la ecuación química (sin dar respuesta a las preguntas planteadas).

Se recomienda que los estudiantes observen y discutan en grupos pequeños. Se espera que a partir del manejo que ellos tengan de la información que entrega la ecuación química, deduzcan que el gas que sale por la boca del tubo de ensayo corresponde al hidrógeno (que en la parte inferior en la ecuación está indicado como gas).

Asimismo, considerando el conocimiento adquirido respecto a la Ley de Conservación de la Materia, que escojan la alternativa C de la pregunta 2, pues es la única que se ajusta a la ley anteriormente mencionada. Si, por el contrario, escogen la alternativa A o B, usted deberá reforzar la idea de conservación de la materia.

La pregunta 3 es una primera aproximación al concepto de enlace químico. Se espera que los estudiantes puedan percibir y explicar que la reacción química se produce gracias al reordenamiento de átomos.

Para el desarrollo de la pregunta 4, los estudiantes deberán aplicar aprendizajes adquiridos en la unidad anterior, considerando los siguientes datos (que obtienen de la Tabla periódica):

Elemento	Configuración Global Externa	Electronegatividad	Predicción
H	$1s^1$	2,1	Por su baja electronegatividad, es factible que ceda su único electrón.
Cl	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	3,16	Por su alta electronegatividad, es probable que reciba electrones, completando su último nivel de energía.
Zn	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$	1,6	Cede electrones.

A partir de los datos entregados, se puede establecer que el HCl se formó cuando el hidrógeno cedió electrones (uno) al Cl (recuerde que aún los estudiantes no manejan el concepto de enlace) y en el caso del ZnCl_2 el Zn (dos electrones) a dos Cl.

Página 81 *Ciencia en acción: combinación de átomos*

El propósito de esta actividad de indagación científica es observar la formación de nuevos compuestos a partir de los reactivos para apreciar la formación de precipitados, cambio de coloración, formación de gas, entre otras características físicas.

- Los estudiantes han adquirido durante el 7° Año Básico en el sector de Ciencias Naturales una noción del concepto de reacción química, especialmente, la reacción de combustión. Por ello pueden aparecer conceptos diversos para la misma. Es importante que (cuando sea pertinente, por ejemplo *Ciencia en acción: Reacción química*, en página 81) usted homogenice el concepto, indicando que en reacción química participan dos o más sustancias iniciales denominadas reactivos que dan origen a una o más sustancias finales denominadas productos, las que son muy distintas a los reactivos. Éstas son representadas simbólicamente mediante una ecuación química cuya expresión general es:



Resultados esperados

Los estudiantes experimentarán con tres reacciones químicas distintas, en las cuales verán:

Reacción del HCl y Zn	Observarán que el líquido burbujea y comienza a salir un humo blanco.
Reacción del CuSO_4 y el Zn	Observarán que la placa metálica comienza a tomar un color rojizo y la solución va a cambiar de color hasta adquirir uno verdoso.
Reacción del AgNO_3 y el HCl	Observarán la formación de una sustancia blanca que se deposita al fondo del tubo.

Interpretación

La primera pregunta del análisis invita a los estudiantes a investigar qué es un “enlace químico”, respuesta que pueden encontrar en la página 86 del Texto para el Estudiante. En el análisis de datos se entrega a los estudiantes las ecuaciones químicas que representan las reacciones estudiadas. Para que puedan interpretarlas, usted puede entregarles datos que asocien sus observaciones a las ecuaciones, por ejemplo:

- El hidrógeno gaseoso puede observarse como un humo de color blanco.
- El cobre sólido es de color rojizo, mientras que la solución de sulfato de zinc es de color verde.
- El cloruro de plata (II) es un precipitado de color blanco.

Recomendaciones para su análisis y elaboración de conclusiones

Para el análisis es recomendable que los estudiantes cuenten con toda la información pertinente; por ejemplo: de la reacción del HCl y el Zn han observado que el líquido burbujea y comienza a salir un humo blanco, saben que la ecuación que representa la reacción es $\text{HCl}_{(ac)} + \text{Zn}_{(s)} \longrightarrow \text{ZnCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$, y que los enlaces presentes en los reactivos son H – Cl y en los productos Zn – Cl y H – H.

Con todo lo anterior podrán establecer conclusiones respecto a la importancia de los enlaces químicos, deduciendo, por ejemplo, que son responsables de las propiedades químicas de una sustancia o compuesto y que la reacción química es un reordenamiento de los átomos participantes.

Página 87 *Símbolos de Lewis*

Lewis propuso que la capacidad de reacción de los elementos dependía fuertemente de la configuración electrónica representada por $ns^x np^y$ y del último nivel de energía ocupado en sus átomos, y creó una representación atómica que permite ver fácilmente sus propiedades, cuyas reglas de representación básicas son las siguientes:

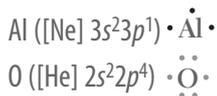
1. El símbolo del átomo representa al núcleo, a todos los electrones internos y a los $(n-1)d$ y $(n-2)f$, cuando los hay.
2. Los electrones ns y np se representan por medio de puntos, círculos, cruces o cualquier otro símbolo que se coloca en derredor del símbolo atómico; los electrones de un mismo átomo deberán tener el mismo símbolo. Es recomendable que los electrones de átomos diferentes tengan símbolos diferentes.

3. Los símbolos de los electrones se colocan en cuatro posiciones diferentes: arriba, abajo, a la izquierda y a la derecha del símbolo atómico. Cuando se tengan hasta cuatro electrones representables, sus símbolos deberán ocupar posiciones diferentes; si hay más de cuatro, se representan por pares.

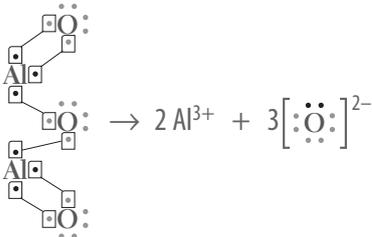
La siguiente tabla resume la representación de algunos grupos de la Tabla periódica:

1	2	13	14	15	16	17
H•	•Be•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•
Li•	•Mg•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•

La regla de los octetos es solo una guía aproximada y útil en la producción de enlaces y estequiometría. Por ejemplo, en la estructura de Lewis del óxido de aluminio, tenemos:



La fórmula del óxido de aluminio corresponde a: Al_2O_3 , donde se puede ver claramente que existen 2 átomos de aluminio y 3 átomos de oxígeno. Realizando la estructura de Lewis:



En una fórmula empírica correcta, la suma de todas las cargas positivas debe igualar la suma de todas las cargas negativas debidas a los aniones. Así, para el ejemplo anterior, la estructura que lo representa es:



La regla del octeto formulada por Lewis dice que: "Un átomo diferente del hidrógeno tiende a formar enlaces hasta que se rodea de ocho electrones de valencia".

Como una observación puede considerarse lo siguiente: que una molécula es estable si cada uno de los átomos puede quedar

rodeado de 8 electrones externos o que cada uno de sus átomos adquiere configuración de gas noble o inerte.

Son pasos básicos para establecer la estructura de Lewis los siguientes:

1. Se escribe la estructura básica. Por ejemplo para el B_2O_3 (Diferencia de electronegatividad igual a 1,5; (2,0 para el B y 3,5 para el Oxígeno).
2. Se realizan las configuraciones electrónicas de las capas externas; por ejemplo:
El boro que es: $2s^2 2p^1$
El oxígeno que es: $2s^2 2p^4$
3. Se cuenta el número total de electrones de valencia; por ejemplo:
2 boro (con 3 electrones cada uno) = 6 electrones de valencia.
3 oxígenos (con 6 electrones cada uno) = 18 electrones de valencia.
TOTAL = 24 electrones de valencia.
4. Se dibujan los puntos de Lewis y se completan los octetos para los átomos de oxígeno.
5. Si no se cumple la regla del octeto para el átomo central, se debe intentar escribir dobles o triples enlaces entre el átomo central y los circunvecinos, haciendo uso de los pares no enlazados de estos últimos.
En ocasiones, la capa de valencia de un átomo de una molécula contiene menos de un octeto, como el boro de la molécula de B_2O_3 . La regla del octeto, por lo tanto, no se cumple. Esto ocurre en moléculas que tienen un número impar de electrones de valencia.
Se encuentran tres tipos de excepciones a la regla del octeto.
 - A. Moléculas con un número impar de electrones. La regla del octeto nunca podrá ser satisfecha para todos los átomos en cualquier molécula que se encuentra en estas condiciones, como es el caso del aluminio de la molécula de B^{203} .
 - B. El octeto expandido. En numerosos compuestos hay más de ocho electrones de valencia alrededor de un átomo, y solo ocurre alrededor de átomos de elementos que se encuentran del tercer periodo de la Tabla periódica en adelante. Además de los orbitales $3s$ y $3p$, los elementos del tercer periodo tienen orbitales $3d$ que pueden ser utilizados para el enlace.
 - C. El octeto incompleto. En algunos compuestos el número de electrones que rodea el átomo central es menor que ocho. Los elementos del grupo IIA y IIIA tienden a formar compuestos en los cuales los átomos están rodeados por menos de 8 electrones.

Página 89 *Desafío científico: Comportamiento electrónico*

I. El desafío propuesto a los estudiantes les permitirá desarrollar las habilidades de predicción, para lo cual se solicita determinen la configuración electrónica de cada elemento enumerado y establezcan la capa de valencia correspondiente, datos a partir de los cuales podrán establecer el número de electrones que cada uno de ellos estaría dispuesto a ceder o ganar para alcanzar la configuración de su gas noble más cercano.

Los estudiantes deberían observar que los elementos numerados en el grupo 1 tiene, la capa de valencia ns^1 , donde el valor de “n” dependerá del periodo en el que se ubique cada elemento, y en todos los casos para alcanzar la configuración del gas noble más cercano les “conviene” perder electrones; para los enumerados en el grupo 17 observarán la capa de valencia $ns^2 np^5$, deduciendo que les “conviene” ganar un electrón.

II, III, IV, V y VI. Se propone la actividad a fin de que los estudiantes puedan establecer relaciones entre los datos entregados y descubrir que a partir del número atómico (Z) pueden determinar la configuración electrónica, de la cual podrán determinar los electrones de valencia y, por consiguiente, los símbolos de Lewis para el elemento, además de predecir su naturaleza metálica o no metálica. El objetivo de este desafío es que los estudiantes internalicen que los datos de cada elemento pueden ser deducidos y no son “invento” de este texto o del propio docente; más aún, que logren visualizar las relaciones que existen entre los datos cuantitativos y cualitativos que se manejan de un elemento.

Página 95 *Desafío científico: Volumen iónico*

Este desafío es una instancia para revisar los aprendizajes de sus estudiantes y reforzar aquellos que aún están débiles. Invítelos a analizar la Tabla periódica que se encuentra en la página 54 del Texto para el Estudiante para obtener la información que requieren para desarrollar el *Desafío científico*. Además, recuérdelos cómo realizar la configuración electrónica, la estructura de Lewis y los electrones de valencia.

Páginas 98 y 99 *Desafío científico: Reacción química*

Se sugiere que sus estudiantes realicen la actividad de forma individual, y usted la utilice a modo de evaluación formativa para establecer estrategias que permitan fortalecer los aprendizajes que aún no han sido logrados.

En este desafío podrá revisar si sus estudiantes han logrado los objetivos de aprendizaje propuestos:

- Escribir correctamente la fórmula de los compuestos iónicos.
- Establecer relaciones entre las propiedades periódicas de los elementos y su comportamiento al formar un enlace químico.
- Identificar instancias de la indagación científica.

Página 99 *Metacognición*

Reflexionar sobre el aprendizaje es una instancia de aprendizaje; para ello, puede utilizar los siguientes indicadores de logro para chequear los aprendizajes de sus estudiantes:

- Pueden identificar que los electrones son transferidos desde el metal al no metal.
- Son capaces de explicar que los radios atómicos disminuyen en los cationes y aumentan en los aniones.
- Pueden declarar que el enlace iónico se forma entre átomos metálicos y no metálicos y que su diferencia de electronegatividad es igual o superior a 1,7.
- Saben que los compuestos iónicos tienen elevados puntos de fusión, se encuentran a temperatura ambiente en estado sólido, conducen la corriente eléctrica si se encuentran disueltos, entre otras características que ellos puedan dar.
- Ordenan los compuestos iónicos según la energía de la red iónica a partir de los datos de la tabla.
- Establecen la fórmula química correcta de los compuestos iónicos, cuidando del número correcto de los átomos presentes.
- Identifican las distintas etapas de la *Indagación científica*, como la focalización, la exploración, la reflexión y la aplicación y los distintos pasos de cada una de las etapas.

Si aún sus estudiantes no consiguen los objetivos de aprendizaje, realice un taller específico para quienes lo necesiten y dé orientaciones generales como revisar nuevamente los temas trabajados haciendo mapas conceptuales y registrando las ideas relevantes de los conceptos estudiados.

Página 105 *Metacognición*

Utilice esta sección para hacer reflexionar a sus estudiantes respecto de su propio proceso de aprendizaje, y aplíquela como una autoevaluación, donde ellos podrán ir chequeando qué acciones realizan para ir mejorando sus aprendizajes. Invítelos a comprometerse con plazos y fechas para realizar el autoestudio.

Página 107 *Desafío científico: Enlace covalente*

Una vez revisados los contenidos sobre el enlace covalente coordinado, invítelos a realizar este desafío como una actividad que permita reforzar y ejercitar los aprendizajes de este tema.

Página 109 *Desafío científico: Enlace químico*

1. Se espera que los estudiantes apliquen información entregada en párrafos anteriores y determinen la diferencia de electronegatividad en el amoníaco (NH_3), y a partir de ese dato, el tipo de enlace.

Usted deberá orientar a los estudiantes para que:

1° Busquen las electronegatividades respectivas.

$$EN_{\text{Hidrógeno}} = 2,1$$

$$EN_{\text{Nitrógeno}} = 3,04$$

2° Determinen la diferencia de electronegatividades

$$\Delta EN = 0,94$$

3° Asocien el valor de la diferencia de EN a un tipo de enlace.

Según datos entregados, es un enlace covalente polar, pues la diferencia de EN es mayor que cero y menor que 1,7.

2 y 3. Según la ubicación de los elementos en la Tabla periódica, se puede predecir el comportamiento de las parejas de elementos químicos. Si éstas se encuentran alejadas, las sustancias que se formarán serán de naturaleza iónica debido a que existe una diferencia de electronegatividad igual o superior a 1,7; en cambio, si las parejas de elementos se encuentran cercanas, sus diferencias de electronegatividad serán inferiores a 1,6, dando lugar a sustancias covalentes.

4 y 5. Para predecir las características físicas y químicas del grafito y del diamante observando las imágenes, debe atenderse a la organización de la estructura. Si ésta es ordenada y compacta, nos indicará que será fuerte y resistente; en cambio, si su estructura se presenta con espacios y en capas, nos indica que será frágil y quebradiza como es el grafito.

6. Se explica a continuación del siguiente punto en esta página.

Página 109 *Metacognición*

Use esta sección para orientar a sus estudiantes respecto del sentido que tiene estudiar ciencias, es decir, para explicar una serie de fenómenos que ocurren en lo cotidiano. Señale que siempre se debe atender a ciertos procedimientos como: describir fenómenos, observar, teorizar, dudar, cuestionarse, suponer, inferir, explorar, desconocer, deducir, contradecir, considerar, comparar, clasificar, interpretar, divulgar, plantear hipótesis,

diseñar experiencias, registrar, decidir, demostrar, contrastar, confrontar, debatir, revisar, reconocer, verificar, concluir, justificar, juzgar, generalizar, elaborar informes, entre otros.

Página 110 *Enlace metálico*

Se entiende por aleación a la unión íntima de dos o más metales (o con metaloides) en mezcla homogénea, generalmente de tipo artificial. Éstas se obtienen por fusión con la finalidad de mejorar las propiedades de los metales desde el punto de vista utilitario, de aspecto físico y/o resistencia mecánica.

La estructura de las aleaciones queda conformada por diferentes microconstituyentes o fases, tales como:

- Aleaciones de componentes puros, donde cada cristal contiene un solo componente. El ejemplo típico lo constituye la aleación plomo estaño, empleada en la soldadura de láminas de cinc, cobre y latón.
- Cristales formados por compuestos químicos donde no es posible distinguir separadamente los componentes originales.
- Aleaciones formadas por una disolución sólida de los componentes puros o por uno de ellos y un compuesto químico de ambos.

Las propiedades de las aleaciones dependen de su composición y del tamaño, forma y distribución de sus fases o microconstituyentes. Entre ellas se pueden mencionar, respecto a los metales puros:

- Mayor dureza y resistencia a la tracción.
- Menor temperatura de fusión por lo menos de uno de sus componentes.
- Menor ductibilidad, tenacidad, conductividad eléctrica y térmica.

Página 111 *Desafío científico: Comportamiento químico*

La actividad ha sido diseñada con el fin de que los estudiantes desarrollen las habilidades científicas: comparar, comprender, aplicar, predecir y analizar, mediante la revisión de todos los contenidos estudiados hasta ese momento.

En la primera actividad (Verdadero o Falso), proponga a los estudiantes responder sin mirar su cuaderno ni el texto de estudio, sólo con los conocimientos adquiridos. Una vez terminada, revise en plenario las respuestas de las afirmaciones 1, 3, 4, 5, 7 y 8 correspondientes a las falsas y las posibles justificaciones que dieron los estudiantes.

La afirmación número 1 les permitirá a los estudiantes aplicar el concepto de electrones de valencia y asociar que estos se ubican en los niveles más lejanos al núcleo atómico y no en los más cercanos.

La afirmación número 3 de la regla del octeto señala que “ceder” electrones es una forma de alcanzar la configuración electrónica del gas noble más cercano, afirmación falsa si se tiene en consideración que también pueden captar electrones, como el cloro y todos los elementos del grupo 17 que captan 1 electrón.

Para los ejercicios propuestos (Ítem II) los estudiantes deberán:

- En el ejercicio 1, predecir los iones que formarán los elementos enumerados. Para ello guíe a los estudiantes invitándoles a revisar la ubicación de cada uno de los elementos en el sistema periódico y predecir el comportamiento, recordando además que la electronegatividad aumenta de abajo hacia arriba a lo largo de un grupo y de izquierda a derecha en un periodo.
- En el ejercicio 2 deberán aplicar sus conocimientos para escribir la notación o símbolos de Lewis para cada uno de los elementos propuestos. Al igual que en los ejercicios anteriores, deberán observar la Tabla periódica reconociendo el grupo en el que se ubican y de allí deducir la capa de valencia y la notación.
- La comprensión es una habilidad que los estudiantes aplicarán al desarrollar los ejercicios 3 y 4, pues para determinar el tipo de enlace que se producirá deberán relacionar variables distintas. Por ejemplo:

Letra b. Hidrógeno y flúor

Configuraciones electrónicas y electronegatividades:

Hidrógeno $1s^1$ 2,1

Flúor $[\text{He}] 2s^2 2p^5$ 4,0

A partir de los datos, los estudiantes deberían deducir que el flúor tiende a captar electrones (1) y el hidrógeno a cederlo y la diferencia de electronegatividades (igual a 1,9) indicaría que se forma un enlace iónico. En este caso, no se cumple el hecho de que si la ΔEN es $>$ de 1,7, es un compuesto iónico, ya que el enlace existente entre el HF es covalente polar.

En el ejercicio 5 desarrollarán la habilidad de comparar las características que hacen que una especie química sea diferente a la otra, como también, en qué se parecen entre ellas. Para mejorar la efectividad y eficiencia de las actividades propuestas en este desafío, se recomienda que indique a los estudiantes desarrollarlas individualmente, sin la ayuda de

ningún texto (cuaderno ni Texto para el Estudiante) y, posteriormente, revisar los resultados en plenario, durante el cual usted puede desarrollar ejercicios clave a modo de ejemplo y dar a conocer los resultados de cada uno de ellos.

Página 112 *Metacognición*

Esta sección le permitirá chequear el proceso de aprendizaje de sus estudiantes; para ello, atienda a los indicadores de evaluación o aspectos por evaluar y el nivel alcanzado por sus estudiantes según la simbología: Logrado, Medianamente logrado o Por lograr. Por otra parte, guíe a sus estudiantes para que tengan conciencia del éxito de sus aprendizajes o de aquellos aspectos que se deben mejorar para relacionarlos con los contenidos trabajados y reforzar aspectos aún no logrados.

Página 113 *Estereoquímica-geometría molecular*

• **Estereoquímica.**

Se optó en el Texto por el modelo de “repulsión de pares de electrones de valencia (RPEV)” para facilitar la predicción de la geometría molecular, el que considera el esquema general $A X_n E_m$, donde:

A Átomo central.

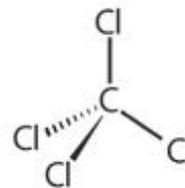
X Ligandos unidos a A.

n Número de ligandos unidos a A.

E Pares de electrones libres en el átomo central.

m Número de pares de electrones libres.

Es complejo para el docente lograr que los estudiantes observen en tres dimensiones moléculas que se dibujarán en el plano. Por ello es recomendable emplear, si el medio o recurso con el que usted cuenta es el pizarrón, el uso de guiones o símbolos que indiquen la ubicación en el espacio; por ejemplo:



• **Geometría molecular**

La actividad que se presenta como una actividad teórico-práctica de evaluación se desarrolla con el objeto de predecir y modelar moléculas en tres dimensiones. Es una ocasión valiosa para que el docente corrija las apreciaciones que los estudiantes pudieron tener al observar en el plano la geometría molecular.

Se puede, además, y complementariamente, solicitar a los estudiantes que los enlaces representados por fósforos sean coherentes a las distancias que a nivel microscópico pudiesen presentar. Por ejemplo, en la molécula de cloruro de berilio (BeCl_2) ambos enlaces ($\text{Be} - \text{Cl}$) deben tener la misma distancia, no así los que presenta la molécula de hidróxido de potasio ($\text{K}-\text{O}$ y $\text{O} - \text{H}$).

Se recomienda complementar sus conocimientos con la información expuesta en la página <http://www.unalmed.edu.co/~cgpaucar/RPENV.pdf>

Página 115 Estructura de resonancia

Algunas moléculas, especialmente las orgánicas, se pueden representar mediante dos o más estructuras de Lewis, que difieren entre sí únicamente en la distribución de los electrones, y que se denominan estructuras resonantes. En estos casos, la molécula tendrá características de ambas estructuras, por lo que se dice que la molécula es un híbrido de resonancia de las estructuras resonantes. El método de la resonancia permite saber, de forma cualitativa, la estabilización que puede conseguir una molécula por deslocalización electrónica. Cuanto mayor sea el número de estructuras resonantes mediante las que se pueda describir una especie química, mayor será su estabilidad.

Página 115 Desafío científico: Fórmulas químicas

Invite a sus estudiantes a sintetizar lo aprendido a través de completar la tabla con los aspectos faltantes. Para ello, deben desarrollar la estructura de Lewis e identificar los átomos centrales y los electrones compartidos y no compartidos.

Página 115 Desafío científico: Estructura tridimensional

Actividad teórico-práctica en la que los estudiantes podrán investigar y elaborar modelos. Se les solicita a los estudiantes investigar respecto a la resonancia y los híbridos de resonancia (conceptos revisados en esta guía en páginas anteriores). Posteriormente, desarrollar la estructura de Lewis, determinar el tipo de enlace y la geometría molecular de los compuestos enumerados. Para ello, recuerde a los estudiantes:

1. Determinar los elementos constituyentes de cada compuesto.
2. Establecer la configuración electrónica o, en su defecto, reconocer el grupo al que pertenecen para determinar los electrones de valencia.
3. Establecer la estructura de Lewis y el tipo de geometría según las instrucciones del modelo RPEV (página 83 a la 85 del Texto para el Estudiante).

4. Determinar la electronegatividad de cada elemento y la diferencia de electronegatividades para determinar el tipo de enlace.

Por ejemplo:

Letra a) HCl

H $1s^1$ $EN = 2,1$

Cl $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ $EN = 3,0$

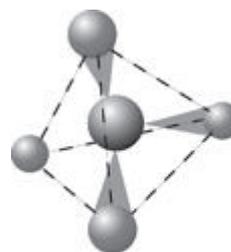
Estructura de Lewis es: $\text{H} \cdot \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$ y su geometría molecular es lineal.

En las actividades 3 y 4, aplicarán los conceptos revisados al observar las imágenes que muestran la unión de los átomos en el espacio tridimensional y las nubes electrónicas que estos generan debido a las interacciones atómicas.

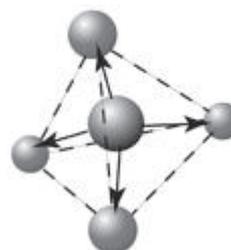
Página 122 Desafío científico: Moléculas polar y apolar

Desafío mediante el cual el estudiante pondrá en práctica las habilidades científicas de aplicar, comprender y predecir, con la finalidad de determinar la polaridad de las mismas moléculas que en la actividad anterior establecieron la geometría molecular. Para ello, usted debe guiar el trabajo de los estudiantes considerando que:

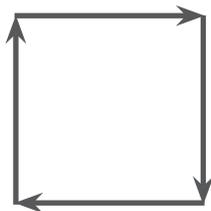
- 1° Observen la geometría molecular del compuesto por ejemplo, el CCl_4



- 2° Determinar la electronegatividad de los elementos participantes para establecer hacia dónde se desplazarán los electrones. Por ejemplo, la electronegatividad del carbono (C) es 2,5 y la del cloro (Cl) 3,16. De estos valores se deduce que los electrones del carbono serán atraídos por cada uno de los cloros, desplazamiento que se puede expresar con los vectores de la siguiente forma:



3° Aplicando la suma de vectores que tendrán (en el plano), se obtendrá un momento dipolar cero (el vector resultante es igual a cero).



Página 122 *Metacognición*

Siempre es necesario reforzar y retroalimentar las habilidades de los estudiantes. Así, la metacognición es un factor fundamental en el aprendizaje y la enseñanza. Es importante plantear la evaluación como una recapitulación de los aprendizajes y una situación para aplicar destrezas de autorregulación metacognitiva, ya que éstas en un futuro pueden resultar útiles en diversos contextos.

Página 125 *Desafío científico: Enlace y energía*

Se sugiere que este desafío sea trabajado de forma individual para determinar el nivel de logro de los objetivos de aprendizaje de sus estudiantes para ello, se espera que sean capaces de:

- Clasificar los enlaces químicos.
- Determinar la estructura molecular de diversos compuestos.
- Establecer la polaridad de la molécula de un compuesto químico.
- Explicar las interacciones moleculares que pueden ocurrir entre compuestos químicos.

Debe atender en los siguientes aspectos para determinar el nivel de logro de sus estudiantes:

- Aplican correctamente la regla del octeto y dueto según corresponda.
- Obtienen correctamente los datos de energía de red para ordenar los grupos de compuestos según el orden creciente de la energía.
- Utilizan el procedimiento correcto para determinar la polaridad de las moléculas.
- Representan correctamente las estructuras de Lewis de compuestos y moléculas.
- Diferencian los compuestos de las moléculas a partir de los enlaces que forman.

Página 126 *Metacognición*

Antes de finalizar la unidad, conviene revisar las dificultades presentadas en el proceso de aprendizaje y, por lo tanto, utilizar esta sección de metacognición para que sus estudiantes fortalezcan o desarrollen algunas estrategias de estudio.

Página 127 *Revista científica: La sangre: un fluido vital que forma enlaces químicos.*

Incentive en sus estudiantes el placer por la lectura, señalándoles que esto les permitirá desarrollar un pensamiento reflexivo, crítico y creativo. Además de nutrir de sensaciones, reconocer valores, imaginar paisajes y personajes... y todo ello, de modo más o menos consciente, lo incorporamos nosotros mismos. Y ahí queda, formando ese pozo fértil que crecerá con nuevas lecturas y germinará cualquier día. Al mismo tiempo, se aprenden nuevos conceptos, se amplían y asientan nuevos aprendizajes.

También puede indicar algunos beneficios que aporta el dedicar parte de su tiempo a leer; entre ellos están:

- Mejora la capacidad de lectura y escritura.
- Estimula la creatividad.
- Promueve la concentración si es una lectura individual y participación social si es colectiva.
- Estimula la capacidad autónoma de trabajo y al mismo tiempo ayuda a adquirir técnicas de documentación, investigación, acceso a la información, entre otras.
- Progresa en la comprensión lectora al utilizar estrategias como: hacerse preguntas sobre la lectura, hacer predicciones sobre el texto, categorizar la información, etc.

Se incluye este tema por su real importancia con la salud de las personas. Así, este fluido es un gran indicador del funcionamiento del organismo. El análisis químico de la sangre mide los niveles de muchas sustancias químicas liberadas por diversos tejidos en el cuerpo. Las cantidades de estos químicos en la sangre pueden reflejar anomalías en los tejidos que las secretan.

Además, dentro del fluido se llevan a cabo una serie de reacciones químicas y se transportan muchas sustancias hacia todos los órganos del cuerpo.

En esta lectura se estudia particularmente el comportamiento de la hemoglobina y su afinidad con el oxígeno y el dióxido de carbono. Sus estudiantes podrán comprender este tema al realizar la lectura comprensiva y desarrollar las preguntas de la reflexión.

Indique, además, que Max Planck con sus trabajos permitió que otros científicos, como Einstein, formularan su teoría. Haga ver que el trabajo colaborativo beneficia a todos y así ellos algún día podrán mostrar sus aportes a la sociedad si son persistentes en lograr conocimientos que permitan explicar fenómenos que aún no han sido aclarados.

Invite a sus estudiantes a resolver las actividades propuestas de la *Revista Científica* en la sección "Para reflexionar".

Evaluación

Tabla de especificaciones de los aprendizajes esperados, indicadores y actividades asociadas.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>	<i>Actividad Asociada</i>	<i>N° de pregunta</i>
- Relacionar la configuración electrónica con el tipo de enlace que los átomos forman predominantemente.	Establecer la configuración electrónica de los elementos y reconocer en ella los electrones de valencia.	Desafío científico, página 89. Desafío científico, página 94. Desafío científico, página 111. Revisemos lo aprendido, página 128.	I. y II. 2. V o F: 1 a 3. Ítem I. 9; Ítem III. 1.
- Valorar el enlace químico como la entidad fundamental que permite explicar y relacionar la estructura con las propiedades de las diferentes sustancias y materiales.	Definir enlace químico, covalente polar, apolar, iónico, metálico, dativo.	Desafío científico, página 111. Revisemos lo aprendido, página 128. Camino a . . . , página 135.	V o F: 5, 6 y 8; Ítem II. 3 a 5. Ítem I. 2, 3, 5, 6, 13, 14, 15; Ítem II. 1 a 4; Ítem III. 4, 5, 7, 1 y 5.
	Puede predecir el tipo de enlace que presenta una molécula.	Desafío científico, página 98. Desafío científico, página 109. Desafío científico, página 111. Desafío científico, página 119. Revisemos lo aprendido, página 128. Camino a . . . , página 131.	Ejercicios 1 a 3. 1 a 3. Ítem II. 3 y 4. 2 y 3. Ítem III. 7. 1 y 5.
	Diferencia claramente los enlaces simples de los dobles y triples por la cantidad de pares electrónicos comprometidos.	Desafío científico, página 111. Desafío científico, página 119. Revisemos lo aprendido, página 128.	V o F: 7. 2 y 3. Ítem I. 2 y 13; Ítem II. 4.
- Comprender que los átomos forman compuestos iónicos o covalentes.	Reconoce un tipo de compuesto de otro.	Desafío científico, página 94. Desafío científico, página 109. Desafío científico, página 111. Revisemos lo aprendido, página 128. Camino a . . . , página 131.	3 y 4. 2. V o F: 5, 8, 10. Ítem III. 5. 6.
	Enumera las propiedades fundamentales de compuestos iónicos y covalentes.	Desafío científico, página 111. Revisemos lo aprendido página 128. Camino a . . . , página 131.	V o F: 4; II. 5. Ítem II. 1. 7.
- Representar correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas.	Representa correctamente un átomo neutro o un ión utilizando la estructura de Lewis.	Desafío científico, página 89. Desafío científico, página 107. Desafío científico, página 111. Desafío científico, página 115. Desafío científico, página 119. Desafío científico, página 125.	III. 4. V o F: 2; Ítem II. 2. 1. 1. 1, 3 y 4.
	Representa correctamente una molécula utilizando la estructura de Lewis.	Desafío científico, página 89. Desafío científico, página 115. Desafío científico, página 119. Desafío científico, página 125. Revisemos lo aprendido, página 128.	III. 1. 1. 3 y 4. Ítem II. 4.
- Representar la forma de diferentes moléculas empleando modelos. - Predecir la geometría de una molécula covalente. Predecir y comprender el comportamiento molecular.	Aplica correctamente los pasos de RPEV.	Desafío científico, página 119.	1 a 6.
	Reconoce los electrones desapareados de los apareados.	Desafío científico, página 89. Desafío científico, página 115. Revisemos lo aprendido, página 128.	I. y II. 1. Ítem III. 1.
	Puede dibujar la geometría de la molécula, a partir de la estructura de Lewis y del REPV.	Desafío científico, página 119.	1, 2, y 3.
	Representa mediante maquetas las geometrías moleculares fundamentales.	Desafío científico, página 119.	1 y 3.

ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

Actividad N°1

Opción única

1. El enlace iónico se forma entre elementos que tienen:

- a. Una gran diferencia de electronegatividad.
- b. Una electronegatividad idéntica.
- c. Electropositividad mayor a 1,7.
- d. Diferencia del potencial de ionización igual a cero.
- e. Electronegatividad mayor a 1,7.

2. Observando la ubicación de cada elemento en la Tabla periódica, ¿en cuál de las siguientes especies puede existir una unión iónica?

- a. F_2
- b. ClF
- c. OF_2
- d. NF_3
- e. LiF

3. Si el nitrógeno ($Z = 7$) se une al oxígeno ($Z = 8$), el número total de electrones enlazados y no enlazados en el compuesto NO es:

- a. 10
- b. 11
- c. 12
- d. 15
- e. 16

4. Las sustancias moleculares se caracterizan por:

- I. Tener puntos de fusión y ebullición bajos.
- II. Ser buenos conductores de electricidad.
- III. Tener polaridad (μ) igual a cero y distinta de cero.

- a. Sólo I
- b. Sólo II
- c. Sólo I y II
- d. Sólo I y III
- e. Sólo II y III

5. Para el átomo de azufre, la notación de Lewis, correcta es:

- a. $\overline{S}:$
- b. $\overline{S}I$
- c. $:\ddot{S}I$
- d. $:\overline{S}:$
- e. $:\ddot{S}:$

6. El compuesto cloruro de magnesio ($MgCl_2$) ($Mg Z = 12$, $Cl Z = 17$) presenta una geometría:

- a. Trigonal plana.
- b. Piramidal.
- c. Angular.
- d. Tetraédrica.
- e. Lineal.

7. El BF_3 presenta:

- I. Geometría trigonal plana.
 - II. Geometría trigonal piramidal.
 - III. $\mu \neq 0$
 - IV. $\mu = 0$
- a. Solo I
 - b. Solo IV
 - c. Solo I y IV
 - d. Solo II y IV
 - e. Solo II y III

Verdadero o Falso

1. ____ En el enlace iónico, la diferencia de electronegatividad es mayor que en el enlace covalente.
2. ____ En enlace iónico se forman siempre un anión y un catión.
3. ____ Una de las propiedades fundamentales de los compuestos iónicos es que se disuelven en solventes polares y apolares.
4. ____ Los enlaces covalentes pueden ser simples, dobles o triples.
5. ____ En una sustancia apolar no hay polos.
6. ____ Un dipolo es aquel que presenta sólo un extremo cargado positivamente.
7. ____ Un dipolo presenta enlace covalente apolar entre sus elementos constituyentes.
8. ____ La geometría de una molécula está determinada tanto por los pares de electrones que se enlazan como por aquellos que no lo hacen.
9. ____ Las sustancias covalentes pueden ser moleculares y reticulares.
10. ____ La fuerza de Van der Waals se produce o hace efectiva entre sus sustancias polares.
11. ____ La electronegatividad es la única propiedad periódica que incide en la formación de enlaces.
12. ____ De acuerdo con el concepto de radio iónico, el tamaño de un anión es siempre mayor al de un catión para un mismo elemento.
13. ____ La atracción ion-dipolo corresponde a la interacción entre una molécula con dos polos y un catión o un anión.
14. ____ En las moléculas diatómicas y homoatómicas la diferencia de electronegatividad siempre será igual a cero.
15. ____ Según el modelo de repulsión de pares de electrones de valencia, en la geometría tetraédrica piramidal existe un par de electrones libres en torno al átomo central.

Actividad N° 3

Resuelve los siguientes problemas.

- Una de las formas alotrópicas del fósforo es el llamado fósforo blanco (P_4), en esta molécula, los 4 átomos forman un tetraedro, donde cada átomo de P está ubicado en un vértice y unido a otros 3 átomos de P por enlaces covalentes, equivalentes. Dibuja la estructura de Lewis para la molécula de P_4 e indica el ángulo esperable formado por tres átomos al interior de la molécula.
- La estructura del ión SO_4^{2-} es tetraédrica, con el átomo de azufre en el centro y los de oxígeno en los vértices, siendo todos los enlaces S – O equivalentes. Indica todas las estructuras resonantes posibles.
- Indica cuál es la estructura electrónica de NO y CN, deduciendo de ellas su carácter polar.
- El oxígeno y el azufre pertenecen al mismo grupo de la Tabla periódica, pero el ángulo de enlace en la molécula de agua y el ácido sulfhídrico (H_2S) son respectivamente $104,5^\circ$ y 92° . Determina y explica a qué se debe esta diferencia.
- Pronostica el tipo de polaridad en las siguiente moléculas:
 - CCl_4
 - BF_3
- Para las moléculas que se enumeran a continuación, determina: Tipo de enlaces, estructura de Lewis, geometría molecular, polaridad y valor del ángulo de enlace entre los átomos centrales y los laterales.
 - F_2O
 - BF_3
 - NF_3
- Demuestra utilizando diagramas de Lewis, que las moléculas siguientes están rodeadas por:
 - Cinco pares de electrones: – PCl_5 / $SbCl_5$ / SF_4 / SeF_4 / ClF_3 / BrF_3 / IF_3
 - Seis pares de electrones: – SF_6 / SeF_6 / TeF_6 / BrF_5 / IF_5

Actividad N° 4

1. Cuáles de las siguientes especies son dipolos:

- SCO
- IBr_2^-
- NO_3^{2-}
- SO_2
- $BeCl_2$
- $SeCl_4$
- PCl_5
- NH_4^+
- O_3
- ClO_2^-
- CO_3^{2-}
- IF_3

2. Responde las preguntas planteadas a partir de la información entregada por las casillas numeradas:

1	Fe	2	O_2	3	N_2
4	H_2	5	CO_2	6	FeO_2
7	Au	8	NH_3	9	$NaNO_3$

- ¿Dónde se encuentra el compuesto formado naturalmente al exponer el Hierro al aire?
- Predice el compuesto formado por las casillas 1 y 2.
- ¿En qué casillas se encuentran unidos los átomos por enlace simple, doble y triple?

Solucionario

Actividad N°1

Opción única

1. a
2. e
3. b
4. a
5. e
6. e
7. c

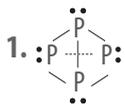
Verdadero o Falso:

1. V
2. V
3. F
4. V
5. V
6. F
7. F
8. V
9. F
10. V
11. F
12. V
13. V
14. F
15. F

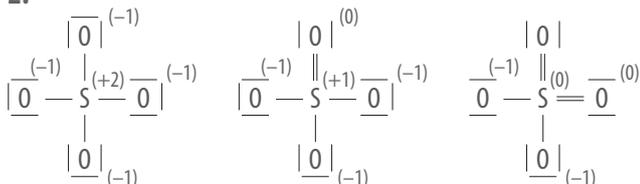
Actividad N°2

1. a. $F_2 / CH_4 / Cl_2O$
- b. $CH_4 / H_2SO_4 / NH_4^+$
- c. $Cl_2O / CH_4 / F_2$
- d. $CH_4 / H_2SO_4 / NH_4^+ / CO_3^{2-}$

Actividad N°3



2.



3. NO



CN

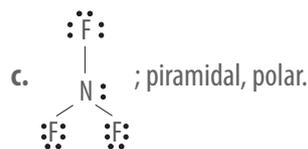


4. El oxígeno es un elemento más electronegativo que el azufre y ambos elementos presentan 2 pares de electrones libres. Esto produce un aumento en la repulsión entre los átomos de oxígeno, que forman un ángulo de enlace mayor.

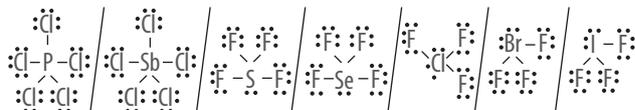
5. a. Apolar

b. Apolar

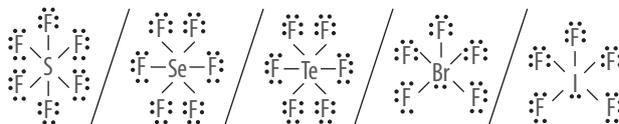
6. a. $|\underline{\underline{F}} - \underline{\underline{O}} - \underline{\underline{F}}|$; polar, angular.



7. a.



b.



Actividad N°4

1. Todas las moléculas son polares, a excepción de las siguientes moléculas: $BeCl_2$ y PCl_5

2. a. En el número 6

b. FeO_2

c. Simple: 1-4-7-8; Doble: 2-5-9; Triple: 3

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 6

Unidad II

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

Instrucciones:

Lee atentamente las instrucciones para contestar las actividades propuestas y las preguntas formuladas.

I Ítem: Verdadero o Falso

Determina si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas anteponiendo una V o una F, respectivamente, según corresponda. Explica brevemente por qué consideras que una frase es falsa en el espacio dispuesto.

1. ____ Los electrones llamados "de valencia" son aquellos que se sitúan en el último subnivel.

2. ____ Para que se forme un enlace químico, siempre debe existir participación de electrones.

3. ____ Los compuestos formados por los elementos del grupo 1 y el 17 siempre tienden a ser iónicos.

4. ____ De acuerdo a sus propiedades, el agua se clasifica como un compuesto iónico.

5. ____ El P_2O_5 en la estructura de Lewis posee dos enlaces covalentes dativos.

6. ____ Si una misma molécula presenta un enlace iónico y un enlace covalente, se clasificará como un compuesto iónico.

7. ____ El potasio no es capaz de conducir corriente eléctrica.

8. ____ El carácter polar de una molécula es independiente de las electronegatividades de los átomos enlazados.

9. ____ La mejor estructura de Lewis para un compuesto es aquella que contenga la mayor cantidad de enlaces dativos.

10. ____ Los enlaces iónicos son más polares que los covalentes.

11. ____ El CS_2 es un compuesto polar.
-
12. ____ Un átomo puede adquirir la configuración de un gas noble compartiendo electrones con otro átomo y así formar un enlace covalente.
-
13. ____ La polaridad de una molécula depende de la polaridad de sus enlaces.
-
14. ____ En todos los compuestos, todos los átomos participantes deben cumplir la regla del octeto.
-
15. ____ La molécula de N_2 es no polar.
-
16. ____ El CH_4 es un compuesto iónico.
-
17. ____ La molécula de HCN tiene cuatro enlaces covalentes polares y la molécula es polar.
-
18. ____ El NaNO_3 es un compuesto iónico y soluble en H_2O .
-
19. ____ El $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ es un compuesto apolar.
-
20. ____ El amoníaco (NH_3), según el comportamiento de sus enlaces, es soluble en agua.
-

II Ítem: Términos pareados.

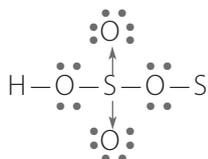
Relaciona correctamente los compuestos enumerados en la columna A anteponiendo el número asignado a cada uno de ellos en el enunciado propuesto en la columna B que mejor lo describa.

<i>Columna A</i>	<i>Columna B</i>
1. H_2	Un enlace simple
2. CO_2	Dos enlaces dobles
3. N_2	Un enlace triple polar
4. HCN	Cuatro enlaces simples
5. CHCl_3	Un enlace triple no polar

III Ítem: Selección única.

Marca con una X la letra de la alternativa que responde correctamente a las preguntas planteadas.

1. Según la imagen que representa la estructura de Lewis del ácido sulfúrico, es correcto afirmar que las flechas representan un enlace:



(Considere los siguientes electrones de valencia: Oxígeno 6; Azufre 6, Hidrógeno 1)

- a. Iónico
b. Covalente polar
c. Covalente apolar
d. Metálico
e. Dativo
2. En general, un enlace covalente entre dos átomos se establece cuando se cumple que:
- I. Ambos átomos son no metales iguales.
II. Ambos átomos son no metales diferentes.
III. Uno de los átomos es metal y otro no metal.
- a. Sólo I
b. Sólo II
c. Sólo III
d. Sólo I y II
e. I, II y III
3. La molécula que presenta un enlace covalente es:
- a. BF_3
b. KI
c. NH_4^+
d. H_2O
e. Todas las anteriores.
4. El enlace $\text{H} - \text{Br}$ es:
- a. Iónico
b. Covalente polar
c. Covalente apolar
d. Metálico
e. Coordinado
5. Un enlace covalente puede corresponder a una o más de estas situaciones:
- I. Dos átomos comparten la carga de pares de electrones.
II. Un átomo entrega totalmente sus electrones de valencia y otro los acepta completamente.
III. Dos átomos de igual valencia se unen por cualquier forma de enlace.
- a. Sólo I
b. Sólo II
c. Sólo III
d. Sólo I y III
e. Sólo II y III
6. El compuesto que presenta enlaces polares y no polares es:
- a. NaH
b. N_2O_3
c. KCl
d. H_2O_2
e. LiCl
7. La molécula que presenta un enlace iónico es:
- a. H_2
b. CCl_2
c. F_2
d. KF
e. NH_3
8. La fuerza de atracción que un átomo ejerce hacia un par de electrones compartidos en enlace covalente con otro átomo se conoce como:
- a. Electronegatividad.
b. Potencial reductor.
c. Potencial oxidante.
d. Potencial de ionización.
e. Atracción dipolar.

9. La unión iónica se favorece por el aumento de diferencia de electronegatividad y por el mayor tamaño de ión positivo (para cargas iguales). Considerando estos antecedentes, ¿cuál será la unión más iónica entre los átomos de Li, F, Na y Cl?
- LiF
 - NaF
 - LiCl
 - NaCl
 - ClF
10. El KF es considerado un compuesto iónico. Su unión interatómica implica que:
- Un átomo cedió totalmente y otro aceptó protones.
 - Contienen iones con carga positiva y otros con carga negativa.
 - Los átomos participantes están compartiendo electrones.
- Sólo I
 - Sólo II
 - Sólo III
 - Sólo I y II
 - Sólo II y III
11. Los compuestos iónicos se caracterizan por:
- Estar constituidos por elementos metálicos.
 - Estar constituidos por elementos no metálicos.
 - Presentar altas ΔEN entre los átomos participantes.
 - Presentar pequeñas ΔEN entre los átomos participantes.
- Sólo I y III
 - Sólo I y IV
 - Sólo II y III
 - Sólo II y IV
 - Sólo I, II y III
12. El flúor presenta una electronegatividad igual a 4 y el cloro 3. Si ambos elementos forman un enlace covalente entre sí, se puede afirmar que tendrá una o más de las siguientes características:
- El átomo del flúor tiene polaridad negativa y el del cloro positiva.
 - El átomo del cloro tiene polaridad negativa y el del flúor positiva.
 - El enlace tendrá un comportamiento intermedio (entre covalente polar e iónico).
- Sólo I
 - Sólo II
 - Sólo III
 - Sólo I y III
 - Sólo II y III
- 13.Cuál de los siguientes iones presenta una configuración electrónica de gas noble:
- ${}_3\text{Li}^{2+}$
 - ${}_6\text{C}^{2+}$
 - ${}_4\text{Be}^{2+}$
 - ${}_7\text{N}^{2-}$
 - ${}_5\text{B}^{2+}$
14. ¿Cuál de las siguientes especies no cumple con la regla del dueto u octeto?
- Na^+
 - O^{2-}
 - Cl^-
 - Li^{2+}
 - N^{3+}
15. Aplicando la idea de " ΔE " como medio de diferenciación, el compuesto que presenta enlaces polares y no polares es:
- N_2O_3
 - H_2O_2
 - NaH
 - LiCl
 - KCl

Las EN son: H=2,1; Li=1,0; Na=0,9; K=0,8; N=3,0; O=3,5; Cl=3,0.

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 7

Unidad II

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

Instrucciones:

Lee atentamente las instrucciones para contestar las actividades propuestas y las preguntas formuladas. Recuerda utilizar la Tabla periódica para obtener información relevante.

1. Escribe la estructura de Lewis para los siguientes átomos y moléculas, considerando que en todos los casos el átomo central es aquel que se encuentra escrito en primera posición en la fórmula:

- | | |
|-------|---------------------|
| a. Be | e. NH ₃ |
| b. K | f. CCl ₄ |
| c. Ca | g. H ₂ O |
| d. F | h. BF ₃ |

2. Escribe la estructura de Lewis para los siguientes iones mono y poliatómicos, considerando que en todos los casos el átomo central es aquel que se encuentra escrito en primera posición en la fórmula.

- | | |
|---------------------|-----------------------------------|
| a. Li ⁺ | e. SO ₃ ²⁻ |
| b. Cl ⁻ | f. NO ⁺ |
| c. N ³⁻ | g. HPO ₄ ²⁻ |
| d. Al ³⁺ | h. OH ⁻ |

3. Determina la geometría molecular de los siguientes iones poliatómicos y moléculas:

- | | |
|----------------------|----------------------------------|
| a. COCl ₂ | c. IO ₂ ⁻ |
| b. NO | d. SO ₄ ²⁻ |

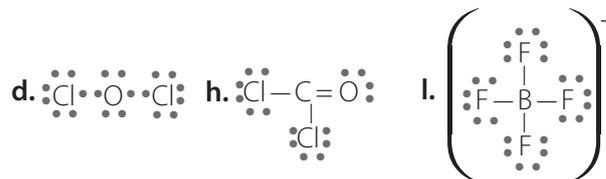
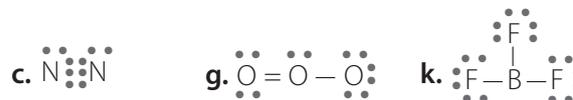
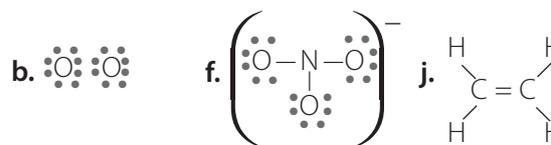
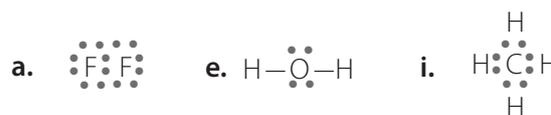
4. Describe la geometría molecular de las especies que presentan alrededor del átomo central:

- Cuatro enlaces sencillos y dos pares de electrones no compartidos.
- Dos enlaces sencillos y un par de electrones no compartidos.
- Cinco enlaces sencillos.
- Tres enlaces sencillos y dos pares de electrones no compartidos.
- Dos enlaces sencillos y dos pares de electrones no compartidos.
- Cinco enlaces sencillos y un par de electrones no compartidos.

5. En las siguientes moléculas: SiH₄, PH₃, H₂S, el átomo central está rodeado por cuatro pares de electrones. ¿En cuál de ellas existe un ángulo de separación menor a 109,5°? Justifica tu respuesta utilizando las geometrías moleculares respectivas.

6. En las siguientes moléculas: SnCl₂, BCl₃, SO₂, el átomo central está rodeado por cuatro pares de electrones. ¿En cuál de ellas existe un ángulo de separación menor a 120°? Justifica tu respuesta utilizando las geometrías moleculares respectivas.

7. Observa atentamente las siguientes estructuras atómicas. A partir de la información que de ella puedes obtener, determina:



- Fórmula del compuesto o ión poliatómico.
- Geometría molecular.
- Polaridad de cada molécula.
- Tipo de enlace.
- Diferencia de electronegatividad.
- Usos comunes de las sustancias.

DESCRIPCIÓN PARA LA CALIFICACIÓN Y EVALUACIÓN

Unidad II

De los contenidos evaluados en cada instrumento.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>CMO Unidad 2</i>
N° 6	Modelos de enlace - Energía de enlace - Enlaces iónicos - Enlaces covalentes - Enlaces de coordinación.
N° 7	Estructuras de Lewis y geometría molecular.

¿Qué hace el docente con la información de la evaluación?

El docente media, observa y se pronuncia o emite un juicio sobre una situación en función de criterios que representan un “deber ser” (Marco de referencia).

Los juicios se formulan en función de un sistema de valores. Por tanto, para llevarla a cabo se deben atender tanto los **aspectos técnicos** como los **aspectos éticos**.

La evaluación debe ser un proceso de interacción constante, donde el diálogo, la comprensión y la mejora de la educación sea la meta.

La evaluación debe estar integrada al proceso de enseñanza-aprendizaje; así es posible la:

- Ejecución en el propio contexto de aprendizaje.
- Atención permanente al estudiante.
- Observación y reflexión durante su trabajo.
- Participación del estudiante en el seguimiento y control de su aprendizaje.

Los resultados de una evaluación tienen diferentes grados de importancia según el momento en que se les considera como indicadores (evaluación diagnóstica, evaluación formativa y evaluación sumativa).

Es decir, se debe tomar en cuenta el:

Antes, para informarnos del bagaje previo que traen los estudiantes (conocimientos previos, preconcepciones potenciales, actitudes y otros). **Evaluación diagnóstica.**

Durante, para valorar el proceso del estudiante en su aproximación a un concepto, procedimiento, actitud y otros. (Aproximación a los objetivos). **Evaluación formativa.**

Al final, para conocer y valorar los resultados finales, conocer las representaciones mentales del conocimiento adquirido y comprendido. **Evaluación sumativa.**

Por otra parte, los resultados de la evaluación pueden estar orientados a:

- Aportar información útil para tomar decisiones.
- Retroalimentación para el mejoramiento continuo de procesos, sistemas y funciones.
- Proveer información útil para la rendición de cuentas en varios niveles.

Así, el docente debe tener claro que la evaluación debe cumplir diferentes funciones; entre ellas:

- Regular el proceso de enseñanza y aprendizaje.
- Seguir la evolución de cada estudiante.
- Tomar decisiones de tipo administrativo (promoción del curso).
- Informar al estudiante.
- Informar a las familias.
- Informar a otros profesionales.

APRENDIZAJES ESPERADOS E INDICADORES DE EVALUACIÓN

Unidad II

En la página 86 de la Guía Didáctica se entrega a usted una tabla de especificaciones, en la que, para cada aprendizaje esperado, se establecen indicadores gracias a los cuales podrá determinar el nivel de logro alcanzado por los estudiantes.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>
- Relacionar la configuración electrónica con el tipo de enlace que los átomos forman predominantemente.	Establece la configuración electrónica de los elementos y reconoce en ella los electrones de valencia.
- Valorar el enlace químico como la entidad fundamental que permite explicar y relacionar la estructura con las propiedades de las diferentes sustancias y materiales.	Define enlace químico, covalente polar, apolar, iónico, metálico, dativo.
	Puede predecir el tipo de enlace que presenta una molécula.
	Diferencia claramente los enlaces simples de los dobles y triples por la cantidad de pares electrónicos comprometidos.
- Comprender que los átomos forman compuestos iónicos o covalentes.	Reconoce un tipo de compuesto de otro.
	Enumera las propiedades fundamentales de compuestos iónicos y covalentes.
- Valora la utilidad de la estructura de Lewis para explicar y predecir su comportamiento químico.	Representa correctamente un átomo neutro o un ión utilizando la estructura de Lewis.
- Representar correctamente las estructuras de Lewis de átomos, iones poliatómicos y moléculas.	Representa correctamente un átomo neutro o un ión utilizando la estructura de Lewis.
- Representar la forma de diferentes moléculas empleando modelos. - Predecir la geometría de una molécula covalente. - Predecir y comprender el comportamiento molecular.	Aplica correctamente los pasos de RPEV.
	Reconoce los electrones desapareados de los apareados.
	Puede dibujar la geometría de la molécula a partir de la estructura de Lewis y del REPV.
	Representa mediante maquetas las geometrías moleculares fundamentales.

Ahora, en esta sección revisaremos algunos aspectos de las Listas de cotejo, que consisten en un listado de aspectos por evaluar (contenidos, habilidades, conductas, etc.), al lado de los que se puede adjuntar una simbología (visto bueno, o una "X" si la conducta es no lograda, por ejemplo), un puntaje, una nota o un concepto. Su nombre en inglés es *checking list*, y es entendido básicamente como un instrumento de verificación que ayuda en la transformación de los criterios cualitativos en cuantitativos. Es decir, actúa como un mecanismo de revisión durante el proceso de enseñanza-aprendizaje de ciertos indicadores prefijados y la revisión de su logro o la ausencia del mismo.

Tradicionalmente se utilizan categorías antónimas y excluyentes: sí - no, logrado - no logrado, correcto - incorrecto, etc. Hay que cuidar que estas categorías reflejen efectivamente la conducta o el contenido medido, ya que, de lo contrario, se transforman en instrumentos que no guardan una relación de retroalimentación positiva con el entorno.

Ejemplo 1: Lista de cotejo para determinar la capacidad de un estudiante para predecir correctamente la geometría de una molécula.

LISTA DE COTEJO

Identificación

Sector de aprendizaje: Química

Nivel educativo: 1° Medio

Fecha de aplicación: _____

Título de la tarea

Determinación de la geometría molecular de una molécula aplicando el RPEV.

Nombre del alumno(a) evaluado _____ **Calificación obtenida** _____

Escala de evaluación (para traducción a nota)

Considerando que son 9 conceptos (indicadores – procedimientos), el puntaje ideal se alcanza cuando el estudiante logra nueve “sí”. Por otra parte, los conceptos enumerados (aprendizaje superficial, estratégico – profundo) indican que el nivel de exigencia del ejercicio es equivalente al 60%; por ende:

N° de “sí”	Calificación
1	1,1
2	1,5
3	2,3
4	3,1
5	3,9 (4,0)
6	4,7
7	5,4
8	6,2
9	7,0

Pauta de evaluación

Complete con un Sí o un No según corresponda.

N°	Concepto	Sí	No	Observación
1	Identifica el átomo central.			
2	Determina la estructura de Lewis del átomo central.			
3	Identifica los ligandos unidos al átomo central.			
4	Identifica el número de ligandos unidos al átomo central.			
5	Determina la estructura de Lewis de los ligandos.			
6	Enumera los pares de electrones libres o solitarios en torno al átomo central.			
7	Identifica el número de pares de electrones libres.			
8	Relaciona el comportamiento de la fórmula con un tipo de geometría molecular.			
9	Dibuja la geometría molecular.			
	Totales			

UNIDAD 3: ESTEQUIOMETRÍA

<i>Unidad</i>	Estequiometría
<i>Tema</i>	De átomos a compuestos
<i>Objetivos Fundamentales de la Unidad</i>	Aplicar las leyes de la combinación química a reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes relevantes para la
<i>Objetivos Transversales de la Unidad</i>	Fomentar el desarrollo del interés y la capacidad de conocer la realidad y utilizar el conocimiento y la información.
<i>Contenidos Mínimos Obligatorios</i>	Descripción cuantitativa por medio de la aplicación de las leyes ponderales, de la manera en que se combinan dos o más elementos para explicar la formación de compuestos.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Contenidos</i>	<i>Páginas del texto</i>	<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Interpretar los datos de una reacción química para predecir y escribir las fórmulas de los compuestos químicos comunes presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente. 	Ecuaciones químicas y leyes fundamentales.	132 a la 142	<ul style="list-style-type: none"> - Para iniciar la actividad se sugiere que las comente a los estudiantes algunas aplicaciones de la estequiometría en la industria, en el hogar y en los procesos de los seres vivos. Posteriormente, presente los aprendizajes esperados. - Invite a los estudiantes a desarrollar las actividades diagnóstica y de indagación de la página 134, para las cuales se entregan sugerencias metodológicas en esta misma guía. - Permita a los estudiantes desarrollar la primera parte (lectura, análisis de la información) de la actividad Ciencias en acción. Solicíteles los materiales indicados para desarrollar la actividad en una segunda clase.
<ul style="list-style-type: none"> - Calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría. 	Cantidad de sustancia y mol.	143 a la 153	<ul style="list-style-type: none"> - Explíqueles expositivamente a los estudiantes el concepto de mol. Es recomendable que emplee el data show como apoyo, considerando que hay una gran cantidad de información asociada al tema y que este medio le facilitará el uso de imágenes para mostrar, por ejemplo, el concepto de isótopo. - Solicíteles a los estudiantes desarrollar los Desafíos científicos de las páginas 145 y 146. Ambos pueden ser elaborados en el contexto de una clase como parte de las actividades de los estudiantes. - Inicie la segunda clase recordando a los estudiantes el concepto de
<ul style="list-style-type: none"> - Calcular la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula y de los datos experimentales. - Interpretar datos empíricos o teóricos usados en problemas estequiométricos. - Usar planillas de cálculo para analizar los datos estequiométricos de un experimento. 	Composición porcentual.	154 a la 157	<ul style="list-style-type: none"> Indique a los estudiantes leer la información de las páginas 154 a la 156 para posteriormente desarrollar la actividad experimental de la página 157. - Es importante que antes de iniciar la actividad experimental otorgue tiempo para que los estudiantes puedan realizar preguntas respecto al cálculo de la composición porcentual. Además, debe cerciorarse si

<i>Tiempo de duración de la Unidad</i>	17 semanas (17 clases), 34 horas pedagógicas.
<i>Tiempo de duración del Tema</i>	17 semanas (17 clases), 34 horas pedagógicas.
nutrición de seres vivos, la industria, la minería, entre otros. Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas	químicas y su capacidad de interacción con otros átomos.
Desarrollar habilidades de investigación, formas de observación, razonamiento y proceder característicos del método científico.	Valorar la química como una herramienta necesaria para la comprensión del entorno. Fomentar la humanidad sabiendo reconocer que nadie es poseedor de la verdad.
Aplicación de cálculos estequiométricos para explicar las relaciones cuantitativas entre cantidad de sustancia y de masa en reacciones químicas de utilidad industrial y ambiental, por ejemplo, en la formación del agua, la	fotosíntesis, la formación de amoníaco para fertilizantes, el funcionamiento del airbag, en la lluvia ácida.

<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>	<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Antes de finalizar la segunda clase y una vez que se han discutido los resultados del proceso experimental, solicíteles a los estudiantes desarrollar el Desafío científico de la página 142. - resultados del proceso experimental, solicíteles a los estudiantes desarrollar el Desafío científico de la página 142. 	180 min	<ul style="list-style-type: none"> - Objetivos de aprendizajes, pág. 133. - Entrada de tema, pág. 134. - Y para comenzar, pág. 134. - Ciencias en acción, pág. 137. - Desafío científico, pág. 142. 	<ul style="list-style-type: none"> - Diagnóstica - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Identifica reactivos y productos en una ecuación química. - Interpreta adecuadamente la información teórica. - Formula ecuaciones químicas a partir de información textual. - Obtiene información cualitativa y cuantitativa de una reacción química a partir de su ecuación. - Conoce y aplica el postulado de las Leyes ponderales para interpretar la información contenida en una fórmula química.
<p>y explique su asociación con el Número de Avogadro. Recorra a los ejemplos dispuestos en el texto para asociar otras unidades de uso común (decena, centena, resma, etc.) expuestas en la página 148.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Pídales a los estudiantes desarrollar el Desafío científico de la página 150 y el de las páginas 153 y 154. Este último desafío los jóvenes lo desarrollarán previa lectura de las páginas 151 y 152. 	180 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 145. - Desafío científico, pág. 146. - Desafío científico, pág. 150. - Desafío científico, pág. 153 y 154. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Calcula la masa atómica de un elemento a partir de la información de sus isótopos naturales. - Calcula la masa formular extrayendo información desde la tabla periódica. - Determina cantidades de mol a partir de los índices estequiométricos. - Obtiene información cualitativa y cuantitativa de una reacción química a partir de su ecuación química.
<p>sus estudiantes conocen el uso de las planillas de cálculo de Excel. De no ser así, es bueno reforzar ese punto a través de una guía de trabajo dirigido sobre el manejo de Excel. Para ello, puede utilizar el Desafío científico, de las actividades complementarias de la Guía Didáctica para el Profesor.</p>	90 min	<ul style="list-style-type: none"> - Ciencia en acción, página 157. - Desafío científico, pág. 113 de la Guía. 	<ul style="list-style-type: none"> - Sumativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Determina la composición porcentual de un compuesto a partir de datos experimentales. - Emplea correctamente la planilla Excel para ingresar información. - Aplica funciones básicas de Excel para obtener cálculos gracias al empleo de fórmulas.

Aprendizajes esperados	Contenidos	Páginas del texto	Sugerencias metodológicas para las actividades
<ul style="list-style-type: none"> - Determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto. 	Fórmulas empíricas y moleculares.	158 a la 163	<ul style="list-style-type: none"> - Explíqueles expositivamente a los jóvenes la diferencia entre la fórmula empírica y molecular de un compuesto. Para su cálculo, emplee los ejemplos entregados en el texto (página 159 a la 162). - Como actividad para los estudiantes, solicíteles realizar los Desafíos científicos de las páginas 161 y 163. - Además, invítelos a reflexionar sobre su proceso de aprendizaje motivándolos en la lectura como en el desarrollo de la sección de metacognición.
<ul style="list-style-type: none"> - Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de Conservación de la Masa. 	Ecuaciones químicas.	164 a la 174	<ul style="list-style-type: none"> - Pídales a los estudiantes leer en grupos las páginas 164 a la 173, y posteriormente realizar un resumen en sus cuadernos y a desarrollar la actividad propuesta en la página 169. A cada grupo solicítele exponer brevemente respecto a una parte de la información (puede ser un representante del grupo).
<ul style="list-style-type: none"> - Realizar cálculos de estequiometría con ecuaciones químicas balanceadas en la resolución de problemas. Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente. 	Cálculos estequiométricos.	175 a la 181	<ul style="list-style-type: none"> - Explíqueles a los estudiantes la información expuesta en las páginas 175 a la 180. - Sea didáctico, explique pausadamente los ejemplos propuestos en el texto y otros que usted considere pertinente. - Se sugiere se detenga en el esquema de la página 177 y lo explique con diversos ejemplos, a fin de que los estudiantes puedan comprender a cabalidad la utilidad del esquema presentado.
<ul style="list-style-type: none"> - Identificar los factores que limitan la formación de un compuesto en una reacción química. - Inferir el rendimiento real y teórico, y en términos de porcentaje a partir de los datos estequiométricos de algunas reacciones químicas de utilidad industrial y medioambiental. 	Reactivo limitante y rendimiento real.	182 a la 186	<ul style="list-style-type: none"> - Explíqueles a los estudiantes el concepto de reactivo limitante. Se recomienda que entregue algunos ejemplos, como el indicado en la página 182 (bicicletas) para que los estudiantes profundicen en el concepto.
<ul style="list-style-type: none"> - Todos los anteriores. 	Todos los anteriores.	187 a la 189	<ul style="list-style-type: none"> - Trabaje con sus estudiantes la Revista científica, Revisemos lo aprendido y la Síntesis de la unidad. - Revise las sugerencias entregadas en la Guía para desarrollar la lectura científica. - Se sugiere que las tres actividades se realicen a lo largo de dos clases.

<i>Sugerencias metodológicas para las actividades</i>	<i>Tiempo estimado</i>	<i>Recursos didácticos</i>	<i>Evaluación</i>	<i>Indicadores de evaluación</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Se recomienda que considerando la extensión de los contenidos revisados hasta aquí, evalúe a los estudiantes empleando el Instrumento de evaluación N° 8 propuesto en la Guía Didáctica para el Profesor. 	270 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 161 - Desafío científico, pág. 163 - Metacognición, pág. 163 - Instrumento de evaluación N° 8, pág. 114 de la Guía. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa - Sumativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Establece la fórmula empírica de un compuesto químico a partir de datos teóricos. - Aplica lo aprendido correctamente.
<ul style="list-style-type: none"> - Posterior a la presentación de los grupos, desarrolle usted un resumen que incluya los aspectos más relevantes. - Finalmente, pídale a los estudiantes desarrollar el Desafío científico de la página 174. 	180 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 169 - Desafío científico, pág. 174 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Determina el equilibrio de ecuaciones químicas por método de tanteo. - Calcula la cantidad de sustancia (mol) a partir de datos de masa, volumen y/o cantidad de entidades elementales y viceversa. - Establece relaciones cuantitativas entre reactivos y/o productos.
<ul style="list-style-type: none"> - Solicítele a los estudiantes desarrollar el Desafío científico de la página 180 y 181. - Motive a sus estudiantes a que se autoevalúen mediante la sección de metacognición para que tomen conciencia de sus aprendizajes. 	180 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 180 y 181 - Metacognición, pág. 181 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Determina cantidades de masa y sustancia empleando relaciones proporcionales entre los compuestos involucrados. - Calcula cantidades de reactivos y/o productos aplicando relaciones estequiométricas.
<ul style="list-style-type: none"> - Emplee los ejemplos citados en el texto. - En una segunda clase, pídale a los estudiantes leer la información respecto a rendimiento de reacción y desarrollar la actividad Desafío científico de la página 186. 	180 min	<ul style="list-style-type: none"> - Desafío científico, pág. 186 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Identifica las especies que limitan la reacción química. - Calcula el rendimiento real de una reacción a partir de datos teóricos y/o experimentales.
<ul style="list-style-type: none"> - Se recomienda que considerando la extensión de los contenidos revisados hasta aquí, evalúe a los estudiantes empleando el Instrumento de evaluación N° 9 propuesto en la Guía Didáctica para el Profesor. 	270 min	<ul style="list-style-type: none"> - Revista científica, pág. 187 - Instrumento de evaluación N° 9, pág. 117 de la Guía. 	<ul style="list-style-type: none"> - Formativa - Sumativa 	<ul style="list-style-type: none"> - Todos los anteriores.

SUGERENCIAS METODOLÓGICAS

Páginas 132-133

Coménteles a los estudiantes aspectos interesantes y aplicaciones de la estequiometría. Puede emplear pasajes de la introducción presentada en la página 132. No olvide presentar y revisar los aprendizajes esperados a los estudiantes.

Página 134 Actividad diagnóstica

Posteriormente, solicíteles a los estudiantes responder individualmente las preguntas a modo de diagnóstico. Luego, invítelos a discutir sus respuestas en grupo, dándoles un tiempo para comentar y resumir sus respuestas para que finalmente presenten sus conclusiones en un plenario moderado por usted. Al cierre del plenario solicíteles desarrollar la actividad propuesta “Y para comenzar” en los mismos grupos en los que comentaron las preguntas del diagnóstico.

Entre los preconceptos asociados a la unidad están:

1. Magnitudes y unidades de medida

Posiblemente, los estudiantes presenten algunos errores conceptuales respecto a las magnitudes físicas y sus respectivas unidades de medida, así como los sufijos matemáticos que se aplican.

Antes de presentar el concepto de “mol”, es recomendable cerciorarse que los jóvenes asocian, por ejemplo, correctamente la masa con su unidad de medida “gramo” y comprenden que el “kilogramo” corresponde a 1.000 g, pues “kilo” es un sufijo matemático que corresponde a la potencia 10^3 o 1.000. Lo anterior, para que sea fácil para los estudiantes asociar que el “mol” es la unidad más apropiada para describir cantidades de sustancia.

Usted debe recordar que la magnitud es toda propiedad de los cuerpos que se puede medir. Por ejemplo: temperatura, velocidad, masa, peso, etc. Medir es comparar la magnitud con otra similar, llamada unidad, para averiguar cuántas veces la contiene, y la unidad corresponde a una cantidad que se adopta como patrón para comparar con ella cantidades de la misma especie. Ejemplo: Cuando decimos que un objeto mide dos metros, estamos indicando que es dos veces mayor que la unidad tomada como patrón, en este caso el metro.

En la siguiente tabla se presentan las magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades (SI), la unidad de cada una de ellas y la abreviatura que se emplea para representarla:

Magnitud fundamental	Unidad de medida	Abreviatura de la Unidad de medida
Longitud	Metro	m
Masa	Kilogramo	kg
Tiempo	Segundo	s
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	Mol	Mol

En la tabla 2 se presenta un resumen de los múltiplos y submúltiplos de las unidades del SI:

Prefijo	Símbolo	Potencia
Giga	G	10^9
Mega	M	10^6
Kilo	k	10^3
Hecto	H	10^2
Deca	Da	10^1
Deci	d	10^{-1}
Centi	c	10^{-2}
Mili	M	10^{-3}
Micro	μ	10^{-6}
Nano	n	10^{-9}

2. Elemento, compuesto y molécula

En cursos anteriores los estudiantes han conocido y aplicado los conceptos de elemento, compuesto y molécula. No obstante, pueden tener algunas dificultades para diferenciarlos.

En esta unidad se estudiará la formación de compuestos a partir de elementos; por ello es importante recordarles que:

- a. Elemento químico:** hace referencia a una clase de átomos, todos ellos con el mismo número de protones en su núcleo, y por ende iguales. Tradicionalmente se definen como la sustancia que no puede ser descompuesta, mediante una reacción química, en otras más simples. Resulta importante diferenciar un elemento químico de

una sustancia simple. El ozono (O_3) y el dióxigeno (O_2) son dos sustancias simples, cada una de ellas con propiedades diferentes. Y el elemento químico que forma estas dos sustancias simples es el oxígeno (O).

- b. Compuesto:** es una sustancia formada por la unión de dos o más elementos químicos en una razón fija. Una característica esencial es que tiene una fórmula química. Por ejemplo, el agua es un compuesto formado por hidrógeno y oxígeno en la razón de 2 a 1, representado por la fórmula H_2O . Un compuesto está formado por moléculas o iones con enlaces estables. Los elementos de un compuesto no se pueden dividir o separar por procesos físicos (decantación, filtración, destilación, etcétera), sino sólo mediante procesos químicos.
- c. Moléculas:** corresponden a dos o más átomos que pueden combinarse entre sí para formar una molécula. Por ejemplo, el oxígeno (O_2) o el nitrógeno (N_2), constituidos por moléculas de elementos. Las moléculas de los compuestos están formadas por átomos de diferentes tipos; por ejemplo, en el agua o el dióxido de carbono. Los átomos involucrados suelen ser de elementos no metálicos. Dentro de la molécula, los átomos están unidos unos a otros por fuerzas intensas denominadas enlaces químicos. Así, por ejemplo:
- En la molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.
 - En la molécula de amoníaco hay un átomo de nitrógeno y tres átomos de hidrógeno.
 - En la molécula de metano hay un átomo de carbono y cuatro átomos de hidrógeno.

Página 135 *Ciencia en acción: Experimento de Lavoisier*

Explíqueles a los estudiantes los aportes de Lavoisier a la Química, aplicando la ley a la reacción de ácido clorhídrico y cinc y dando respuesta a las preguntas planteadas en la actividad “Y para comenzar”.

Invite a los estudiantes a desarrollar la actividad experimental propuesta en la página 135 “Experimento de Lavoisier”.

Resultados esperados

Se espera que los estudiantes sean capaces de reconstruir el experimento de Lavoisier a partir de la aplicación de sus

habilidades de comprensión lectora, empleando además los pasos secuenciados del método científico.

Interpretación

Es importante que les explique a los estudiantes que Lavoisier pretendía demostrar la existencia del flogisto. En 1702, Georg Ernest Stahl (1660-1734) desarrolló la teoría del flogisto para poder explicar la combustión. El flogisto o principio inflamable, descendiente directo del “azufre” de los alquimistas y más remoto del antiguo elemento “fuego”, era una sustancia imponderable, misteriosa, que formaba parte de los cuerpos combustibles. Cuanto más flogisto tuviese un cuerpo, mejor combustible era. Los procesos de combustión suponían la pérdida del mismo en el aire. Lo que quedaba tras la combustión no tenía flogisto y, por tanto, no podía seguir ardiendo. El aire era indispensable para la combustión, pero con carácter de mero auxiliar mecánico.

Las reacciones de calcinación de los metales se interpretaban a la luz de esta teoría del siguiente modo: el metal al calentarse perdía flogisto y se transformaba en su cal.

Recomendaciones para el análisis y la elaboración de conclusiones

Lavoisier pudo demostrar que el óxido era una combinación del metal con el aire y, por tanto, la oxidación (y la combustión) no acarrearaban una pérdida del flogisto, sino una ganancia de al menos una porción de aire. Cuando esta teoría se abrió paso entre los químicos, se derrumbó la teoría del flogisto y se estableció la química sobre los fundamentos en que hoy descansa. Además, la demostración de Lavoisier de que la materia no se crea ni se destruye, sino que cambia de un estado a otro en el transcurso de los procesos químicos a que se somete es el fundamento base de la Ley de Conservación de la Materia.

Página 142 *Desafío científico: Reacción química*

Actividad propuesta como evaluación formativa que le permitirá determinar el nivel de logro de los estudiantes respecto a la “interpretación de los datos de una reacción química”.

Se sugiere que los estudiantes desarrollen la actividad de modo individual y posteriormente usted, de manera expositiva, empleando el pizarrón didáctica y participativamente, los invite a revisar sus resultados.

Una vez revisada la actividad en plenario, solicite a los estudiantes reflexionar respecto a sus logros en torno a las preguntas propuestas en la actividad de Metacognición.

Página 145 Desafío científico: *Unidades de masa atómica*

Esta actividad es una de aplicación inmediata, pues en las páginas anteriores se encuentran ejercicios resueltos y explicados que pueden ser empleados como guía por los estudiantes, para repetir los procedimientos propuestos. Puede solicitarles a los estudiantes desarrollar la actividad en equipos. Una vez concluida, revise los resultados obtenidos. Se recomienda que aquellos grupos que no han obtenido los resultados esperados, presenten sus procedimientos y cálculos al curso. A partir de ello, usted puede explicar posibles errores conceptuales o procedimentales, invitando a los estudiantes a descubrir los errores.

Página 153 Desafío científico: *Relaciones estequiométricas*

La actividad corresponde a una evaluación formativa que le permitirá establecer el nivel de logro de los estudiantes respecto al aprendizaje esperado “calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría”. Por su carácter, se sugiere que sea desarrollada individualmente por los jóvenes.

Desarrolle usted los ejercicios en plenario y emplee para los ejercicios 4 y 5 dibujos asociativos que le permitan al estudiante comprender la relación de magnitudes físicas y sus respectivas unidades; por ejemplo:



Aquí hay 2 litros de agua

¿A qué masa de agua corresponde?

R: 2.000 g o 2 kg

¿Cuántos moles de agua existen aquí?

R: 111,11 mol

¿Cuántas moléculas hay?

R: $6,69 \cdot 10^{25}$ moléculas

Entonces:

$2 \text{ L} = 2 \text{ kg} = 111,11 \text{ mol} = 6,69 \cdot 10^{25} \text{ moléculas}$

Página 157 Ciencia en acción: *Composición porcentual a partir de datos experimentales*

a. Resultados esperados

Actividad semiguada, en la que los estudiantes deberán desarrollar un diseño experimental para determinar la composición porcentual de una sustancia.

b. Recomendaciones para el análisis y la elaboración de conclusiones

Se recomienda asesorar a los estudiantes en el procedimiento experimental para obtener los valores más exactos posibles y determinar la fórmula ZnO .

Página 161 Desafío científico: *Fórmula empírica*

En la actividad se solicita a los estudiantes determinar la fórmula empírica de cuatro compuestos e investigar respecto a sus aplicaciones. A continuación se presentan algunas aplicaciones de dos de los compuestos mostrados en la actividad.

- Usos del K_2CO_3 . En el laboratorio de química se usa como agente higroscópico suave, donde otros agentes higroscópicos serían incompatibles como el cloruro de calcio. Mezclado con agua, causa una reacción exotérmica. Además se emplea como electrolito en experimentos de fusión fría. Industrialmente, se utiliza para fabricar jabón blando y vidrio.
- Usos del ácido ascórbico. En el ser humano, la vitamina C o ácido ascórbico no puede ser sintetizada, por lo cual debe ingerirse a través de los alimentos. Esto se debe a la ausencia de la enzima L-gulonolactona oxidasa, que participa en la vía del ácido urónico. El enantiómero L (levógiro) del ácido ascórbico, también conocido como vitamina C (el nombre ascórbico procede de su propiedad de prevenir y curar el escorbuto), es utilizado de forma generalizada como antioxidante y aditivo. Estos compuestos son solubles en agua, por lo que no protegen a las grasas de la oxidación.

Página 163 Desafío científico: *Fórmula molecular*

Al igual que en el desafío científico de la página 145, esta actividad es una de aplicación inmediata. Puede solicitarle, a los estudiantes desarrollar la actividad en equipos. Una vez concluida, revise los resultados obtenidos. Se recomienda que aquellos grupos que no han obtenido los resultados esperados,

presenten sus procedimientos y cálculos al curso. A partir de ello, usted puede explicar posibles errores conceptuales o procedimentales, invitando a los estudiantes a descubrir los errores.

Página 169 *Desafío científico: Ecuaciones químicas*

Actividad planificada como evaluación formativa, se sugiere que el estudiante la desarrolle individualmente.

Los ejercicios 1 al 4 corresponden a la elaboración de las ecuaciones químicas descritas, por ende el estudiante deberá realizar una inferencia textual y aplicar sus conocimientos para determinar el equilibrio de la misma.

Es recomendable que supervise el proceso en forma constante, velando por la correcta aplicación de las habilidades propuestas.

Los ejercicios 5 y 6 corresponden a determinación de equilibrio por método de tanteo y algebraico. Si tiene tiempo suficiente durante la clase, solicíteles a los estudiantes comprobar cruzadamente los resultados obtenidos, es decir, a lo menos una o dos de las ecuaciones equilibradas por tanteo que las corroboren por método algebraico.

Página 173 *Reacciones químicas*

Una vez leída la información de las páginas 164 hasta la 173 del Texto para el Estudiante, organice su grupo curso en equipos de trabajo.

Si tiene un curso de 45 estudiantes, puede formar 9 grupos y dividir la información de la siguiente forma:

Grupo 1 ¿Qué es una reacción química y qué información entrega su ecuación?

Grupo 2 ¿Qué información entregada en la ecuación química es necesaria para establecer el balance?

Grupo 3 ¿Cómo se balancea una ecuación química por método de tanteo?

Grupo 4 ¿Cómo se balancea una ecuación química por método algebraico?

Grupo 5 ¿Qué información cualitativa se puede extraer de una ecuación química?

Grupo 6 ¿Cómo se clasifican las reacciones químicas?

Grupo 7 ¿Cuáles son las reacciones químicas de combinación?

Grupo 8 ¿Cuál es la característica de las reacciones de descomposición?

Grupo 9 ¿Cómo se reconoce una reacción de desplazamiento simple y una doble?

Indíqueles, además, que presenten un ejemplo para cada una de las preguntas que resolverán.

Página 174 *Desafío científico: Relaciones estequiométricas*

Por la extensión de la actividad, se sugiere que sea desarrollada por los estudiantes en una clase completa y evaluada por usted sumativamente. Se recomienda que antes de indicarles a los jóvenes que desarrollen la actividad, usted haga un resumen de lo aprendido hasta ese momento.

La actividad puede ser efectuada en grupos, idealmente de no más de tres estudiantes.

En el ejercicio IV es importante solicitarles a los estudiantes justificar sus opciones.

Página 180 *Desafío científico: Relaciones estequiométricas*

Actividad de evaluación formativa que requiere a lo menos de 45 minutos para que los estudiantes puedan desarrollarla.

Por su importancia (aprendizajes esperados evaluados), se recomienda que usted construya una lista de cotejo con los indicadores de evaluación propuestos en la tabla de especificaciones que le permita evaluar objetivamente el nivel de avance de los estudiantes y elaborar una clara visión de los aspectos deficitarios de cada uno y del grupo curso.

En el desarrollo de la actividad, los estudiantes deben desarrollar el proceso de Metacognición, el cual le permitirá cruzar datos con su lista de cotejo y conversar con los estudiantes respecto a su proceso de aprendizaje.

Página 186 *Desafío científico: Reactivo limitante*

Actividad para ser desarrollada por los estudiantes durante la clase; no es recomendable enviarla como responsabilidad fuera de aula (tarea) pues su grado de dificultad podría, eventualmente, causar frustración en los jóvenes al no comprender los pasos que deben seguir y no tener un guía informado y competente como su profesor o profesora.

Los ejercicios están graduados desde lo más simple a lo más complejo, por ende, si el tiempo en clases no es suficiente para revisar todos los ejercicios, se recomienda revise los ejercicios 5 y 6 con el curso, pues en ellos se contiene todo lo propuesto en los ejercicios 1 al 4.

Si la actividad es efectivamente guiada por usted durante la clase, puede ser calificada sumativamente.

Página 187 *Revista científica: Relaciones cuantitativas en los procesos industriales*

La lectura propuesta muestra de manera concreta las aplicaciones industriales de la estequiometría. Se recomienda que les solicite a los estudiantes leer individualmente para luego discutir las preguntas en plenario.

Tal como está propuesta la actividad, se invierte un tiempo breve, por ello se sugiere que una vez analizadas las preguntas para la reflexión, invite a los estudiantes a revisar su nivel de logro respecto a los aprendizajes esperados para la unidad. Es recomendable que los aprendizajes los proyecte empleando

un data show u otro medio, o simplemente que les solicite a los estudiantes abrir el texto en la página 133. Es importante que usted lea cada aprendizaje esperado y les solicite a los jóvenes opiniones al respecto.

Página 188 *Revisemos lo aprendido*

Se sugiere que organice a los estudiantes en grupos pequeños (idealmente 3 integrantes como máximo). En la planificación se recomienda que la actividad completa la desarrolle en dos clases (4 horas pedagógicas) para que reflexione con los estudiantes cada una de las actividades propuestas.

Evaluación

Tabla de especificaciones de los aprendizajes esperados, indicadores y actividades asociadas.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>	<i>Actividad Asociada</i>	<i>N° de pregunta</i>
Interpretar los datos de una reacción química para predecir y escribir las fórmulas de los compuestos químicos comunes presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente.	Identifica reactivos y productos en una ecuación química.	Desafío científico, pág. 142 Desafío científico, pág. 169 Desafío científico, pág. 174	1 1 al 4 I, III
	Formula ecuaciones químicas a partir de información textual.	Desafío científico, pág. 142 Desafío científico, pág. 169 Desafío científico, pág. 174	2 1 al 4 II y III
	Obtiene información cualitativa y cuantitativa de una reacción química a partir de su ecuación química.	Desafío científico, pág. 142 Desafío científico, pág. 169 Desafío científico, pág. 174 Revisemos lo aprendido, pág. 188	2 1 al 4 II y III II 3c
	Determina cantidades de mol a partir de los índices estequiométricos.	Desafío científico, pág. 150	8
	Obtiene información cuantitativa y cualitativa de una ecuación química.	Desafío científico, pág. 174	I al III
Calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría.	Calcula la masa atómica de un elemento a partir de la información de sus isótopos naturales.	Desafío científico, pág. 145 Revisemos lo aprendido, pág. 188	2 al 4 I 7
	Calcula la masa formular extrayendo información desde la tabla periódica.	Desafío científico, pág. 146	1 y 2
Calcular la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula y de los datos experimentales.	Determina la composición porcentual de un compuesto a partir de datos experimentales.	Ciencias en acción, pág. 157	Actividad experimental
Usar planillas de cálculo para analizar los datos estequiométricos de un experimento.	Emplea correctamente la planilla Excel para ingresar información.	Ciencias en acción, pág. 157 Desafío científico, pág. 180	Actividad experimental 1 al 5
	Aplica funciones básicas de Excel para obtener cálculos gracias al empleo de fórmulas.	Ciencias en acción, pág. 157 Desafío científico, pág. 180	Actividad experimental 1 al 5
Aplicar las leyes de la combinación química en reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes.	Conoce y aplica el postulado de la Ley de Conservación de la Materia.	Ciencias en acción, pág. 135 Desafío científico, pág. 145 Desafío científico, pág. 169 Revisemos lo aprendido, pág. 188	Actividad experimental 1 1 al 6 I. 4
	Conoce y aplica el postulado de la Ley de las proporciones definidas para interpretar la información contenida en una fórmula química.	Desafío científico, pág. 145 Desafío científico, pág. 169 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 1 al 6 I. 5

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>	<i>Actividad Asociada</i>	<i>N° de pregunta</i>
	Conoce y aplica el postulado de la Ley de las proporciones múltiples para interpretar la información contenida en una fórmula química.	Desafío científico, pág. 145 Desafío científico, pág. 169 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 1 al 6 I. 6
	Establece la fórmula empírica de un compuesto químico a partir de datos teóricos.	Desafío científico, pág. 161	1 al 4
	Establece la fórmula molecular de un compuesto químico a partir de datos teóricos.	Desafío científico, pág. 163	1 al 4
Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de Conservación de la Masa.	Determina el equilibrio de ecuaciones químicas por método de tanteo.	Desafío científico, pág. 169 Desafío científico, pág. 174 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 al 5 II y III II. 3
	Determina el equilibrio de ecuaciones químicas por método de tanteo.	Desafío científico, pág. 169 Desafío científico, pág. 174	1 al 4 y 6 II y III
Realizar cálculos de estequiometría con ecuaciones químicas balanceadas en la resolución de problemas.	Calcula la cantidad de sustancia (mol) a partir de datos de masa, volumen y/o cantidad de entidades elementales y viceversa.	Desafío científico, pág. 150 Desafío científico, pág. 153 Desafío científico, pág. 174 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 al 8 1 al 5 II y III II. 1 y 2, II. 3, III. 2 y 3
	Establece relaciones cuantitativas entre reactivos y/o productos.	Desafío científico, pág. 181	1 al 5
	Determina cantidades de masa y sustancia empleando relaciones proporcionales entre los compuestos involucrados.	Desafío científico, pág. 181 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 al 5 III. 1 y 3
	Calcula cantidades de reactivos y/o productos aplicando relaciones estequiométricas.	Desafío científico, pág. 181	1 al 5
Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente.	Determina relaciones cuantitativas correctas entre especies de una ecuación química.	Desafío científico, pág. 181 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 al 5 III. 3
Identificar los factores que limitan la formación de un compuesto en una reacción química.	Identifica las especies que limitan la reacción química.	Desafío científico, pág. 186 Lectura científica, 187 Revisemos lo aprendido, pág. 188	1 al 6 1 al 4 I. 10
Inferir el rendimiento real y teórico y en términos de porcentaje a partir de los datos estequiométricos de algunas reacciones químicas de utilidad industrial y medioambiental.	Calcula el rendimiento real de una reacción a partir de datos teóricos y/o experimentales.	Desafío científico, pág. 186	1 al 6

ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS

Actividad N° 1

Guía de Ejercicios

Cálculos Estequiométricos

1. Para la siguiente reacción:



a. ¿Cuántos moles de Fe_2O_3 , son necesarios para obtener 7 mL de agua?

La d_{agua} es 1 g/mL.

b. Con 7 g de Fe_2O_3 ¿Cuántos moles y mL de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ se obtendrían (densidad = 1,31 g/mL)?

c. Para que reaccione completamente el 5 g Fe_2O_3 , ¿cuántos moles de H_2SO_4 serían necesarios?

2. En una reacción de neutralización entre el HCl (ácido clorhídrico) y $\text{Ba}(\text{OH})_2$ (hidróxido de bario) se obtienen como productos el BaCl_2 y un producto X:

a. ¿Cuál es el producto X?

b. Determine el balance de la ecuación.

c. ¿Cuántos moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ son necesarios para producir 5 mL de X.

Actividad N° 2

Guía de ejercicios

Balance de ecuaciones, cantidad de sustancia y cálculos estequiométricos.

Ítem de selección múltiple: indica en la tabla resumen de respuestas la letra de la alternativa que responde correctamente al cuestionamiento planteado.

Anota cuando corresponda la ecuación química que representa la reacción química propuesta.

1. En 5 moles de glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$), la cantidad de átomos de oxígeno que hay es:

a. $3,01 \cdot 10^{24}$.

b. $1,20 \cdot 10^{23}$.

c. $180,6 \cdot 10^{23}$.

d. $3,34 \cdot 10^{21}$.

2. La masa de 3,5 moles de cobre puro es:

a. 220,5 g

b. 18,2 g

c. 224 g

d. Ninguna de las anteriores.

3. ¿Cuántas moléculas de nitrógeno existen en 2 moles de dicha sustancia?

a. $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas.

b. $1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas.

c. $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas.

d. $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas.

4. Esta simbología $3\text{H}_2\text{SO}_4$, indica que hay:

I. 3 moléculas.

II. 3 átomos de ácido.

III. 21 átomos en total.

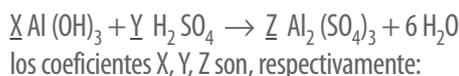
a. Sólo I

b. Sólo III

c. I y II

d. I y III

5. En la ecuación



a. 2, 3, 1

b. 3, 2, 1

c. 1, 2, 3

d. 3, 6, 3

6. ¿Cuál de las siguientes sustancias, tiene el mismo número de átomos que el 3Cl_2 ?

a. 3NH_3

b. 3CO

c. 3NO_2

d. 3P_4

7. El "mol" es una unidad de medida propia de la química, cuya referencia se puede asociar correctamente con:
- Una centena de especies, cualquiera sean estas.
 - $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.
 - $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades elementales, sean estas átomos, elementos o compuestos.
 - $6,02 \cdot 10^{23}$ compuestos.
 - La masa de una cantidad específica de entidades elementales.
8. Cuántos gramos de hidrógeno se producirán a partir de 10 gramos de cinc que reaccionan con ácido clorhídrico de acuerdo a la ecuación:

$$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$
- 2 g.
 - 0,3 g.
 - 12 g.
 - Ninguna de las anteriores.
9. Para la reacción de combustión (reacción con oxígeno) de 2 moles de metano (CH_4) para producir agua (H_2O) y dióxido de carbono (CO_2), se puede establecer la ecuación química balanceada, en la que la suma de los coeficientes estequiométricos de los productos será:
- 2
 - 3
 - 4
 - 6
 - 12
10. Al reaccionar 5 mL de ácido sulfúrico (1 gml^{-1}) con 0,5 g de cloruro de sodio forman una sal ternaria y un ácido. El reactivo excedente y la masa en gramos de sal formada es:
- El ácido - 0,043 gramos.
 - La sal - 0,043 gramos.
 - El ácido - 6,11 gramos.
 - La sal - 0,61 gramos.
11. Después de arder una cierta cantidad de acetileno (C_2H_2) según la reacción de combustión con el oxígeno, se han recogido 12 litros de dióxido de carbono en condiciones normales de temperatura y presión. El volumen de acetileno que reacciona originalmente es:
- 1 litro.
 - 6 litros.
 - 11,2 litros.
 - 12 litros.

12. La masa de oxígeno en exceso que existe al hacer reaccionar 40 g de Ca con 20 g de O_2 para obtener 56 gramos de óxido de calcio (CaO):
- 4 g.
 - 18 g.
 - 7 g.
 - No se puede determinar.
13. Al quemar 16 gramos de metano CH_4 , se obtuvieron 44 gramos de dióxido de carbono y 36 gramos de agua. La masa de oxígeno que se utilizó en esta combustión es igual a:
- 32 g.
 - 52 g.
 - 64 g.
 - 100 g.

Solucionario

Actividad N°1

- 0,043 moles Fe_2O_3
 - 0,044 moles $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y 13,44 mL
 - 0,09 moles H_2SO_4
- H_2O
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 0,07 moles de $\text{Ba}(\text{OH})_2$

Actividad N°2

- a
- c
- b
- d
- a
- b
- c
- a
- d
- d
- b
- a
- c

Composición porcentual a partir de datos experimentales

DESAFÍO CIENTÍFICO

Estudiaremos:

Cálculo de la composición porcentual a partir de datos teóricos empleando planillas Excel.

Excel es una hoja de cálculo integrada de Microsoft Office que permite trabajar con números de forma sencilla e intuitiva. Para ello, se utiliza una cuadrícula donde en cada celda se pueden introducir números, letras y símbolos. Como tal, ofrece un sinnúmero de beneficios cuando sus fórmulas se aplican correctamente.

A continuación se ilustra un ejemplo aplicado para calcular composición porcentual de distintos compuestos. Observa la planilla atentamente.

Habilidades a desarrollar:

- Interpretar.
- Observar.
- Construir fórmulas.
- Usar planilla Excel.

1	2 Compuesto	Número de átomos				Masas atómicas de los átomos				Masa molar	Aporte de cada átomo				Composición porcentual				Comprobación
		H	O	S	Cl	H	O	S	Cl		H	O	S	Cl	H	O	S	Cl	
3	H ₂ O	2	1			1	16	32	35	18	2	16	0	0	11,1	88,9	0,0	0,0	100
4	HCl	1			1	1	16	32	35	36	1	0	0	35	2,8	0,0	0,0	97,2	100
5	H ₂ SO ₄	2	4	1		1	16	32	35	98	2	64	32	0	2,0	65,3	32,7	0,0	100
6	HClO ₄	1	4		1	1	16	32	35	100	1	64	0	35	1,0	64,0	0,0	35,0	100
7	H ₂ S	2		1		1	16	32	35	34	2	0	32	0	5,9	0,0	94,1	0,0	100
8	HClO	1	1		1	1	16	32	35	52	1	16	0	35	1,9	30,8	0,0	67,3	100

En la columna A se disponen las fórmulas de compuestos de los que es necesario determinar la composición porcentual. Para ahorrar tiempo un estudiante confeccionó la planilla que observas en la figura.

En las columnas B, C, D y E escribe el número de átomos presentes en cada fórmula, mientras en las columnas F a la I sus respectivas masa atómicas. En la columna J calcula la masa molar empleando fórmulas Excel.

Para establecer una fórmula Excel simplemente debes escribir en la celda que corresponda el tipo de operaciones que ocurran entre las otras. Por ejemplo, para determinar la masa molar, se escribe:

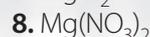
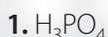
$$=(B5*F5)+(C5*G5)+(D5*H5)+(E5*I5)$$

Al completar las celdas B a la F correctamente, obtendrás los valores de masa molar de cada compuesto solo copiando y pegando la fórmula en las celdas siguientes, la que se ajustará a la fila correspondiente; por ejemplo, la fórmula anterior en la fila 6 será:

$$=(B6*F6)+(C6*G6)+(D6*H6)+(E6*I6)$$

Asimismo, para multiplicar o dividir solo necesitas identificar los datos que componen la operación; por ejemplo, para determinar el aporte de oxígeno en el ácido sulfúrico (H₂SO₄), es necesario poner en la celda $=(B7*F7)$; la primera B7 identifica el número de átomos y la segunda su masa atómica. En el caso del cálculo porcentual del mismo elemento y compuesto se tiene $=(K7/F7)*100$, donde K7 es el aporte del elemento en el compuesto y F7 la masa molar del compuesto.

Considerando las indicaciones, construye una planilla Excel que te permita calcular la composición porcentual de los siguientes compuestos:



INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 8

Unidad III

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

Instrucciones:

Lee atentamente las instrucciones antes de contestar el ítem y las preguntas formuladas.

Puedes emplear calculadora y tabla periódica. Recuerda que cualquier consulta debes dirigirla a tu profesor o profesora y no a tus compañeros o compañeras.

El instrumento consta de 20 preguntas de la misma valoración cada una de ellas (2 puntos cada una) y dispones de 80 minutos para responderla.

I. Ítem. Selección única

Marca con una X la letra de la alternativa que responde correctamente a la pregunta planteada.

Lee atentamente el siguiente texto y luego responde las preguntas 1 a la 5.

Un sistema químico está formado por una o más sustancias químicas, separadas del resto del universo por unos límites de separación o paredes, que pueden ser reales o imaginarios. Cada componente de un sistema tiene unas propiedades químicas y físicas características que lo diferencian de los demás. Un sistema puede estar constituido inicialmente por una o más sustancias, que pueden ser a su vez elementos o compuestos.

Si las propiedades químicas de los componentes del sistema final son las mismas que las del inicial, habrá tenido lugar un proceso físico. Si las propiedades químicas han variado, se dice que ha ocurrido una reacción química. Los componentes iniciales reciben el nombre de reactivos y las sustancias resultantes, el de productos. No sólo los elementos se combinan entre sí para formar compuestos con propiedades diferentes a los elementos iniciales; también los compuestos pueden originar otros nuevos de propiedades distintas a los originales.

De acuerdo a lo leído con anterioridad, si un estudiante de 1° Año Medio realiza un experimento en el laboratorio de su colegio en el que deberá mezclar ácido fluorhídrico con cloruro de sodio, en un tubo de ensayo, para obtener ácido clorhídrico y fluoruro de sodio:

- | | |
|---|--|
| <p>1. ¿Cuáles son los límites del sistema químico?</p> <ul style="list-style-type: none">a. Las paredes del laboratorio.b. Los reactivos.c. Las paredes del colegio.d. Las paredes del tubo de ensayo.e. Los productos. <p>2. ¿Cuáles son los componentes del sistema químico?</p> <ul style="list-style-type: none">a. Laboratorio, tubo de ensayo y reactivos.b. Tubo de ensayo y reactivos.c. Reactivos.d. Productos.e. Tubo de ensayo, reactivos y productos. | <p>3. ¿Cuál(es) es(son) el(los) reactivo(s) de la reacción química?</p> <ul style="list-style-type: none">I. Tubo de ensayo.II. Cloruro de sodio.III. Ácido clorhídrico.IV. Ácido fluorhídrico.V. Fluoruro de sodio. <ul style="list-style-type: none">a. Sólo I, II y IIIb. Sólo II y IIIc. Sólo II y Vd. Sólo III y IVe. Sólo IV y V |
|---|--|

4. ¿Cuáles son los productos de la reacción química?

- I. Tubo de ensayo.
- II. Cloruro de sodio.
- III. Ácido clorhídrico.
- IV. Ácido fluorhídrico.
- V. Fluoruro de sodio.

- a. Sólo I y II
- b. Sólo II y III
- c. Sólo II y IV
- d. Sólo III y IV
- e. Sólo IV y V

5. ¿Un ejemplo correcto de cambio físico sería?

- a. Quemar un papel.
- b. Evaporación del agua.
- c. Lluvia ácida.
- d. Preparar arroz.
- e. Hidrólisis del agua.

6. La ley fundamental de la química que postula que "los átomos de dos o más elementos se pueden combinar en proporciones diferentes de números sencillos para producir más de un compuesto distinto" corresponde a:

- a. Ley de las proporciones definidas.
- b. Ley de las proporciones múltiples.
- c. Ley de conservación de la materia.
- d. A y B son correctas.
- e. B y C son correctas.

7. El elemento cinc se compone de cinco isótopos cuyas masas y abundancias relativas se presentan en la siguiente tabla:

Isótopo	Masas	Abundancias relativas
Nº 1	63,929 uma	48,89%
Nº 2	65,926 uma	27,81%
Nº 3	66,927 uma	4,110%
Nº 4	67,925 uma	18,57%
Nº 5	69,925 uma	0,62%

De acuerdo a los datos entregados, ¿cuál es la masa atómica promedio del cinc (Zn)?

- a. 63,93 uma
- b. 66,93 uma
- c. 65,39 uma
- d. 65,93 uma
- e. 66,78 uma

8. Los minerales de Uranio (U) se distribuyen en todo el mundo, principalmente en Canadá, Zaire y Estados Unidos. Es empleado en la industria de la química nuclear como combustible en reactores de potencia y algunos de investigación.

El uranio natural está compuesto de 99,28305% de U - 238, 0,711% de U - 235 y 0,0054% de U - 243.

¿Cuál es la masa atómica promedio del Uranio (U)?

- a. 238
- b. 237
- c. 236
- d. 235
- e. 234

9. De acuerdo con las masa atómicas de los elementos constituyentes, la masa formular del ácido fosfórico (H_3PO_4) es:

- a. 34,0 uma
- b. 48,0 uma
- c. 50,0 uma
- d. 191,0 uma
- e. 839 uma

10. Considerando que las masa atómicas de H = 1 uma y del O = 16 uma, el compuesto cuya masa formular es igual a 18 uma es:

- a. HO
- b. H_2O
- c. HO_2
- d. H_2O_2
- e. H_3O

11. El número de Avogadro establece que $6,02 \cdot 10^{23}$ entidades elementales equivalen a 1 mol de entidades elementales. Según esa proporción, ¿a cuántos átomos de sodio equivalen 0,5 moles de sodio?

- a. 0,25 mol.
- b. 0,25 átomos.
- c. $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2$ átomos.
- d. $6,02 \cdot 10^{23} / 2$ átomos.
- e. Δ de átomos.

12. ¿Cuántos moles de átomos contienen 100,2 gramos de calcio metálico?

- a. 40 moles.
- b. 2,50 moles.
- c. 4000 moles.
- d. 0,40 moles.
- e. $6,02 \cdot 10^{23}$ moles.

- 13.** Una muestra de glucosa $C_6H_{12}O_6$ contiene $4,0 \cdot 10^{22}$ átomos de carbono. ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuántas moléculas de glucosa contiene la muestra?
- $8,0 \cdot 10^{22}$ átomos de H,
 $8,0 \cdot 10^{22}$ moléculas de glucosa.
 - $8,0 \cdot 10^{22}$ átomos de H,
 $4,0 \cdot 10^{22}$ moléculas de glucosa.
 - $4,0 \cdot 10^{22}$ átomos de H,
 $4,0 \cdot 10^{22}$ moléculas de glucosa.
 - $8,0 \cdot 10^{22}$ átomos de H,
 $6,7 \cdot 10^{21}$ moléculas de glucosa.
 - $8,0 \cdot 10^{23}$ átomos de H,
 $8,0 \cdot 10^{23}$ moléculas de glucosa.
- 14.** En el transcurso de la unidad se ha establecido que existe un método de conversión mol - gramos. Según tu aprendizaje, ¿cuántos gramos de cloruro de sodio (NaCl) equivalen a 1,5 moles del compuesto?
- 87,0 g
 - 23,0 g
 - 38,6 g
 - 0,025 g
 - 85,5 g
- 15.** ¿Cuáles son los porcentajes en masa de Ca, C y O en el carbonato de calcio ($CaCO_3$)?
- Ca = 40 C = 20 O = 40
 - Ca = 20 C = 30 O = 50
 - Ca = 40 C = 48 O = 16
 - Ca = 40 C = 12 O = 48
 - Ca = 30 C = 12 O = 58
- 16.** Si una muestra contiene 40,0% de carbono (C), 6,7% de hidrógeno (H) y 3,3% de oxígeno (O) en masa, la fórmula empírica del compuesto es:
- C_4HO_5
 - CH_2O
 - $C_2H_4O_2$
 - $C_3H_6O_3$
 - C_4H_6O
- 17.** ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto cuya composición centesimal es: 28,25% de potasio; 25,64% de cloro; 46,11% de oxígeno?
- $KClO_6$
 - K_2ClO_4
 - K_2ClO_6
 - KCl_2O_4
 - $KClO_4$
- 18.** Un compuesto A_2B_3 tiene un 10% en peso de A. De acuerdo a la proporción indicada, ¿cuál es el contenido de B en el compuesto AB_2 ?
- 92,3%
 - 82,3%
 - 50,0%
 - 35,5%
 - 25,5%
- 19.** Si la masa molar del dioxano es 88 y su composición porcentual 54,5% de C, 9,15% de H y el resto de oxígeno, su fórmula molecular es:
- C_2H_2
 - $C_4H_8O_2$
 - $C_3H_4O_3$
 - $C_2H_{16}O_3$
 - C_2H_4O
- 20.** ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto cuya fórmula empírica es CH y presenta una masa molar igual a 78 g/mol?
- CH
 - C_2H_2
 - C_4H_4
 - C_6H_6
 - C_8H_8

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 9

Unidad III

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

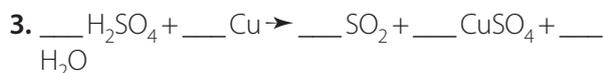
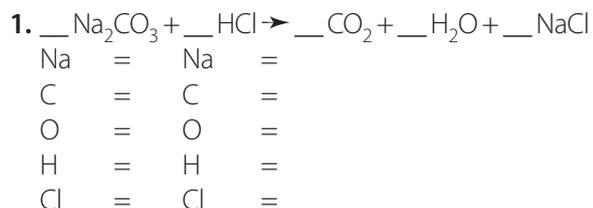
Instrucciones:

Lee atentamente antes de responder.

Desarrolla cada uno de los ejercicios propuestos en los espacios dispuesto para ello. Recuerda que cualquier consulta debes dirigirla a tu profesor o profesora y no a tus compañeros o compañeras.

I. Ítem. Balanceo de ecuaciones químicas por método de tanteo.

Determina el equilibrio de las siguientes ecuaciones químicas por método de tanteo.



II. Ítem. Balanceo de ecuaciones químicas por método algebraico.

Determina el equilibrio de las siguientes ecuaciones químicas por método algebraico.

Observa atentamente la propuesta estructural del primer ejercicio, que te guiará en el proceso de razonamiento. Puedes posteriormente emplear el modelo base para resolver los ejercicios siguientes.



Fe;

O;

Sistema de ecuaciones

_____ /

Si a = 1 :

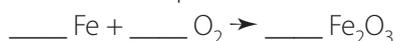
Finalmente:

a =

b =

c =

La ecuación equilibrada es:



III. Ítem. Información en ecuaciones químicas.

Para cada una de las siguientes ecuaciones químicas, que fueron equilibradas por ti en los ejercicios anteriores, indica la información que es posible extraer de cada compuesto y elemento participante, completando la tabla según la información solicitada.

Información	$\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$
Cantidad de moles	
Cantidad de moléculas	
Cantidad de átomos (identifica cada átomo por separado)	
Masa	

INSTRUMENTO DE EVALUACIÓN N° 10

Unidad III

Nombre: _____

Curso: 1° Medio _____ Fecha: _____

Instrucciones:

Lee atentamente, antes de responder, las instrucciones de cada ítem y las preguntas formuladas.

Desarrolla cada uno de los ejercicios propuestos en los espacios dispuesto para ello. Recuerda que cualquier consulta debes dirigirla a tu profesor o profesora y no a tus compañeros o compañeras.

I. Ítem. Ejercitación.

Resuelve cada uno de los problemas planteados. Recuerda consultar los datos de las masas atómicas en la Tabla periódica de los elementos.

- Durante el proceso de la fotosíntesis el $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ en presencia de luz solar, se transforman en $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2$.
 - Representa la ecuación química del proceso.
 - ¿Cuántos gramos de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ se pueden obtener con 3.250 g de CO_2 ?
 - ¿Cuántos gramos de oxígeno se liberan al aire en esta reacción, si tenemos 3.250 g de CO_2 ?
- Las máscaras que suministran oxígeno en los casos de emergencia, contienen los siguientes elementos según la reacción:

$$\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3 + \text{O}_2$$
 - Si una persona que usa estas máscaras, elimina 0,7 g de CO_2 por minuto. ¿Cuántos gramos de O_2 podrá inhalar en un tiempo de 15 minutos?
- Considere 10 g de cada uno de estos gases O_2 , N_2 , CO . Calcular:
 - ¿Cuál de ellos ocupa un mayor volumen medido en condiciones normales?
 - ¿En cuál de ellos habrá menor número de moléculas?
 - ¿En cual de ellos es mayor el número de moles?
 - ¿En cual de estos: O_2 y CO existe mayor número de átomos de oxígeno?
 - Si se midieran 5 L de cada gas, ¿cuál sería más pesado de ellos?
- Se masaron 5 g de Cl_2O y NO_2 . Calcular:
 - ¿En cuál de ellos hay mayor número de átomos de oxígeno?
 - ¿En cuál de ellos hay menor número de átomos de oxígeno?
 - ¿Cuál de ellos es más denso?
 - ¿En cuál de ellos hay mayor número de moléculas?
 - Si se midieran 2 L de estos gases en condiciones normales ¿En cuál de ellos habrá mayor y menor número de moles respectivamente?
 - ¿Qué volumen habría que medir en condiciones normales para tener 5 g de cada gas?
- Para cada una de estas sustancias, todas ellas gaseosas a temperatura ordinaria: CH_4 , C_2H_6 , C_2H_2 , Cl_2 , considerando un volumen de 10 L en condiciones normales, determinar:
 - Masa contenida en cada uno de ellos.
 - Número de moléculas contenidos en cada uno de esos volúmenes.
 - Volumen final al hacer reaccionar el metano y el cloro de este modo:

$$\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CICH}_3 + \text{HCl}$$
 - Volumen final obtenido al reaccionar el acetileno y el cloro de este modo:

$$\text{C}_2\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$$
- El dióxido de nitrógeno puede descomponerse por el calor, de este modo:

$$2\text{NO}_2 \rightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$$
 Si un mol de NO_2 (46 g), se descompusiera por el calor de ese modo, ¿cuál será el número de moléculas de NO y de O_2 que se formarán? Si después de la descomposición se vuelve a la temperatura y presión normales, ¿cuál será el volumen que ocuparán los gases resultantes?
- Un elemento gaseoso X, reacciona con el hidrógeno originando un compuesto también gaseoso X_nH_m . La reacción y la proporción en volúmenes en que reaccionan entre sí es:

$$\text{X} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{X}_n\text{H}_m$$
 Un litro del gas X_nH_m (en c/n pesa 1,42 g. Determina la masa molar de X.

8. Un elemento gaseoso desconocido X, reacciona con el oxígeno en esta proporción $2X + 3 O_2 \rightarrow X_m O_n$. Un litro de $X_m O_n$ (en c/n) pesa 3,43 g. Con estos datos y utilizando el peso molecular del oxígeno, calcule la masa molar de X.

Para responder las preguntas 9 a la 12 considera el siguiente problema.

La ecuación química $NH_3(g) + CO_2(g) \rightarrow (NH_2)_2CO(ac) + H_2O(l)$ (no balanceada) representa la reacción del amoníaco con el dióxido de carbono. Suponiendo que se mezclan 637,2 g de NH_3 con 1142 g de CO_2 :

9. El reactivo limitante de la reacción es:
- $NH_3(g)$
 - $CO_2(g)$
 - $(NH_2)_2CO_{(ac)}$
 - $H_2O(l)$
10. ¿Cuántos moles de urea $[(NH_2)_2CO]$ se obtendrán?
- 37,42 mol
 - 18,71 mol
 - 24,501 mol
 - 16,72 mol
11. ¿Cuántos gramos de urea $[(NH_2)_2CO]$ se obtendrán?
- 2.245,2 g
 - 1.122,6 g
 - 1.470,06 g
 - 1.003,2 g
12. ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si en realidad se formaran 953,6 g?
- 42,47%
 - 84,95%
 - 64,86%
 - 95,06%

II. Ítem. Desarrollo.

Desarrolla los ejercicios propuestos en los espacios que correspondan.

Observa atentamente la propuesta estructural del primer ejercicio, que te guiará en el proceso de razonamiento. Puedes posteriormente emplear el modelo base para resolver los ejercicios siguientes.

1. La fórmula química del ácido acético es CH_3COOH . (el vinagre es una disolución diluida de ácido acético). Cuando está puro es inflamable, de manera

que si se combustionan de 315 g de ácido acético, ¿cuántos gramos de CO_2 y H_2O se producirán?

- Escribe la ecuación química que representa el proceso y balancéala. Recuerda que la combustión es una reacción en la que el oxígeno (O_2) es un reactivo.
 - Establece las relaciones ponderales que correspondan entre los datos que conoces y aquellos que esperas conocer. (Recuerda que se recomienda sea una proporción en moles y no en otras unidades; por ende, los datos que estén expresados en unidades de masa debes transformarlos a la unidad de cantidad de sustancia mol). Para ello, ten presente:
 - Transformación de unidades para el ácido acético.
 - Respecto al ácido acético y el dióxido de carbono (CO_2).
 - Respecto al ácido acético y el agua (H_2O).
 - Finalmente, la masa de dióxido de carbono y agua que se puede obtener a partir de 315 g de ácido acético es _____ y _____ respectivamente.
2. Para la misma reacción del ácido acético y dióxido de carbono analizada en el ejercicio anterior, ¿cuántos gramos de CO_2 se habrían producido a partir de 35,0 g de ácido acético y 17,0 g de O_2 ?, ¿cuál de los dos reactivos limita la reacción? Establece las relaciones ponderales que te permitirán determinar cuál es el reactivo limitante y cuál es el que está en exceso. Para ello, establece relaciones entre lo ideal (propuesto en la ecuación química) y lo real (datos entregados). Una vez conocido el reactivo limitante, continúa desarrollando los cálculos necesarios para determinar la masa de CO_2 producida.
3. La reacción entre el óxido nítrico (NO) y oxígeno para formar dióxido de nitrógeno (NO_2) es un paso determinante para la formación del smog fotoquímico.
- $$2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$$
- ¿Cuántos moles de NO_2 se formarán por la reacción completa de 0,254 mol de O_2 ?
 - ¿Cuántos gramos de NO_2 se formarán por la reacción completa de 1,44 g de NO?

DESCRIPCIÓN PARA LA CALIFICACIÓN Y EVALUACIÓN

Unidad III

De los contenidos evaluados en cada instrumento.

<i>Instrumentos 1° Medio</i>	<i>CMO Unidad 3</i>
N° 8	Descripción cuantitativa, por medio de la aplicación de las leyes ponderales, de la manera en que se combinan dos o más elementos para explicar la formación de compuestos.
N° 9	Aplicación de cálculos estequiométricos para explicar las relaciones cuantitativas entre cantidad de sustancia y de masa en reacciones químicas de utilidad industrial y ambiental por ejemplo, en la formación del agua, la fotosíntesis, la formación de amoníaco para fertilizantes, el funcionamiento del "airbag", en la lluvia ácida.
N° 10	Aplicación de cálculos estequiométricos para explicar las relaciones cuantitativas entre cantidad de sustancia y de masa en reacciones químicas de utilidad industrial y ambiental por ejemplo, en la formación del agua, la fotosíntesis, la formación de amoníaco para fertilizantes, el funcionamiento del "airbag", en la lluvia ácida.

Después de la evaluación, ¿qué se debe hacer?

Llegamos así al punto clave del proceso. Se trata de plantear planes de mejora. Vale decir, toda evaluación que no termine en actuaciones concretas de mejora no tiene sentido. Un plan de evaluación no puede considerarse terminado hasta que se concreta en acciones consecuentes. No tiene sentido el conocimiento sistemático si no se proyecta en planes que mejoren aquellos aspectos que la evaluación nos sugiere.

El plan de mejora es la finalidad por la que elaboramos y ejecutamos la evaluación. Es su justificación y su sentido. Para qué queremos tener información de lo que hacemos si no nos sirve para mejorar nuestra situación, ya sea en el ámbito de la administración educativa o del centro educativo. No tiene sentido utilizar tiempo y esfuerzos para diagnosticar algo si no intervenimos después sobre esa realidad. Es más, en muchas ocasiones el esfuerzo y tiempo dedicado a la fase del diagnóstico es tan grande que cuando llega el momento de diseñar procesos de mejora ya no queda ni tiempo, ni ilusión, ni deseo. Por lo tanto, cuando se diseñan todas las actuaciones habría que tener en cuenta ya desde el principio esta fase, sin la que todo el proceso no tiene sentido.

Decisiones por tomar

Así, pues, recordando el proceso que debe seguir cualquier modelo de evaluación de aula, observamos como siempre deben finalizar en lo que estamos insistiendo en esta fase del proceso, o sea, en planes de mejora:

- Comprender el problema de la evaluación: sensibilización.
- Planificar la evaluación: diseño.

- Recoger datos: información.
- Analizar datos: juicios de valor.
- Informar sobre los resultados: informe.
- Procesos de mejora: actuación a corto plazo y a mediano plazo.

Por lo tanto, cuando llegamos a la fase final del proceso nos debemos preguntar qué decisiones hay que tomar, partiendo siempre de la realidad y de la cultura de cada centro educativo, ya que el cambio debe partir de su cultura propia y orientarse hacia su transformación.

Podemos distinguir dos niveles en esta toma de decisiones:

- Decisiones inmediatas: se trataría de actuar sobre problemas claramente definidos, que no exige mucho esfuerzo ni recursos y que en poco tiempo ya vemos los resultados.
- Actuaciones a mediano y largo plazo: son ya decisiones un poco más complicadas, que exigen una planificación detallada, que pueden requerir una visión multidisciplinaria y la implicación de equipos de trabajo.

En cualquier caso, en el momento de plantearnos estas decisiones, allí donde se establezca una situación mejorable deberíamos tener en cuenta si:

- tal mejora es posible,
- es el momento propicio,
- las circunstancias lo permiten,
- no existen otras necesidades más prioritarias,
- en definitiva, si es conveniente y posible hacerlo.

APRENDIZAJES ESPERADOS E INDICADORES DE EVALUACIÓN

Unidad III

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>
<ul style="list-style-type: none"> - Interpretar los datos de una reacción química para predecir y escribir las fórmulas de los compuestos químicos comunes presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente. 	<ul style="list-style-type: none"> Identifica reactivos y productos en una ecuación química. Formula ecuaciones químicas a partir de información textual. Obtiene información cualitativa y cuantitativa de una reacción química a partir de su ecuación química. Determina cantidades de mol a partir de los índices estequiométricos. Obtiene información cuantitativa y cualitativa de una ecuación química.
<ul style="list-style-type: none"> - Calcular masa molar y emplearla para resolver problemas relacionados con la estequiometría. 	<ul style="list-style-type: none"> Calcula la masa atómica de un elemento a partir de la información de sus isótopos naturales. Calcula la masa formular extrayendo información desde la tabla periódica.
<ul style="list-style-type: none"> - Calcular la composición porcentual de un compuesto a partir de su fórmula y de los datos experimentales. 	<ul style="list-style-type: none"> Determina la composición porcentual de un compuesto a partir de datos experimentales.
<ul style="list-style-type: none"> - Usar planillas de cálculo para analizar los datos estequiométricos de un experimento. 	<ul style="list-style-type: none"> Emplea correctamente la planilla Excel para ingresar información. Aplica funciones básicas de Excel para obtener cálculos gracias al empleo de fórmulas.
<ul style="list-style-type: none"> - Aplicar las leyes de la combinación química en reacciones químicas que explican la formación de compuestos comunes. 	<ul style="list-style-type: none"> Conoce y aplica el postulado de la Ley de Conservación de la Materia. Conoce y aplica el postulado de la Ley de las proporciones definidas para interpretar la información contenida en una fórmula química. Conoce y aplica el postulado de la Ley de las proporciones múltiples para interpretar la información contenida en una fórmula química. Establece la fórmula empírica de un compuesto químico a partir de datos teóricos. Establece la fórmula molecular de un compuesto químico a partir de datos teóricos.
<ul style="list-style-type: none"> - Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de Conservación de la Masa. - Realizar cálculos de estequiometría con ecuaciones químicas balanceadas en la resolución de problemas. 	<ul style="list-style-type: none"> Calcula la cantidad de sustancia (mol) a partir de datos de masa, volumen y/o cantidad de entidades elementales y viceversa. Establece relaciones cuantitativas entre reactivos y/o productos. Determina cantidades de masa sustancia empleando relaciones proporcionales entre los compuestos involucrados. Calcula cantidades de reactivos y/o productos aplicando relaciones estequiométricas
<ul style="list-style-type: none"> - Establecer relaciones cuantitativas en diversas reacciones químicas presentes en la nutrición de los seres vivos, la industria y el ambiente. 	<ul style="list-style-type: none"> Determina relaciones cuantitativas correctas entre especies de una ecuación química.
<ul style="list-style-type: none"> - Identificar los factores que limitan la formación de un compuesto en una reacción química. 	<ul style="list-style-type: none"> Identifica las especies que limitan la reacción química.
<ul style="list-style-type: none"> - Inferir el rendimiento real y teórico y en términos de porcentaje a partir de los datos estequiométricos de algunas reacciones químicas de utilidad industrial y medioambiental. 	<ul style="list-style-type: none"> Calcula el rendimiento real de una reacción a partir de datos teóricos y/o experimentales.

Utilice los indicadores dados para construir instrumentos de evaluación. En las unidades anteriores se han dispuesto distintos métodos para evaluar el progreso y nivel de logro de los estudiantes respecto a los aprendizajes esperados, Contenidos Mínimos Obligatorios y por ende Objetivos Fundamentales.

Se propone en esta unidad una rúbrica que puede ser definida como una guía que evalúa el desempeño de un estudiante basada en la suma de una gama completa de criterios más que en una sola cuenta numérica. Este instrumento puede ser utilizado tanto por los propios estudiantes como por el docente. En el primer caso, es recomendable entregarles a los estudiantes el instrumento antes de iniciar un determinado trabajo para que guíen su accionar según los criterios con los cuales será evaluado el trabajo.

Respecto a su uso, varios expertos indican que las rúbricas mejoran los productos finales de los estudiantes, y por lo tanto, aumentan el aprendizaje. Cuando los profesores evalúan los trabajos o los proyectos, saben qué hace un buen producto final y por qué. Cuando los estudiantes reciben rúbricas de antemano, entienden cómo los evaluarán y pueden prepararse por consiguiente. Desarrollando una rúbrica y poniéndola a disposición de los estudiantes les proporcionará la ayuda necesaria para mejorar la calidad de su trabajo y para aumentar su conocimiento.

Una vez que sea elaborada la rúbrica, puede ser utilizada para una variedad de actividades, como el repaso y la revisión de conceptos desde diversos ángulos, mejorando así la comprensión de la lección para los estudiantes. Entre las ventajas del uso de las rúbricas se reconocen:

- Los docentes pueden aumentar la calidad de su instrucción directa proporcionando el foco, el énfasis, y la atención en los detalles particulares como modelo para los estudiantes.
- Los estudiantes tienen pautas explícitas con respecto a las expectativas del profesor o profesora.
- Los estudiantes pueden utilizar rúbricas como herramienta para desarrollar sus capacidades.
- Los docentes pueden reutilizar las rúbricas para varias actividades.

A modo de ejemplo le entregamos la rúbrica que le permitirá a usted y/o a sus estudiantes evaluar formativamente el Desafío científico de las páginas 169 y 174, que, tal como se indicó en la tabla de especificaciones, permite determinar el nivel de logro del estudiante respecto del siguiente aprendizaje esperado: “Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de Conservación de la Masa”.

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>	<i>Actividad asociada</i>	<i>Nº Pregunta</i>
Balancear las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de Conservación de la Masa.	Determina el equilibrio de ecuaciones químicas por método de tanteo.	Desafío científico, pág. 169	1 al 5
		Desafío científico, pág. 174	II y III
		Desafío científico, pág. 169	1 al 4 y 6
		Desafío científico, pág. 174	II y III

En este caso, se recomienda para cada indicador una secuencia de subindicadores que en conjunto contemplan los pasos esenciales para que el estudiante logre el indicador expresado.

Para facilitar la interpretación de la información cualitativa que obtiene gracias al instrumento (que le dirá exactamente cuáles son los errores o dificultades del estudiante frente a un ejercicio determinado) se ha establecido una asociación con una escala numérica de cada descriptor.

Las valoraciones van desde el 1 al 4, siendo 4 el más alto. En estricta asociación, corresponden a:

- 4 → Excelente (Desarrolla la tarea sin dificultad ni error).
- 3 → Bueno (Desarrolla la tarea con dificultad, como máximo un error).
- 2 → Regular (Desarrolla parcialmente la tarea con gran dificultad y comete más de un error).
- 1 → Deficiente (Desarrolla solo algunas partes de la tarea y comete errores).

Ejemplo 1: Instrumento válido y replicable para una actividad de equilibrio de ecuaciones químicas.

RÚBRICA

<i>Aprendizajes esperados</i>	<i>Indicadores</i>
Balanciar las ecuaciones de reacciones químicas sencillas aplicando la Ley de Conservación de la Masa.	Determina el equilibrio de ecuaciones químicas por método de tanteo.

<i>Aspecto</i>	<i>Nivel del estudiante</i>	<i>Descripción</i>
Identificar los elementos de un compuesto.	4	Identifica correctamente los elementos que participan en la reacción.
	3	Identifica parcialmente los elementos que participan en la reacción.
	2	Confunde la notación de dos elementos distintos con la de uno solo (por ejemplo PO con Po).
	1	No disgrega compuestos en los elementos constituyentes.
Contabilizar elementos en reactivos y productos.	4	Identifica correctamente el número de moles de átomos para cada elemento participante.
	3	Identifica parcialmente el número de moles de átomos, cometiendo errores en la contabilidad de ellos.
	2	Contabiliza distintos átomos como si fuera uno solo.
	1	No considera índices ni subíndices estequiométricos en la contabilidad de átomos.
Asignación de índices estequiométricos para el equilibrio.	4	Asigna índices estequiométricos que equilibran la ecuación y comprueba la contabilidad final.
	3	Asigna índices estequiométricos que equilibran parcialmente la ecuación, presentándose como máximo un elemento sin equilibrar.
	2	Asigna valores errados que no equilibran la reacción.
	1	No asigna valores, no comprende que debe modificarlos para lograr el equilibrio.

En esta caso, el puntaje máximo del estudiante es 12 y el mínimo 3, relación que le permitirá establecer la escala de calificación o porcentaje de logro. A diferencia de otro instrumento que fuese elaborado no considerando cada uno de los pasos que el estudiante deberá desarrollar para enfrentar la tarea exitosamente, la rúbrica le entrega el dato exacto del momento de aplicación en el cual el estudiante se confunde o presenta dificultades. La escala para la conversión será:

<i>Puntaje obtenido</i>	<i>Asociación a calificación</i>	<i>Porcentaje de logro</i>
12	7,0	100
11	6,4	92
10	5,8	83
9	5,3	75
8	4,6	67
7	4	58
6	3,5	50
5	2,9	40
4	2,3	32
3	1,8	25

Ejemplo 2: Determina el equilibrio de ecuaciones químicas por método algebraico.

<i>Aspecto</i>	<i>Nivel del estudiante</i>	<i>Descripción</i>
Identificar los elementos de un compuesto.	4	Identifica correctamente los elementos que participan en la reacción, asignándole la incógnita matemática que corresponda.
	3	Identifica parcialmente los elementos que participan en la reacción y las incógnitas matemáticas que corresponden.
	2	Confunde la notación de dos elementos distintos con la de uno solo (por ejemplo PO con Po), asignando incorrectamente las incógnitas matemáticas.
	1	No disgrega compuestos en los elementos constituyentes.
Contabilizar elementos en reactivos y productos.	4	Identifica correctamente el número de moles de átomos para cada elemento participante y los asocia a los índices estequiométricos designados como a, b, c, d. . . .
	3	Identifica parcialmente el número de moles de átomos, cometiendo errores en la contabilidad de ellos.
	2	Contabiliza distintos átomos como si fuera uno solo.
	1	No considera índices ni subíndices estequiométricos en la contabilidad de átomos.
Establece el sistema de ecuaciones y lo resuelve.	4	Establece correctamente el sistema de ecuación y lo resuelve considerando que $a = 1$ y transforma los valores obtenidos que no son números enteros.
	3	Establece correctamente el sistema de ecuación y lo resuelve considerando que $a = 1$, pero no transforma los valores que estén expresados en fracciones.
	2	Establece un sistema de ecuaciones con errores por mala contabilidad o reconocimiento inadecuado de elementos constituyentes.
	1	No puede establecer el sistema de ecuaciones.
Asignación de índices estequiométricos para el equilibrio.	4	Asigna índices estequiométricos que equilibran la ecuación y comprueba la contabilidad final.
	3	Asigna índices estequiométricos que equilibran parcialmente la ecuación, presentándose como máximo un elemento sin equilibrar.
	2	Asigna valores errados que no equilibran la reacción.
	1	No asigna valores, no comprende que debe modificarlos para lograr el equilibrio.

En esta caso, el puntaje máximo del estudiante es 16 y el mínimo 4, relación que le permitirá establecer la escala a calificación o porcentaje de logro. A diferencia de otro instrumento que fuese elaborado no considerando cada uno de los pasos que el estudiante deberá desarrollar para enfrentar la tarea exitosamente, la rúbrica le entrega el dato exacto del momento de aplicación en el cual el estudiante se confunde o presenta dificultades.

Otro instrumento de gran utilidad son las escalas de estimación, que corresponden a un instrumento que tiene cierta similitud con la lista de cotejo y/o comprobación, con la diferencia de que las escalas de estimación admiten diversas categorías para la evaluación de los procesos de observación de los estudiantes.

Las escalas de estimación consisten en una serie de categorías, ante cada una de las cuales el evaluador debe indicar el grado en que se encuentra presente determinada característica o la frecuencia con que ocurre cierta acción. Permite así establecer el grado o medida en que se manifiesta cada característica por observar en el estudiante.

Como instrumento de registro de información, debe ser eminentemente estructurado; por tanto, una particularidad de cualquier tipo de escala de estimación debe contemplar la necesidad de hacer descriptores bien delimitados y muy representativos de las conductas reales de los estudiantes. La escala de estimación generalmente determina el grado de presencia de una conducta, de un comportamiento, de una habilidad, de una destreza, de una actitud. Esto significa que abarca una amplia gama de posibilidades que permite registrar la conducta desde el estudiante que la ejecuta en forma óptima hasta el que necesita mayor estimulación en su proceso de aprendizaje.

Para construirlas y aplicarlas es necesario tener en consideración que:

1. La motivación inicial es dirigir la observación hacia aspectos específicos y claramente definidos del comportamiento por observar.
2. Suministrar un cuadro común de referencia para comparar a todos los estudiantes de acuerdo con las consignadas características.
3. Proporcionar un método de registro conveniente.

En el texto y a través de diversos recursos, el trabajo colaborativo y en equipo es constante objeto de autoevaluación. Por ello, disponemos del siguiente instrumento que le permitirá al docente evaluar las habilidades y actitudes de los estudiantes en el transcurso de cualquier actividad grupal, que posteriormente le permitirá conversar con el estudiante informada y objetivamente, comparando las evaluaciones que ambos han realizado, el docente en su escala de estimación y el estudiante en los recursos dispuestos en el texto. Lo anterior no indica que este instrumento pueda ser empleado por el propio estudiante para autoevaluarse.

Otra forma de aplicación es solicitar a dos de los jóvenes que integren grupos de trabajo que observen el comportamiento del grupo y evalúen para que al final del proceso comenten con sus compañeros y compañeras lo que han observado.

Idealmente se establece que el registro sea individual, pero considerando que generalmente se atienden cursos numerosos, se presenta el instrumento en formato de planilla, en la que cada fila corresponde a un estudiante identificado por su número de lista, y cada columna a las conductas esperadas. Así cada casillero se debe completar teniendo presente las siguientes categorías.

4	→ Siempre. (Conducta observable constantemente)
3	→ Generalmente. (Conducta observada pero oscilante)
2	→ Rara vez. (Conducta observable pero en pocas ocasiones)
1	→ Nunca. (Conducta que no se observa)

Para efectos de observación, las conductas han sido elaboradas con un lenguaje positivo (respeta a sus compañeros y compañeras) y no “negativamente” (es irrespetuoso con sus compañeros), lo que facilita la asociación de puntaje.

Ejemplo 1: Instrumento válido y replicable para cualquier actividad dentro de la sala de clases.

ESCALA DE ESTIMACIÓN

Criterio:

Trabajo en grupos

Curso: 1° Medio _____

Conductas	Alumnos - Alumnas																																			Observaciones		
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35			
Respeto a sus compañeros(as).																																						
Ofrece ayuda espontáneamente en el trabajo.																																						
Participa en las actividades que desarrolla el grupo.																																						
Solicita ayuda cuando la necesita.																																						
Explica a los compañeros(as) que le solicitan ayuda.																																						
Respeto los turnos para comunicar sus ideas.																																						
Cumple con las labores encomendadas por el grupo.																																						
Trabaja sin distraerse dentro del propio grupo.																																						
Se concentra en el trabajo y permite el de sus compañeros.																																						
Es tolerante con los integrantes del grupo.																																						
Lidera algunas acciones del equipo.																																						
TOTALES																																						

Observaciones específicas

(Puede registrar hechos acontecidos durante la observación y/o en la retroalimentación, acuerdos, tareas, reuniones, compromisos, etc.).

Observaciones generales

Ejemplo 2: Por tratarse de una escala de estimación en la que se evalúa el trabajo del estudiante en equipo, se recomienda no cuantificar traduciendo a una calificación, sino que, a partir de los datos obtenidos, reforzar y estimular en el estudiante la conducta deseada.

Ahora bien, el mismo instrumento puede ser empleado por estudiante, cambiando solo el formato general al siguiente:

ESCALA DE ESTIMACIÓN

CRITERIO : TRABAJO EN EQUIPO

ALUMNO : _____

CURSO : _____

Conductas	Categorías			
	1	2	3	4
Respeto a sus compañeros y compañeras.				
Ofrece ayuda espontáneamente en el trabajo.				
Participa en las actividades que desarrolla el grupo.				
Solicita ayuda cuando la necesita.				
Explica a los compañeros(as) que le solicitan ayuda.				
Respeto los turnos para comunicar sus ideas.				
Cumple con las labores encomendadas por el grupo.				
Trabaja sin distraerse dentro del propio grupo.				
TOTALES				
Observaciones específicas (Puede registrar hechos acontecidos durante la observación y/o en la retroalimentación, acuerdos, tareas, reuniones, compromisos, etc.).				

SOLUCIONARIO

UNIDAD 1 - TEMA 1

Página 20

1. c
2. a
3. c
4. a
5. c

Página 24

1. Los rayos gamma son dañinos para la salud porque tienen mayor frecuencia y menor longitud de onda.
2. $3,39 \cdot 10^{-19}$ J
3. $3,1 \cdot 10^{-19}$ J
4. La explicación es porque la radiación electromagnética es emitida o absorbida en forma de fotones.
5. Se recomienda no apuntar los ojos con un rayo láser, porque este es de alta frecuencia, baja longitud de onda y la liberación de sus fotones es puntual.

Página 27

1. Diferencias: los espectros de emisión y absorción son propios de cada elemento y las semejanzas son sólo entre los mismos elementos, donde los espectros de emisión y absorción resultan ser complementarios al superponerse.
2. Permite identificar a los elementos químicos porque son característicos de ellos.
3. Los espectros de absorción sólo absorben algunas frecuencias del espectro electromagnético.
4. Los espectros de emisión sólo muestran algunas frecuencias del espectro electromagnético, que no pueden ser absorbidas.

Página 31

1. Es importante, porque la luz es energía electromagnética debida al movimiento de los

electrones y tiene un comportamiento ondulatorio y electromagnético.

2. Todos son fenómenos que las teorías anteriores no explicaban y a partir del modelo cuántico sí se pudieron explicar.
3. Los estudios de Planck en el átomo de hidrógeno sentaron las bases para el conocimiento posterior de las propiedades dinámicas de las partículas subatómicas. Planck fue el fundador de la Teoría Cuántica.
4. Son las distribuciones de colores, o de longitudes de onda o de frecuencias, emitidos por los átomos y permiten comprobar experimentalmente que los átomos emiten o absorben radiación electromagnética.
5. El estado basal no involucra cambios de energía como en el estado excitado.
6. Porque los electrones pueden absorber o liberar energía saltando de un orbital a otro y el tamaño y el número de orbitales varía para cada tipo de átomo.
7. Un átomo está excitado cuando gana energía para salir de su estado fundamental y libera su electrón asociado a un fotón.
8. El proceso de emisión de energía según la teoría atómica de Böhr, ocurre en un átomo de hidrógeno excitado, donde un electrón que inicialmente esta en una órbita de mayor energía regresa a su orbita estacionaria de menor energía y en este proceso libera un fotón en un determinado espectro de emisión.

Página 38

1.

Capa de valencia	n	l	m
3p	3	1	-1, 0, +1
4s	4	0	0
4d	4	2	-2, -1, 0, +1, +2

2.

n	Número de orbitales
2	4
3	9
4	16

3.

Capa de valencia	n	l	m	s
1s	1	0	0	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$
2p	2	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$
3p	3	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$

4. $3p > 3s > 2p > 2s > 1s$

La energía va aumentando a medida que aumenta el valor de l .

5. a. $1s < 2s < 2p < 3s < 3d$ b. $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 4d$

Página 42

1. a. d tiene 5 orbitales y 10 electrones.

b. f tiene 7 orbitales y 14 electrones.

2. a. Secundario, l c. s, d e. $-l, 0, +l$

b. 2 d. p

3. a. Los orbitales de menor energía son los primeros en ser ocupados por los electrones

b. Cada subnivel permite dos electrones, además tienen en orden creciente 1, 3, 5 y 7 orbitales.

c. En cada subnivel del orbital p, los dos electrones giran en sentido inverso uno del otro.

4. a. Determina la probabilidad de encontrar los electrones en esa región.

b. Permite saber cómo se ubican los electrones dentro del átomo.

c. Son aquellos que tienen orbitales que poseen la misma energía.

d. La configuración electrónica depende de la energía de los orbitales.

Página 44

1.

Capa de valencia	n	l	m	s
$3p^3$	3	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$
$2s^1$	2	0	0	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$
$4p^2$	4	1	-1, 0	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$
$3d^5$	3	2	-2, -1, 0, +1, +2	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$

2.

a. $1s^1$ b. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ c. $1s^2 2s^2 2p^5$ d. $1s^2 2s^2 2p^2$ e. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ f. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ g. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ h. $1s^2 2s^2 2p^3$ i. $1s^2$ j. $1s^2 2s^2 2p^6$ k. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ l. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

A partir de la configuración electrónica detallada, puedes tener la configuración global externa que aparece en negrita y, a partir de ahí, representar los diagramas de los orbitales atómicos.

3.

Capa de valencia	n	l	m	s
$1s^1$	1	0	0	$+\frac{1}{2}$
$4s^1$	4	0	0	$+\frac{1}{2}$
$2p^5$	2	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$
$2p^4$	2	1	-1, 0, +1	$-\frac{1}{2}$
$3p^4$	3	1	-1, 0, +1	$-\frac{1}{2}$
$3p^5$	3	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$
$3s^2$	3	0	0	$-\frac{1}{2}$
$2p^3$	2	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$
$1s^2$	1	0	0	$-\frac{1}{2}$
$2p^6$	2	1	-1, 0, +1	$-\frac{1}{2}$
$3p^6$	3	1	-1, 0, +1	$-\frac{1}{2}$
$4p^6$	4	1	-1, 0, +1	$-\frac{1}{2}$

4. a. Los gases nobles tienen su último orbital completo a diferencia de los otros elementos del punto 2.
 b. Todos los orbitales tienen sus dos electrones.
 c. Su n aumenta progresivamente en 1, 2, 3 y 4.
 d. Los gases nobles no forman iones por tener electrones apareados en el último orbital.

Página 46

1.

Elemento	Nº de electrones	Configuración electrónica	Electrones de valencia
Helio	2	$1s^2$	2
Carbono	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
Oxígeno	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	6
Neón	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	8
Sodio	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
Magnesio	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	2
Aluminio	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	3

2. a. El cloro (Cl) gana un electrón quedando de la forma Cl^- , alcanzando la configuración del gas noble Argón.
 b. El calcio (Ca) cede dos electrones para convertirse en el ión Ca^{2+} , alcanza la configuración del gas noble Argón.
 c. El azufre (S) gana dos electrones para convertirse en el ión S^{2-} , alcanzando la configuración del gas noble Argón.
 d. El potasio (K) pierde un electrón para convertirse en el ión K^+ , alcanzando la configuración del gas noble Neón.
 e. El oxígeno (O) gana dos electrones para convertirse en el ión O^{2-} , alcanzando la configuración del gas noble Neón.
 f. El Magnesio (Mg) debe ceder dos electrones para convertirse en el ión Mg^{2+} , alcanzando la configuración del gas noble Neón.

4.

Número atómico	Configuración global externa
13	$[Ne] 3s^2 3p^1$
11	$[Ne] 3s^1$
4	$[He] 2s^2$
15	$[Ne] 3s^2 3p^3$
14	$[Ne] 3s^2 3p^2$
7	$[He] 2s^2 2p^3$
17	$[Ne] 3s^2 3p^5$
20	$[Ar] 4s^2$
19	$[Ar] 4s^1$

5. a. $1s^2$
 b. $1s^2 2s^2 2p^1$
 c. $1s^2 2s^2 2p^4$
 d. $1s^2 2s^2 2p^6$

6. a.



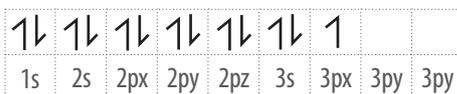
b.



c.



d.



7.

Configuración global externa	Electrones de valencia
[Ne] 3s ² 3p ¹	3
[Ne] 3s ¹	1
1s ² 2s ²	2
[Ne] 3s ² 3p ³	5
[Ne] 3s ² 3p ²	4
[He] 2s ² 2p ³	5
[Ne] 3s ² 3p ⁵	7
[Ar] 4s ²	2
[Ar] 4s ¹	1
1s ²	2
[He] 2s ² 2p ¹	3
[He] 2s ² 2p ⁶	8
[He] 2s ² 2p ⁴	6

8. a. La configuración global externa permite determinar el número de electrones de valencia, realizar el diagrama del orbital, ubicar el elemento químico en la tabla periódica al conocer su período y grupo.
- b. La configuración electrónica detallada por orbital permite conocer los electrones por orbital.
9. Principio de mínima energía, Principio de exclusión de Pauli, Principio de máxima multiplicidad de Hund.

10.

Capa de valencia	n	l	m	s
3s ²	3	0	0	$\pm\frac{1}{2}$
2s ²	2	0	0	$\pm\frac{1}{2}$
2p ³	2	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$
3p ³	3	1	-1, 0, +1	$+\frac{1}{2}$ 0 $-\frac{1}{2}$

11. a. 20

b.

Capa de valencia	n	l	m	s
4s ²	4	0	0	$\pm\frac{1}{2}$

12.

Configuración electrónica	Período	Grupo	Orbitales	n	l	m
[Ar]4s ¹	4	1	s	4	0	0
[Ne] 3s ²	3	2	s	3	0	0
[Ne] 3s ² 3p ⁶	3	8	s p	3 3	0 1	0 -1,0,+1
[He] 2s ² 2p ⁶	2	8	s p	2 2	0 1	0 -1,0,+1

Página 47

II.

1. e
2. c
3. c
4. c
5. a
6. c
7. a

UNIDAD 1 - TEMA 2

Página 56

1. a. $[\text{He}] 2s^1 - [\text{Ar}] 4s^1$
 b. $[\text{He}] 2s^2 - [\text{Kr}] 5s^2$
 c. $[\text{He}] 2s^2 2p^1 - [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$
 d. $[\text{He}] 2s^2 2p^2 - [\text{Ne}] 3s^2 3p^2$
 e. $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10} - [\text{Kr}] 5s^1 4d^{10}$
 f. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} - [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10}$
 g. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^1 - [\text{Kr}] 5s^2 4d^1$
 h. $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5 - [\text{Kr}] 5s^1 4d^5$
2. Poseen el mismo tipo de orbitales en su capa de valencia.
3. Grupos: 1, 2, 3, 4, 11, 12, 3, 6
4. Periodos: 2-4, 2-5, 2-4, 2-3, 4-5, 4-5, 4-5, 4-5
5. Metal: capa de valencia con 1 a 3 electrones.
 No metal: capa de valencia con 4 a 7 electrones.

Página 62 *Tabla Desafío científico.*

1.

Z	Grupo	Periodo	Configuración electrónica global externa	Nombre del elemento	Clasificación (metal, metaloide o no metal)
20	2	3	$[\text{Ar}] 4s^2$	Calcio	Metal
11	1	3	$[\text{Ne}] 3s^1$	Sodio	Metal
31	13	4	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^1$	Galio	Metal
17	17	3	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$	Cloro	No metal
29	11	4	$[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10}$	Cobre	Metal
40	4	5	$[\text{Kr}] 5s^2 4d^2$	Zirconio	Metal
53	17	5	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$	Yodo	No metal
12	2	3	$[\text{Ne}] 3s^2$	Magnesio	Metal
7	15	2	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	Nitrógeno	No metal
13	3	3	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$	Aluminio	Metal
55	13	6	$[\text{Xe}] 6s^1$	Cesio	Metal
22	4	4	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$	Titanio	Metal
38	2	5	$[\text{Kr}] 5s^2$	Estroncio	Metal
26	8	4	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^6$	Hierro	Metal
18	18	3	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^6$	Argón	No metal

Página 70

1.

Propiedades periódicas	Grupo 1	Grupo 17	Periodo 2	Periodo 5
Volumen atómico	↓	↓	←	←
Radio atómico	↓	↓	←	←
Radio iónico	↓	↓	←	←
Potencial de ionización	↑	↑	→	→
Electroafinidad	↑	↑	→	→
Electronegatividad	↑	↑	→	→

Páginas 74 - 75

- I. a. Número atómico e. pesos atómicos
 b. metales f. filas, columnas
 c. volumen atómico g. representativos
 d. radio atómico h. no metálicos

II.

- a. 2,2 f. 4,5
 b. 3,16 g. 5,1
 c. 2,16 h. 1,18
 d. 2,13 i. 6,2
 e. 3,17 j. 3,15

III.

- a. **Volumen atómico:** Cantidad de centímetros cúbicos (cm^3) que corresponde a un átomo.
 b. **Radio atómico:** Distancia entre el núcleo y el extremo exterior del átomo.
 c. **Potencial de ionización:** Energía necesaria para retirar el electrón más débilmente retenido en un átomo gaseoso desde su estado fundamental.
 d. **Electroafinidad:** Es la energía relacionada con la adición de un electrón a un átomo gaseoso para formar un ión negativo.
 e. **Electronegatividad:** Tendencia o capacidad de un átomo, en una molécula, para atraer hacia sí los electrones de otro átomo en un enlace covalente.
 f. **Electropositividad:** Capacidad que tiene un átomo para ceder electrones.

IV.

Propiedades periódicas	Grupo	Grupo
Volumen atómico	↓	→
Radio atómico	↓	←
Radio iónico	↓	←
Potencial de ionización	↑	→
Electroafinidad	↑	→
Electronegatividad	↑	→

V.

- a. Fr – Ni – O
 b. Be – Ca – Ra
 c. Cu – Zn – Fe
 d. Cl – Al – Na

VI.

- a. La configuración $1s^2 2s^2$ corresponde al Be y la $1s^2$ al He. Este último es un gas noble y será necesaria mayor cantidad de energía para retirar al electrón más débilmente retenido.
 b. El radio del elemento con configuración $[\text{Ne}] 3s^1$ es **mayor** que el del elemento con configuración $1s^2 2s^2$ porque posee mayor número cuántico principal.

VII.

1. c
 2. c
 3. b

Página 77

1. c
 2. c
 3. a
 4. d
 5. c
 6. e
 7. b
 8. a
 9. c
 10. d

UNIDAD 2

Página 89

I.

1.

	Configuración electrónica	Electrones de valencia
a.	$1s^2 2s^1$	1
b.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	1
c.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	1
d.	$[\text{Kr}]5s^1$	1

2.

	Configuración electrónica	Electrones de valencia
a.	$1s^2 2s^2 2p^5$	7
b.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	7
c.	$[\text{Ar}]4s^2 3d^{10} 4p^5$	7
d.	$[\text{Kr}]4d^{10} 5s^2 5p^5$	7

II.

	Electrones	Catión	Se parece a
a.	Pierde 1	Li^+	He
b.	Pierde 1	Na^+	Ne
c.	Pierde 1	K^+	Ar
d.	Pierde 1	Rb^+	Kr

	Electrones	Anión	Se parece a
a.	Gana 1	F^-	Ne
b.	Gana 1	Cl^-	Ar
c.	Gana 1	Br^-	Kr
d.	Gana 1	I^-	Xe

III.

- a. $\text{K}\cdot$
 b. $[\text{Na}]^+$
 c. $\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$
 d. $[\ddot{\text{O}}:]^{2-}$
 e. $\ddot{\text{O}}:\text{C}:\ddot{\text{O}}$
 f. $\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$
 g. $\left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\ddot{\text{N}}:\text{H} \\ \text{H} \end{array} \right]^+$
 h. $[\text{H}:\ddot{\text{S}}:]^-$

IV.

- a. Metal b. Metal c. No metal d. No metal

Los metales tienen pocos electrones (3 o menos) en las capas más externas y tienden a perderlos. Los no metales tienen cuatro o más electrones en las capas más externas y tienden a ganar más electrones para cumplir con la regla del octeto.

V.

Los valores altos muestran una elevada tendencia o capacidad de captar electrones (no metales) y los valores más bajos indican la tendencia a perder electrones (metales).

VI.

- a. Ba^{2+} b. P^{3-} c. Al^{3+} d. I^{-}

Página 95

1. a. $\text{Na} \quad \text{F} \leftrightarrow \text{Na} \quad \text{F}$ 

- c. El átomo de sodio cede su electrón de valencia al átomo de flúor, provocando:
 - La formación de dos iones.
 - Se forma un compuesto iónico.
 - La reducción y el aumento del radio atómico respectivo.

2. Los electrones son cedidos por los elementos metálicos a los elementos no metálicos, provocando la formación de un polo positivo (catión formado por el metal que perdió e^-) y uno negativo (anión formado por el no metal que ganó e^-).

3. Conductor de corriente.

4. a. Li_2O b. CaS c. AlF_3

5. Observando la tabla se puede concluir que mientras mayor es el número de protones, para igual número de electrones, el radio iónico disminuye.

6. Al comparar el radio iónico de cationes y aniones con la misma cantidad de electrones (serie isoelectrónica) en un mismo periodo, se observa que mientras más positivo es el catión menor es su radio iónico y mientras más negativo, es mayor su radio iónico. Para iones del mismo grupo, se observa que aumentan su radio iónico a medida que se desciende en un grupo.

Página 98

1.

	Electrones transferidos	Δ radio atómico	Δ EN	Estado a T° ambiente	Fórmula	E red (kJ/mol)
a	1	$\text{Li}\downarrow$ y $\text{F}\uparrow$	3,0	Sólido	LiF	1030
b	1	$\text{Na}\downarrow$ y $\text{F}\uparrow$	3,1	Sólido	NaF	910
c	1	$\text{K}\downarrow$ y $\text{Cl}\uparrow$	2,2	Sólido	KCl	701
d	$\text{Mg} 2$ y $\text{Cl} 1$	$\text{Mg}\downarrow$ y $\text{Cl}\uparrow$	1,8	Sólido	MgCl_2	2326
e	$\text{Sr} 2$ y $\text{Cl} 1$	$\text{Sr}\downarrow$ y $\text{Cl}\uparrow$	2,21	Sólido	SrCl_2	2150

2. a. Porque su anión es distinto y la energía requerida para separarlos es distinta.

3. a. La energía de formación de sales distintas.

b. Cualquiera que se relacione con la energía de formación de sales y/o metales del grupo 1 y no metales del grupo 18.

c. Son correctas todas aquellas que se relacionan con la obtención de la energía de formación de las siguientes sales: LiF , LiCl , LiBr , LiI , NaF , NaCl , NaBr , NaI y KF , KCl , KBr y KI . (Todos con tendencia iónica).

Página 107

1. N_2O_5

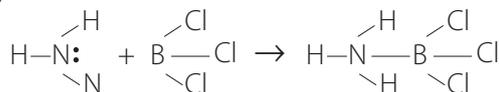


El cloro le cede electrones al oxígeno.

2. El N_2O_5 y el Cl_2O_3 . En ambos casos el oxígeno adquiere una densidad de carga negativa, mientras que el átomo de cloro y nitrógeno una densidad positiva.

3. Para la molécula de NH_4^+ , el átomo de hidrógeno es el más electropositivo de la tabla periódica. En tanto, en el SO_2 , el átomo de azufre actúa como átomo central y dador.

4.



Página 109

1. Δ EN de $\text{NH}_3 = 0,9$ forma enlace covalente polar.

2. a. Iónico b. Apolar c. Metálico d. Polar

3. a. Enlace iónico

b. Enlace covalente polar

c. Enlace covalente polar

d. Enlace iónico

e. Enlace covalente polar

f. Enlace covalente polar

g. Enlace iónico

h. Enlace covalente polar

i. Enlace iónico

4.

Físicas	Químicas
- Presentarse solo en estado sólido.	- Ser insolubles en cualquier tipo de sustancia.
- Tener puntos de fusión y ebullición muy altos.	- No conducir la electricidad.
- Ser muy duros.	

5. La resistencia mecánica de las sustancias moleculares, corresponde a la capacidad de los cuerpos y sustancias, para resistir las fuerzas aplicadas sobre ellos sin cambiar, hace referencia a la compresión, corte y flexión.

6. La aleación corresponde a la mezcla de dos o más metales.

Página 111

I. 1. F 3. F 5. F 7. V
2. V 4. V 6. V 8. F

II.

1.

	<i>Iones</i>	<i>Electronegatividad</i>	<i>Gas noble cercano</i>
a	Mg ²⁺	1,2	Ne
b	O ²⁻	3,5	Ne
c	Al ³⁺	1,5	Ne
d	Li ⁺	1,0	He
e	F ⁻	4,0	Ne

2.

a. K · b. ·Br: c. ·N: d. ·I: e. Ba:

3.

	<i>Configuración electrónica</i>	<i>Electrones de valencia</i>	<i>Electronegatividad</i>	<i>Tipo de enlace</i>
a.	O = 1s ² 2s ² 2p ⁴ H = 1s ¹	6	3,5	Covalente apolar
b.	F = 1s ² 2s ² 2p ⁵	7	4,0	Iónico (Covalente polar)
c.	Na = 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹ S = 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 2p ⁴	1 6	0,9 2,5	Covalente polar

Entre el H y el F se forma un enlace covalente polar, pese a existir una diferencia de EN mayor a 1,7. Este enlace covalente polar se debe a que ambos elementos son no metales. Además el átomo fluor es muy pequeño, por lo que es menos estable como F⁻, que otros halógenos. Su temperatura de ebullición es de 19,5 °C, valor elevado si se compara con el HCl que es de -875,05 °C; esto se debe a que entre las moléculas de HF forman puentes de H. Lo anterior explica por que el HF, pese a ser una molécula muy pequeña se encuentra en estado líquido a t° menores de 19,5°C.

4. a. Covalente apolar b. Covalente polar
c. Covalente polar d. Iónico

5.

Enlace	Iónico	Covalente	Metálico
Diferencia de electronegatividad	Mayor que 1,7	Entre 0 y 1,69	No hay
Comportamiento de electrones.	Se transfieren de un átomo a otro.	Se comparten entre los átomos.	Forman agregados, los electrones se encuentran en posiciones fijas y próximas.

Página 115

1.

Fórmula	CO ₂	NH ₃	SO ₂	H ₂ O
Estructura de Lewis	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\text{C}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}:\text{N}:\text{H} \end{array}$	$\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{S}}\rightarrow\ddot{\text{O}}\text{:}$	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$
Átomo central	C	N	S	O
Nº átomos unidos al átomo central	2	3	2	2
Nº de pares de electrones no compartidos	4	1	6	2
Nº de pares de electrones compartidos	4	3	3	2

Página 119

1.

	Fórmula	Estructura de Lewis	Tipo de enlace	Geometría molecular
a.	HCl	$\text{H}:\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	Covalente polar	Lineal
b.	BeCl ₂	$\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\text{Be}:\ddot{\text{Cl}}\text{:}$	Covalente polar	Lineal
c.	CCl ₄	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\text{C}:\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	Covalente polar	Tetraédrica regular
d.	Na ₂ O	$[\text{Na}]^+ [\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}]^{2-} [\text{Na}]^+$	Iónico	*
e.	KOH	$[\text{K}]^+ [\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{H}]^-$	Iónico	*
f.	BF ₃	$\begin{array}{c} [\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}]^- [\text{B}]^{3+} [\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}]^- \\ [\text{:}\ddot{\text{F}}\text{:}]^- \end{array}$	Iónico	*
g.	PH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}:\text{P}:\text{H} \end{array}$	Covalente apolar	Piramidal trigonal o piramidal
h.	HNO ₂	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\text{N}:\ddot{\text{O}}\text{:}\text{H}$	Covalente polar	Angular
i.	SO ₃	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\text{S}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array}$	Covalente polar	Trigonal plana o triangular

* Estos son compuestos iónicos, por lo que en la naturaleza se encuentran formando estructuras cristalinas, por lo que no se les designa geometría molecular.

2. a. HCl : $3 - 2,1 = 0,9$ polar
 b. BeCl_2 : $3 - 1,5 = 1,5$ polar
 c. CCl_4 : $3 - 2,5 = 0,5$ polar
 d. Na_2O : $3,5 - 0,9 = 2,6$ iónico
 e. KOH: Las EN son respectivamente: $0,8-3,5-2,1$.
 ΔE enlace K-O = $3,5-0,8=2,7$. ΔE enlace H-O =
 $3,5-2,1=1,4$. Posee un enlace iónico y uno polar.
 f. BF_3 : $4 - 2 = 2$ iónico
 g. PH_3 : $2,1 - 2,1 = 0$ apolar
 h. HNO_2 : Las EN son respectivamente: $2,1-3,0-3,5$.
 ΔE enlace N-O = $3,5-3,0=0,5$. ΔE enlace H-O =
 $3,5-2,1=1,4$. Todos sus enlaces son polares.
 i. SO_3 : $3,5 - 2,5 = 1,5$ polar

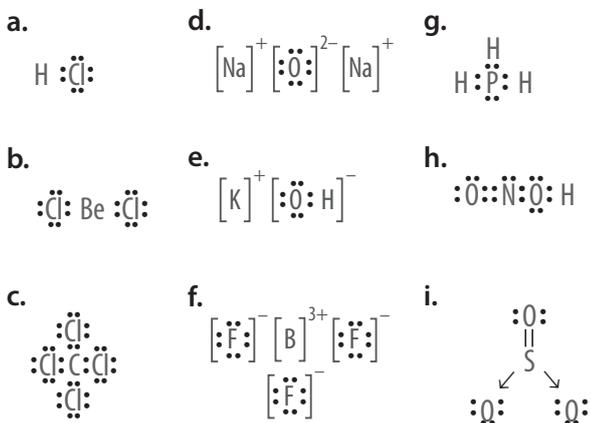
Página 122

1. a. Polar f. Apolar
 b. Apolar g. Polar
 c. Apolar h. Polar
 d. Compuesto iónico i. Apolar
 e. Compuesto iónico

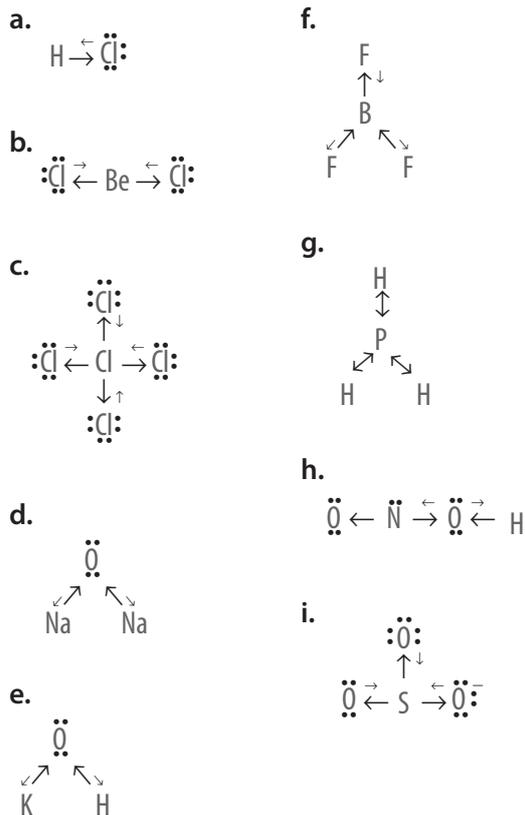
2.

	a	b	c	d	e	f	g	h	i
Átomo central	no hay	Be	C	O	O	B	P	N	S
Átomos terminales	H, Cl	Cl	Cl	Na	K, H	F	H	O, H	O

3.



4.



5.

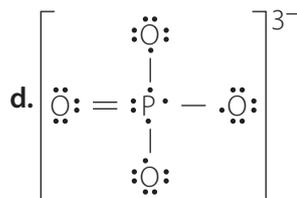
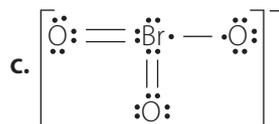
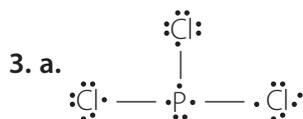
- a. $\mu \neq 0$ d. $\mu \neq 0$ g. $\mu \neq 0$
 b. $\mu = 0$ e. $\mu \neq 0$ h. $\mu \neq 0$
 c. $\mu = 0$ f. $\mu = 0$ i. $\mu = 0$

6.

- a. Molécula Polar d. Compuesto iónico, Polar
 b. Molécula Apolar Polar g. Molécula Polar
 c. Molécula Apolar Polar e. Compuesto iónico, Polar
 f. Compuesto iónico, Polar
 i. Molécula Apolar

Página 125

1. a. Ganar dos electrones
 b. Perder dos electrones
 c. Perder 3 electrones
 d. Ganar 4 electrones
 e. Perder 2 electrones
 f. Perder 1 electrón
2. a. B – Cl (carga parcial negativa, Cl)
 b. P – F (carga parcial negativa, F)



4. a. Polar
 b. Polar
 c. Polar
 d. Levemente polar
5. a. Lineal
 b. Lineal
 c. Trigonal plana
 d. Angular

Página 128

I.

En orden correlativo es:

11 - 5 - 12 - 7 - 2 - 8 - 16 - 15

13 - 4 - 3 - 9 - 6 - 1 - 14 - 10

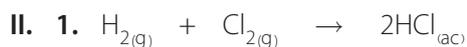
II.

1.	Criterios	Compuestos iónicos	Compuestos moleculares	Compuestos reticulares	Metales
	Estado a temperatura ambiente.	Sólidos	En cualquiera de los tres estados	Sólido	Sólido
	Punto de ebullición y fusión.	Bajos	Bajos	Muy altos	Muy altos
	Comportamiento en agua.	Se disuelven fácilmente	Se disuelven en agua cuando son polares y no se disuelven cuando son apolares.	Insolubles en cualquier tipo de sustancia	Insolubles
	Conductores eléctricos.	Buenos conductores eléctricos al ser fundidos o al estar disueltos en agua.	Malos	Malos	Buenos
	Conductores de calor.	Malos	Malos	Malos	Buenos

Página 174

I.

Información cualitativa			Información cuantitativa	
1	2	3	4	5
$C_3H_8(g) / O_2(g)$	$CO_2(g) / H_2O(g)$	Desplazamiento doble	6 de C 16 de H 20 de O	1-5-3-4
$HCl(aq) / ZnS(s)$	$ZnCl_2(aq) / H_2S(g)$	Desplazamiento doble	4 de H 4 de Cl 2 de Zn 2 de S	2-1-1-1
$Al(s) / Br_2(l)$	$AlBr_3(s)$	Combinación	4 de Al 12 de Br	2-3-2
$H_2O_2(l)$	$H_2O(l) / O_2(g)$	Descomposición	8 de H 8 de O	2-2-1
$CaO(s) / H_2O(l)$	$Ca(OH)_2(aq)$	Combinación	2 de Ca 4 de H 4 de O	1-1-1
$Cl_2(g) / NaBr(aq)$	$Br_2(l) / NaCl(aq)$	Desplazamiento doble	4 de Cl 4 de Na 4 de Br	1-2-1-2
$Fe(s) / CuSO_4(aq)$	$Cu(s) / FeSO_4(aq)$	Desplazamiento doble	2 de Fe 2 de Cu 2 de S 8 de O	1-1-1-1
$N_2(g) / O_2(g)$	$NO(g)$	Combinación	4 de N 4 de O	1-1-2
$CuO(s) / HNO_3(aq)$	$Cu(NO_3)_2(aq) / H_2O(l)$	Desplazamiento doble	4 de Cu 8 de H 8 de N 28 de O	2-4-2-2



2.

Reactivos	Producto
1 moléculas de $H_{2(g)}$	2 molécula de $2HCl_{(aq)}$
1 molécula de $Cl_{2(g)}$	

3.

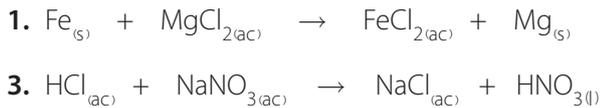
Reactivos	Producto
2 átomos de H	2 átomos de H
2 átomos de Cl	2 átomos de Cl

4.

Reactivos	Producto
2 mol de molécula de hidrógeno	2 mol de molécula de ácido clorhídrico
2 mol de molécula de cloro	

5. 144 g de HCl

III.



- IV. 1. Combinación
 2. Descomposición
 3. Desplazamiento doble

Página 180 - 181

- 27,6 g CrCl_3
- 4,38 g de KNO_3
- 24,7 g de CO_2
- 24,13 g de Mg
-

$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(ac)$	$\text{O}_2(g)$	$\text{CO}_2(g)$	$\text{H}_2\text{O}(g)$
3 mol		18 mol	
	2 mol	---	12 mol
---	3,5 g	---	0,10 mol
5,6 g	---	---	0,19 mol
---	---	4,5 g	0,10 mol
	---	7 mol	7 mol

Página 186

- 4,6 mol de H_2O y 0,8 mol de O_2 sin reaccionar.
- a. Na
b. 0,43 mol de NaOH y 0,22 mol de H_2
- 0,9135 g de HNO_3
- 76,08%
- a. PCl_5
b. 3,43 g de SOCl_2
c. 0,034 mol
d. SO_2 $5 \cdot 10^{-3}$ mol
e. 60,82 %
- Masa $\text{AgCl} = 3,575$ g
a. 0,050 mol AlCl_3
b. 88,7%

Página 188-189

II.

- a. 0,25 mol
b. 0,35 mol
c. 3,89 mol

2. a. 807,85 g

b. 12618 g

c. 800 g

3. a. 2 + 9 6 + 8

c.

$$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} = 1,204 \cdot 10^{24}$$

$$\text{O}_2 = 5,418 \cdot 10^{24}$$

$$\text{CO}_2 = 3,612 \cdot 10^{24}$$

$$\text{H}_2\text{O} = 4,816 \cdot 10^{24}$$

III.

1. d

2. e

3. a

4. a

5. d

IV.

1. a. 14,95 kg

b. La ventaja más importante del gas natural respecto a otros gases, es que corresponde a una de las combustiones "más limpias", entre otros gases combustibles.

2. 4 átomos de Fe.

3. $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$, fórmula empírica coincide con la molecular.

Página 191

1. c 2. d 3. c 4. b 5. b

6. a 7. c 8. b 9. c 10. b

BIBLIOGRAFÍA

- RAYMOND, CHANG.
"Química". Mc. Graw-Hill. 4ª Edición. 1996. México.
- MASTERTON, W.L.
"Principios y reacciones" Capítulo 7 "El enlace covalente". Thomson Editores Spain. 4ª Edición. 2001. España.
- GARRITZ, A. Y J. CHAMIZO.
"Química" Capítulo 6 "De los átomos a las moléculas". Addison—Wesley Iberoamericana. 1994. Argentina.
- HEIN "FUNDAMENTOS DE QUÍMICA".
Thomson Editores S.A. 10ª Edición. 2001. México.
- GARCÍA, A. "HACIA LA QUÍMICA 1".
Editorial Temis S.A. 1985. Colombia.
- PECK M. LARRY. "QUIMICA GENERAL".
Mc. Graw Hill. 5ª Edición. 1998. México.
- ESCALONA, HUMBERTO. "QUIMCOM: QUÍMICA EN LA COMUNIDAD".
Addison – Wesley Iberoamericana. 2ª Edición. 1998. México.
- PETRUCCI, R.H., "QUÍMICA GENERAL".
Addison-Wesley Iberoamericana. 7ª Edición. 1999. Madrid, España.
- QUIÑO, E.; RIGUERA, R. "NOMENCLATURA Y REPRESENTACIÓN DE LOS COMPUESTOS ORGÁNICOS".
McGraw-Hill. 1996. México.
- SANTAMARIA HERRERO, F. "QUÍMICA".
Editorial Universitaria. 1996. Chile.
- MARTINEZ, A. "NOMENCLATURA Y FORMULACIÓN QUÍMICA INORGÁNICA Y ORGÁNICA".
Editorial Bruño. 1995. España.
- GÓMEZ, M. "INVESTIGUEMOS 10 QUÍMICA".
Editorial Voluntad S.A. 1997. Colombia.
- ATKINS, P.W. "QUÍMICA GENERAL".
Ediciones Omega, 1992 Barcelona, España.
- DICKERSON, R.E., GRAY, H.B., DARENSBOURG, M.Y. Y DARENSBOURG, D.J. "PRINCIPIOS DE QUÍMICA".
Editorial Reverté 3ª Edición, 1986 Barcelona, España.
- GILLESPIE, R.J., HUMPHREYS, D.A., BAIRD, N.C. Y ROBINSON, E.A. "QUÍMICA".
Editorial Reverté, 1990 Barcelona, España.
- MORRISON, R.T. Y BOYD, R.N. "QUÍMICA ORGÁNICA".
Addison-Wesley Iberoamericana 1992. Madrid. España.
- KOTZ, J. TREICHEL, P. WEAVER, G. QUÍMICA Y REACTIVIDAD QUÍMICA.
Editores S.A. 6ª Edición. 2005. México.
- WHITTEN, K. DAVIS, R. PECK, M. STANLEY, G. QUÍMICA.
Cengage learning Editores. 8ª Edición. 2008. México.

En Internet:

- Geometría molecular
http://dec.fq.edu.uy/ecampos/catedra_inorganica/general1/geometria/tapa.html,
- Enlace químico. Red de maestros.
http://www.rmm.cl/index_sub.php?id_seccion=6498&id_portal=796&id_contenido=9838
- Enlace químico y tipos de enlaces
<http://recursos.cnice.mec.es/quimica/ulloa1/cuarto/inicio.htm>
- <http://www.educarchile.com>
- http://www.educarchile.cl/escritorio_docente/default.asp
- <http://www.eis.uva.es/~qgintro/nomen/nomen.html>
- <http://www.modelscience.com/>
- <http://www.cespro.com>
- <http://cursos.unisanta.br/quimicabasica/>
- <http://www.elprisma.com/>
- <http://www.planificadorquimico.cl/>
- http://www.uni_bayreuth.de/sprachenzentrum/lernmaterialien/spanisch-nw/index.html
- <http://www.aqa.org.ar/iyq.htm>
- <http://www.parqueciencias.com/>
- <http://www.lavanguardia.es/>
- http://quimica_basica.sites.uol.com.br/
- <http://www.frlp.utn.edu.ar/grupos/aepeq/>
- <http://www.eduteka.org/RasMol.php>
- <http://www.fq.cebollada.net/quimicaprimer/chime.html>
- <http://orbita.starmedia.com/~edufre/galeria.html>
- <http://www.oie.com>
- <http://www.explora.cl>
- <http://www.unesco.cl>



**EDICIÓN ESPECIAL PARA EL MINISTERIO DE EDUCACIÓN
PROHIBIDA SU COMERCIALIZACIÓN**

