

PROGRAMA ANALÍTICO

OBJETIVOS GENERALES

Incentivar el sentido de observación y razonamiento frente a los fenómenos químicos.

Desarrollar hábitos de estudio permanente como una forma de actualización de los conocimientos.

Proporcionar a los estudiantes una base sólida y equilibrada de conocimientos químicos y habilidades prácticas.

Favorecer el desarrollo del juicio crítico y la autoevaluación que permitan la resolución de problemas cada vez más complejos.

Fomentar el razonamiento sobre bases lógicas, empleando el método científico, formulando hipótesis, modelos, experimentación, comprobación y evaluación para extraer conclusiones aplicables en la práctica.

Desarrollar en el estudiante, mediante la educación en Química, un rango de habilidades cognitivas y prácticas, y de competencias de carácter básicas o transversales, valiosas tanto en aspectos químicos como no químicos.

Proporcionar a los estudiantes una base de conocimientos y habilidades con las que pueda continuar de manera autónoma sus estudios en áreas especializadas de Química o áreas multidisciplinarias.

Generar en los estudiantes la capacidad de valorar la importancia de la Química en el contexto industrial, económico, medioambiental y social.

COMPETENCIAS BÁSICAS

Se trabajará con el objetivo que los estudiantes logren adquirir aquellas competencias referidas a los conocimientos, procedimientos, destrezas y actitudes fundamentales para el desarrollo de otros aprendizajes (comprender y/o interpretar un texto, elaborar síntesis, capacidad oral y escrita de transferirlo; producción de textos; interpretar y resolver situaciones problemáticas). Así, al finalizar el ciclo lectivo, se espera que los estudiantes sean capaces de:

- Desarrollar y fortalecer habilidades inherentes a la comprensión lectora.
- Producir textos con coherencia interna.
- Elaborar presentaciones orales y digitales.
- Fortalecer la capacidad analítica para la resolución de problemas.
- Interpretar la importancia del trabajo experimental en el desarrollo del conocimiento científico, en el área de la Química y la evolución de la tecnología.
- Utilizar e interpretar adecuadamente datos e información científica.
- Interpretar diagramas y realizar representaciones gráficas.
- Analizar e interpretar resultados de cálculos cuantitativos.

COMPETENCIAS TRANSVERSALES:

Se espera que los estudiantes logren desarrollar aquellas competencias referidas a la regulación de sus propios aprendizajes, en forma autónoma y en grupo, y la resolución de dificultades durante el proceso de aprendizaje. Así, los estudiantes deberán ser capaces de:

- Participar en clase de manera atenta y responsable.
- Consolidar habilidades para lograr autonomía del aprendizaje.
- Afianzar las relaciones interpersonales.
- Asumir objetivos del grupo frente a trabajos colectivos y actuar para alcanzarlos.
- Percibir el aporte de las tecnologías como apoyo a la actividad ingenieril.
- Reconocer el aporte de las diferentes tecnologías para el logro de producciones sustentables.

COMPETENCIAS ESPECÍFICAS:

El estudiante deberá adquirir saberes específicos de la asignatura, privilegiando el razonamiento lógico, la argumentación, la experimentación, el uso y organización de la información y la apropiación del lenguaje común de la ciencia y la tecnología. Así se espera que el estudiante sea capaz de:

- Comprender, reconocer y utilizar adecuadamente el lenguaje oral y simbólico propio de la asignatura.
- Comprender y describir procesos físicos y químicos.
- Predecir el comportamiento que pueden presentar los fenómenos físicos y químicos ante cambios en las variables del medio o condiciones a los que están sujetos.
- Entender y describir el efecto de variables (temperatura, presión, composición, etc.) que puedan modificar las propiedades de las sustancias y soluciones.
- Aplicar adecuadamente las leyes y principios de la Química.
- Comprender la estructura de la materia y su impacto en las propiedades físicas y químicas.
- Predecir el comportamiento de las sustancias en relación a la estructura de la materia.
- Reconocer diferentes tipos de reacciones químicas.
- Manipular adecuadamente elementos e instrumental de laboratorio.

Unidad Nº 1: Leyes fundamentales de la química. Conceptos básicos de química. Nomenclatura y Estequiometría

En esta unidad se pretende introducir a los estudiantes a hechos y conceptos de la química, no como fines en sí mismos, sino como medios para entender mejor el mundo que los rodea. Se intenta en esta introducción que adquiera una perspectiva de lo que trata la química, para luego concentrarse en los aspectos fundamentales de la materia y de las mediciones científicas.

Por otro lado, se estudiará la formación de los diferentes compuestos, comenzando con las nociones básicas del balanceo de ecuaciones, estudiando los distintos tipos de reacciones químicas.

También se pretende que el estudiante sepa lo que le sucede a la materia cuando sufre cambios químicos y cuál es la naturaleza cuantitativa de las fórmulas y las reacciones químicas. Se partirá de la ley de conservación de la masa, como principio guía de las diferentes explicaciones. Se remarcará la importancia de la estequiometría, como una herramienta indispensable para comprender problemas tan diferentes como medir la cantidad de producto que se obtiene o determinar el rendimiento de una reacción.

CONTENIDO UNIDAD N° 1: Leyes fundamentales de la química. Conceptos básicos de química. Nomenclatura y Estequiometría.

Leyes fundamentales de la química:

Objeto de estudio de la Química. Aplicación del método científico en las ciencias experimentales. Sistemas materiales. Propiedades extensivas e intensivas. Leyes fundamentales de la Química. Ley de conservación de la masa. Ley de las proporciones constantes. Ley de las proporciones múltiples. Ley de las proporciones recíprocas. Equivalente químico. Leyes volumétricas de las combinaciones gaseosas.

Conceptos básicos de química:

Concepto de átomo y molécula. Masas atómicas relativas y absolutas: métodos de determinación. Conceptos de mol y volumen molar. Número de Avogadro. Relaciones de combinación en masa y en volumen en las reacciones químicas.

Nomenclatura y estequiometría:

Fórmulas químicas y Nomenclatura: Clásica y IUPAC. La ecuación química: conceptos. Reacciones de formación de compuestos químicos: Óxidos, Hidruros, Ácidos, Bases y Sales. Composición porcentual o centesimal. Fórmula empírica (mínima) y molecular. Tipos de reacciones químicas: síntesis, desplazamiento, oxidación-reducción, etc. Balance de ecuaciones químicas. Concepto de coeficiente estequiométrico. Cálculos estequiométricos. Pureza y rendimiento

Unidad N° 2: Estructura atómica. Tabla periódica.

En esta unidad se comienza a explorar el fascinante mundo de los átomos. Examinando la estructura básica del átomo y repasando brevemente la formación de moléculas e iones. Así se espera que los estudiantes se familiaricen con los átomos de los distintos elementos químicos, que al combinarlos formen diferentes “compuestos químicos”. Para lograrlo deberán adquirir una comprensión profunda de la variación de las propiedades de los elementos al movernos hacia la derecha en una fila o hacia abajo en una columna de la tabla periódica. Comprender que las tendencias dentro de una fila o columna permiten predecir las propiedades químicas y la reactividad de los elementos. Se comenzará con una breve historia de la tabla periódica, para luego marcar las principales diferencias entre los elementos, analizando las configuraciones electrónicas. Se resaltarán la importancia de las configuraciones electrónicas para explicar tanto

diferencias como similitudes en las propiedades de los elementos. También se proporcionará una vista panorámica de la química descriptiva de los elementos no metálicos y metálicos, comenzando por el hidrógeno y avanzando, grupo por grupo, de derecha a izquierda en la tabla periódica. Se tratará de que los estudiantes comprendan que estudiar la química descriptiva, es importante buscar tendencias en lugar de memorizar los comportamientos que se presentan.

CONTENIDO UNIDAD N° 2: Estructura atómica. Tabla periódica.

Estructura atómica

Teorías atómicas. Breve reseña histórica. Partículas fundamentales. Concepto de sustancias radioactivas: radiaciones α , β , y γ . Modelos atómicos. Experiencia de Rutherford. Teoría cuántica. Espectros continuos y discontinuos. Efecto fotoeléctrico. Teoría clásica de la radiación. Modelo de Bohr. Dualidad onda partícula. Modelo basado en la ecuación de onda. Números cuánticos. Principio de incertidumbre. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Configuraciones electrónicas. Niveles y subniveles de energía. Concepto de orbital. Número atómico. Número másico. Isótopos.

Tabla Periódica

Períodos y grupos. Ley periódica. Periodicidad y configuración electrónica, Analogías horizontales y verticales. Concepto de carga nuclear efectiva y efecto de apantallamiento. Radio atómico. Radio iónico. Potencial de ionización. Electroafinidad. Escala de Pauling de electronegatividad. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Metales, no metales, gases nobles. Principales reacciones de cada grupo.

Unidad N° 3: Enlace Químico

En esta unidad se espera que el estudiante pueda predecir la fuerza del enlace, y logre asociarlo con las propiedades de los compuestos. Para ello, se estudiarán las relaciones entre estructura electrónica, tipo de enlace químico y propiedades de las sustancias. Se analizarán las fuerzas químicas, clasificándolas en tres grupos, tales como: enlaces iónicos, covalentes y metálicos. Se estudiarán las disposiciones más estables de los electrones en los átomos cuando forman moléculas. Se estudiará el enlace iónico remarcando la existencia de las fuerzas electrostáticas entre iones de cargas opuestas. Dichos enlaces serán comparados con los covalentes. Por último, se estudiarán los enlaces metálicos. Una vez que los estudiantes hayan comprendido la fuerza de unión entre los átomos, se estudiarán los tamaños y formas de las moléculas. Por último, se analizarán las diferentes fuerzas intermoleculares; para entender la naturaleza e intensidad de las mismas, con el fin de relacionar la composición y estructura de las moléculas con sus propiedades físicas.

CONTENIDO UNIDAD N° 3: Enlace Químico

Conceptos generales y razones de la existencia del enlace. Energía, longitud y ángulo de enlace. Enlace iónico: ciclo de Born-Haber. Enlace covalente: no polar y polar. Estructuras de Lewis. Regla del octeto. Hibridación de orbitales. Geometría molecular. Polaridad de los enlaces. Momento dipolar. Concepto de orbitales moleculares. Resonancia. Enlace metálico. Atracciones intermoleculares. Interacción puente hidrógeno. Fuerzas de dispersión.

Unidad Nº 4: Estados de agregación de la materia

En esta unidad se espera que los estudiantes entiendan las propiedades físicas de los gases y puedan relacionarlo con el comportamiento de las moléculas, como así también que asocien las fuerzas intermoleculares con las propiedades físicas de líquidos y sólidos. De esta manera podrán relacionar la composición y la estructura de las moléculas con las propiedades macroscópicas de la materia. Se analizarán los diagramas de fases, lo que ayudará a los estudiantes a interpretar las condiciones en las cuales una fase es estable y cuáles son los cambios de presión o temperatura necesarios para provocar una transición de fase.

CONTENIDO UNIDAD Nº 4: Estados de agregación de la materia

Clasificación y diferencias de los estados de agregación de la materia. Cambios de estado. Curvas de calentamiento y enfriamiento.

Gases

Comportamiento micro y macroscópicos. Propiedades generales. Leyes de los gases (Boyle-Mariotte, Charles-Gay Lussac, Avogadro). Temperatura absoluta. Ecuación general de estado los gases ideales. Densidad gaseosa. Mezcla de gases y presiones parciales. Ley de Dalton. Teoría cinética molecular. Velocidades moleculares. Ley de Graham. Gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de Van der Waals. Estado crítico. Licuación. Estequiometría de las reacciones gaseosas.

Líquidos

Estructura molecular y propiedades. Viscosidad. Tensión superficial. Capilaridad. Presión de vapor. Evaporación y vaporización. Calor de vaporización. Constante dieléctrica. Miscibilidad.

Sólidos

Características principales y propiedades. Anisotropía e isotropía. Temperatura de fusión. Calor de fusión. Presión de vapor. Conductividad. Resistencia mecánica. Estructura cristalina. Celda unidad. Métodos de determinación de la estructura. Redes cristalinas. Tipos de sólidos: moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Sólidos conductores, no conductores y semiconductores. Semiconductores intrínsecos y extrínsecos. Dopado en sólidos. Curvas de calentamiento y de enfriamiento. Diagrama de fases. Tipos de materiales para Ingeniería.

Unidad Nº 5: Soluciones

En esta unidad se pretende que el estudiante sepa diferenciar y trabajar con solutos y solventes, como así también, se familiarice con las distintas unidades de concentración. Esta unidad es de fundamental importancia debido a que la mayor parte de los materiales, con los que se interactúa en la vida cotidiana, son mezclas de sustancias. En esta unidad se estudiarán soluciones de gases, líquidos o sólidos. Se pondrá especial énfasis en las disoluciones líquidas, sobre todo soluciones acuosas de sustancias iónicas, debido a la importancia que las mismas tienen en la química. Se remarcará la importancia de las

fuerzas intermoleculares y cómo ellas participan en las interacciones entre solutos y disolventes.

CONTENIDO UNIDAD N° 5: Soluciones

Concepto. Componentes. Clasificación de soluciones según su estado de agregación. Soluciones acuosas. Concentración: formas de expresarla. Unidades de concentración. Soluciones diluidas, concentradas, saturadas y sobresaturadas. Soluciones ideales. Propiedades coligativas: Ley de Raoult. Determinación de pesos moleculares. Solubilidad: factores que la afectan. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry.

Unidad N° 6: Termodinámica

En esta unidad se espera que el estudiante adquiera los conocimientos básicos y tome conciencia de la importancia de la termodinámica no sólo para la química, sino también para otras áreas de la ingeniería. Se pondrá especial énfasis en ejemplos de la vida cotidiana como: el uso de combustibles para producir energía eléctrica y calor para calefaccionar hogares. Teniendo en cuenta que más del 90% de la energía producida en nuestra sociedad proviene de reacciones químicas, en su mayor parte de la combustión de productos del petróleo y gas natural; se estudiarán las relaciones entre las reacciones químicas y los cambios de energía, se analizarán la naturaleza de la energía, la primera ley de la termodinámica y el concepto de entalpía. Se estudiará la energía libre de Gibbs lo que se podrá utilizar para predecir la espontaneidad y el equilibrio de una determinada reacción química.

CONTENIDO UNIDAD N° 6: Termodinámica

Conceptos termodinámicos y propiedades. Primera, Segunda y Tercera Ley de la Termodinámica. Termoquímica. Reacciones exo y endotérmicas. Calor de reacción. Ecuaciones termoquímicas. Calores de formación, combustión, neutralización, hidratación, etc. Ley de Lavoisier – Laplace. Ley de Hess. Concepto de entalpía y Energía Libre de Gibbs. Predicción de procesos espontáneos y no espontáneos.

Unidad N° 7: Cinética Química

En esta unidad se aspira a que los estudiantes sepan analizar la velocidad de las diferentes reacciones químicas y puedan relacionarlo con lo que sucede a su alrededor. Para un mejor entendimiento se trabajará con ejemplos de la vida cotidiana, tales como: rapidez con la que se descompone un alimento, fraguado de distintos tipos de cementos, etc. Se analizarán los factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas, tales como: concentración de los reactivos, temperatura a la cual se lleva a cabo la reacción, presencia de un catalizador, área superficial de los reactivos, etc.

CONTENIDO UNIDAD N° 7: Cinética Química

Cinética química: Velocidad de reacción. Orden y molecularidad de una reacción. Velocidad específica. Factores que afectan la velocidad de una reacción. Procesos elementales y mecanismo de reacción. Teoría de las colisiones. Energía de activación. Teoría del complejo activado. Catálisis.

Unidad N° 8: Equilibrio Químico

En esta unidad se espera que los estudiantes puedan comprender la importancia del equilibrio químico para explicar un gran número de fenómenos naturales y el papel que desempeñan en muchos procesos industriales. Se estudiará la forma de expresar la posición de equilibrio de una reacción en términos cuantitativos, y se estudiarán los factores que determinan las concentraciones relativas de reactivos y productos en el equilibrio. Se comenzará estudiando la relación entre las velocidades de reacción directa e inversa y cómo esta conduce al equilibrio químico. Remarcando que para que exista equilibrio, no tiene que haber variaciones en las concentraciones de reactivos, ni productos.

En esta unidad se estudiará también la manera de identificar y caracterizar a los ácidos y las bases. Se analizará su comportamiento, no sólo en términos de su estructura y sus enlaces, sino además en términos de los equilibrios químicos en los cuales participan. Finalmente, se analizará el equilibrio en soluciones con solutos poco solubles.

CONTENIDO UNIDAD N° 8: Equilibrio Químico

El estado de equilibrio: relación con los equilibrios físicos. Concepto de reversibilidad. Ley de acción de las masas. Expresión matemática de equilibrio. Constante de equilibrio en función de concentración y presión. Cálculos con la constante de equilibrios. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Desplazamiento. Principio de Le-Chatelier. Aplicaciones de la constante de equilibrio. Equilibrios en solución: electrolitos y no electrolitos. Disociación. Teorías ácido-base: Arrhenius, Brönsted-Lowry, Lewis. Constante de disociación de ácidos y bases. Aplicaciones: pH, pOH, pKw. Hidrólisis. Determinación de la constante de hidrólisis. Indicadores ácido-base. Soluciones reguladoras de pH. Sustancias poco solubles, Kps.

Unidad N° 9: Electroquímica y Pilas

En esta unidad se estudiarán aquellas reacciones químicas en donde se puede producir una transferencia de electrones. En dichas reacciones se transforma, fundamentalmente, energía química en eléctrica y viceversa. Se analizará lo que ocurre durante las reacciones de oxidación-reducción y la utilización de la energía producida. Se tratará de que los estudiantes comprendan temas tan diversos como la construcción de baterías, la espontaneidad de las reacciones, la electro-deposición y la corrosión de metales.

CONTENIDO UNIDAD N° 9: Electroquímica y Pilas

Reacciones de oxidación - reducción. Ajuste por método ión – electrón. Cálculo de equivalente. Potenciales de oxidación – reducción. Celdas galvánicas: ejemplos. Potencial de celda. Ecuación de Nernst. Electrólisis, Leyes de Faraday, aplicaciones. Corrosión. Métodos de prevención.

Unidad N° 10: Introducción al estudio de la ciencia del ambiente

En esta unidad se pretende introducir al estudiante en la naturaleza de la atmósfera y de la hidrosfera de la Tierra, haciéndolos reflexionar sobre cómo nuestras acciones alteran estos sistemas y de su importancia para la vida en nuestro planeta, enfatizando así sobre la conservación del medioambiente y el mejoramiento de la calidad de vida.

CONTENIDO UNIDAD N° 10

Efluentes: tratamientos. Agua: potable y aguas duras. Contaminantes. Tratamientos: filtración, ablandamiento, ósmosis inversa.

Emisiones: tratamientos. Aire: composición. Contaminantes. Hollín, humo niebla, lluvia ácida, efecto invernadero. Freones y su impacto en la capa de Ozono.

Impacto sobre el medio ambiente: Insecticidas y pesticidas (clorados y fosforados) y residuos sólidos.

Bibliografía

- R. Chang, W. Collage. "Química" 10° Edición. McGraw-Hill Interamericana Editores. México. 2010.
- K. Whitten, R. Davis, M Peck y G. Stanley. "Química" 10° Edición. Editorial Cengage Learning. México. 2014.
- P. Atkins y L. Jones. "Principios de Química - Los cambios del descubrimiento" 5° Edición. Editorial Panamericana. Buenos Aires – Argentina. 2010.
- T. Brown, H. LeMay, B. Bursten y C. Murphy. "Química la Ciencia Central" 11° Edición. Editorial Pearson – Prentice Hall. México. 2009.
- M. Reboiras. "Química – La ciencia básica" 2° Edición. Editorial Thomson, Paraninfo, Cengage Learning. Madrid, España. 2008
- D. Ebbing, S. Gammon. "Química General" 9° Edición. Editorial Cengage Learning, México, 2010
- Umland, y col "Química General" 3° Edición Thomson Internacional, 2000

Metodología de evaluación

Los estudiantes serán evaluados de la siguiente manera:

- Tres parciales teórico – prácticos de carácter obligatorio; la misma tendrá una escala de calificación cuantitativa, de acuerdo a la siguiente tabla:

<i>Puntaje de evaluación</i>	<i>Calificación Asignada</i>
0 - 20	1
21 - 49	2
50 - 54	4
55 - 59	5
60 – 65	6
66 - 74	7
75 - 84	8
85 - 94	9
95 - 100	10

- Elaboración de informes de laboratorio
- Elaboración de una monografía y su exposición oral (si corresponde).

Nota final

Para obtener el porcentaje que definirá la nota final que luego figurará en la libreta y será la calificación final en el caso de los alumnos que alcancen la aprobación directa se tendrán en cuenta: el promedio de los porcentajes obtenido en cada examen parcial, el promedio de los porcentajes obtenidos en cada informe de laboratorio y porcentaje del trabajo integrador, y será calculado en base a la siguiente ecuación:

$$N = 0,8 X + 0,1 Y + 0,1 Z$$

donde:

X = es promedio de los porcentajes obtenido en los exámenes parciales

Y = el promedio de los porcentajes obtenidos en los informes de laboratorio.

Z = es el porcentaje obtenido en el trabajo integrador.

Condiciones de Regularidad

Para alcanzar dicha condición los estudiantes deberán:

- Obtener una nota mínima de 4 (cuatro) en cada uno de los tres parciales;
- Aprobar los informes de laboratorio;
- Aprobar las monografías previstas por la cátedra.

Podrán recuperar 2 parciales aquellos estudiantes que no hayan alcanzado una nota mínima de 4 (cuatro) o hayan estado ausentes.

Condiciones para alcanzar el régimen de aprobación directa.

Para alcanzar dicha condición deberán cumplir lo siguiente:

- Obtener en todos los parciales una nota no menor a 6 (seis) y promedio de los tres parciales de 7 (siete) o superior.
- Aprobar los informes de laboratorio.
- Aprobar las monografías previstas por la cátedra.

Podrán recuperar un parcial para alcanzar la aprobación directa aquellos estudiantes que no hayan logrado una nota mínima de 6 (seis).

Para formalizar la condición de aprobación directa el estudiante deberá inscribirse en un turno de examen y la nota será el promedio de las notas logradas en los parciales. La nota se construye considerando hasta dos cifras significativas decimales: en el caso que las cifras decimales sean inferiores a 0,50 la nota es el entero inmediato anterior mientras que si la cifra es igual o superior a 0,50 se considerará la nota entera inmediata posterior. Aquellos estudiantes que hayan tenido que recuperar un parcial para obtener la aprobación directa, su nota será un punto menos al promedio de notas logradas en los parciales.

Condiciones para alcanzar la aprobación de la materia en un examen final

- El estudiante que no alcanzó la condición de aprobación directa deberá rendir un examen final teórico – práctico (programa completo): se considerará aprobado respondiendo correctamente el 60% del contenido del mismo, lo que corresponderá una nota de 6 (seis).

Recuperatorio

- Tendrán la posibilidad de recuperar los estudiantes ausentes o que no hayan alcanzado el mínimo de 4 (cuatro) en dos de los tres parciales previstos por la cátedra.
- Para la aprobación directa podrán recuperar solo un parcial aquellos estudiantes que no hayan alcanzado una nota mínima de 6.

Para realizar los parciales y/o los exámenes, serán indispensables:

- Libreta de **trabajos prácticos** y/o **DNI** con foto actualizada.
- Tabla periódica y tablas anexas de la guía de ejercicios.

La ausencia de estos elementos o la presencia de otros materiales no autorizados, causará la anulación del parcial o examen.