



1. Información General

Materia:	Química NM
Año lectivo:	2023 - 2024
Curso:	3ro bachillerato – 2do año PD
Profesor:	Ángel Chérrez

2. Naturaleza de la asignatura

La química es una ciencia experimental que combina el estudio académico con la adquisición de destrezas prácticas y de investigación. Se la conoce como “la ciencia fundamental”, porque los principios químicos son la base del medio físico en el que vivimos y de todos los sistemas biológicos. Además de ser una disciplina digna de ser estudiada en sí misma, constituye un requisito previo para otros cursos de educación universitaria como medicina, ciencias biológicas y ciencias ambientales, y también es útil como preparación para la vida laboral.

El curso de Química del Programa permite que los alumnos adquieran habilidades y técnicas tradicionales, y que aumenten su competencia en el uso de las matemáticas, que es el lenguaje de las ciencias. También hace posible que desarrollen habilidades interpersonales y competencia en el uso de tecnologías digitales. Estas competencias son esenciales para desenvolverse en el ámbito científico del siglo XXI y constituyen en sí mismas importantes herramientas para mejorar la calidad de vida de las personas.

3. Objetivos Generales y específicos

a. Objetivos Generales

1. Apreciar el estudio científico y la creatividad dentro de un contexto global mediante oportunidades que los estimulen y los desafíen intelectualmente
2. Adquirir un cuerpo de conocimientos, métodos y técnicas propios de la ciencia y la tecnología



3. Aplicar y utilizar un cuerpo de conocimientos, métodos y técnicas propios de la ciencia y la tecnología
4. Desarrollar la capacidad de analizar, evaluar y sintetizar la información científica
5. Desarrollar una toma de conciencia crítica sobre el valor y la necesidad de colaborar y comunicarse de manera eficaz en las actividades científicas.
6. Desarrollar habilidades de experimentación y de investigación científicas, incluido el uso de tecnologías actuales
7. Desarrollar las habilidades de comunicación del siglo XXI para aplicarlas al estudio de la ciencia
8. Tomar conciencia crítica, como ciudadanos del mundo, de las implicaciones éticas del uso de la ciencia y la tecnología
9. Desarrollar la apreciación de las posibilidades y limitaciones de la ciencia y la tecnología.
10. Desarrollar la comprensión de las relaciones entre las distintas disciplinas científicas y su influencia sobre otras áreas de conocimiento

b. Objetivos específicos

1. Demostrar conocimiento y comprensión de:
 - a. Hechos, conceptos y terminología
 - b. Metodologías y técnicas
 - c. Cómo comunicar la información científica
2. Aplicar:
 - a. Hechos, conceptos y terminología
 - b. Metodologías y técnicas
 - c. Métodos de comunicar la información científica
3. Formular, analizar y evaluar:
 - a. Hipótesis, problemas de investigación y predicciones
 - b. Metodologías y técnicas
 - c. Datos primarios y secundarios
 - d. Explicaciones científicas
4. Demostrar las aptitudes de investigación, experimentación y personales necesarias



para llevar a cabo
investigaciones perspicaces y éticas.

4. Contenidos

Unidades del programa de estudios de IQM – II QM.

UNIDAD 1: Estructura atómica.

- El átomo. Protones, neutrones y electrones.
- Masas relativas y cargas relativas de protones, neutrones y electrones.
- Número másico, número atómico, e isótopos de un elemento.
- Símbolo de un isótopo dados su número másico y su número atómico.
- Calcule el número de protones, neutrones y electrones que forman átomos e iones, dados el número másico, número atómico y la carga.
- Propiedades de los isótopos de un elemento.
- Discuta los usos de los radioisótopos.
- El espectro de masas.
- Distribución y configuración electrónica de átomos e iones.
- Espectro electromagnético. Espectro continuo y espectro de líneas.
- Relación existente entre las líneas del espectro de emisión del hidrógeno y los niveles energéticos de los electrones.

UNIDAD 2: Periodicidad

- Tabla periódica. Distribución de los elementos. Bloques con los cuatro subniveles. Periodo, grupo.
- Relación entre la configuración electrónica de los elementos y su posición en la tabla periódica.
- Relación entre el número de electrones presentes en el mayor nivel energético y su posición.
- Propiedades físicas. Primera energía de ionización y electronegatividad.
- Tendencias verticales y horizontales respecto del radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
- Radio atómico, radio iónico, electronegatividad, puntos de fusión metales alcalinos, halógenos y sus excepciones.



UNIDAD EDUCATIVA MONTE TABOR-NAZARET

- Valores de la electronegatividad relativa de dos o más elementos basándose en sus posiciones en la tabla periódica.
- Propiedades químicas. Semejanzas y diferencias entre las propiedades químicas de los elementos del mismo grupo.
- Cambios de carácter óxidos desde básicos, pasando por anfóteros hasta ácidos.
- Semejanzas y diferencias entre las propiedades de los elementos del mismo grupo, metales alcalinos (grupo 1) y los halógenos (grupo 17).
- Ecuaciones para explicar las variaciones de pH que se producen cuando los óxidos Na_2O , MgO , P_4O_{10} y los óxidos de nitrógeno y azufre reaccionan con agua.

UNIDAD 3: Enlace químico y estructura

- Iones positivos (cationes) (metales pierden electrones de valencia)/ Iones negativos (aniones) (no metales ganan electrones). Electrones perdidos o ganados está determinado por la configuración electrónica del átomo.
- Enlace iónico (atracción electrostática entre iones de carga opuesta). Aniones, cationes. Formación del enlace iónico.
- Iones poliatómicos formados por elementos no metálicos de periodos dos y tres.
- Deducción de la fórmula y el nombre de un compuesto iónico a partir de los iones que lo forman, incluidos los iones poliatómicos. Ejemplo: NH_4^+ , OH^- , NO_3^- , CO_3^{2-} , SO_4^{2-} y PO_4^{3-} .
- Propiedades físicas de compuestos iónicos (volatilidad, conductividad eléctrica y solubilidad) en función de su estructura.
- Compuestos iónicos generalmente sólidos. Estructura reticular de los compuestos iónicos.
- Enlace covalente. Formación y tipos de enlace covalente.
- Enlaces covalentes coordinados (dativos).
- Estructura de Lewis. Electrones de valencia de una especie unida de forma covalente.
- Berilio y Boro forman compuestos con octetos electrónicos incompletos.
- Estructuras de resonancia se producen cuando un doble enlace en una molécula puede estar en más de una posición.
- Deducción de estructuras de resonancia, entre otros, se pueden incluir los ejemplos C_6H_6 , CO_3^{2-} y O_3 .
- Propiedades de los compuestos gigantes covalentes en función de sus estructuras.



UNIDAD EDUCATIVA MONTE TABOR-NAZARET

- Longitud, fuerza y polaridad del enlace.
- Forma y ángulos de enlace. Predicción de los ángulos de enlace a partir de la geometría molecular y la presencia de pares electrónicos no enlazantes.
- Teoría de repulsión el par electrónico de valencia (TRPEV). El Carbono y el silicio forman estructuras gigantes covalentes/redes covalentes.
- Uso de la TRPEV para predecir la geometría del dominio electrónico y la geometría molecular de especies con dos, tres o cuatro dominios electrónicos.
- Alotropías del carbono. (diamante, grafito, grafeno, C_{60}) y SiO_2 .
- Ángulos de enlace a partir de la geometría molecular y la presencia de pares electrónicos no enlazantes.
- Polaridad molecular a partir de la polaridad del enlace y la geometría molecular.
- Fuerzas intermoleculares. Tipos de fuerzas.
- Intensidad relativa. (fuerzas de London(dispersión)<fuerzas dipolo-dipolo< enlaces de hidrógeno.
- Propiedades físicas de compuestos covalentes (volatilidad, conductividad eléctrica y solubilidad) en función de sus estructuras y las fuerzas intermoleculares).
- Enlace metálico. Formación y fuerza del enlace metálico.
- Conductividad eléctrica y maleabilidad de los metales.
- Tendencias en los puntos de fusión de los metales.
- Propiedades de las aleaciones.

UNIDAD 4.- Química Orgánica.

- Características de una serie homóloga y sus tendencias con respecto a los puntos de ebullición de la serie en base a las propiedades químicas y físicas.
- Distinguir entre las fórmulas empírica, molecular y estructural a partir del ordenamiento y enlaces de los átomos que intervienen en la fórmula.
- Reconocer los isómeros estructurales en una cadena orgánica como compuestos con la misma fórmula molecular pero con diferentes distribuciones de los átomos.
- Deducir las fórmulas estructurales de los isómeros de los alcanos no cíclicos y de los alquenos de cadena lineal hasta C_6 . Aplicando las normas de la IUPAC para su nomenclatura.
- Deducir las fórmulas estructurales de los isómeros de los alcanos no cíclicos y de los



UNIDAD EDUCATIVA MONTE TABOR-NAZARET

alquenos de cadena lineal hasta C₆. Aplicando las normas de la IUPAC para su nomenclatura con ejercicios de aplicación incluyendo isómeros de cadena lineal y de cadena ramificada.

- Identificar grupos funcionales presentes en fórmulas estructurales: amino, anillo bencénico y ésteres en ejercicios de aplicación y experimentales.
- Reconocer los átomos de carbono primarios, secundarios y terciarios en alcoholes y haluros de alquilo en ejercicios de aplicación y experimentales.
- Reconoce la baja reactividad de los alcanos en función de las entalpías de enlace y la polaridad de de los enlaces.
- Describir la combustión completa e incompleta de los alcanos, reacciones del metano y el etano con el cloro y el bromo, por medio de ecuaciones de reacción y por el mecanismo de radicales libres.
- Identificar las reacciones de los alquenos con el hidrógeno y los halógenos y alquenos simétricos con haluros de hidrógeno y agua por medio de ecuaciones químicas de aplicación.
- Identificar la polimerización de los alquenos con la aplicación de ejercicios en los que incluye la formación de poli(eteno), el poli(cloroeteno) y el poli(propeno) como ejemplos de polímeros de adición.
- Describir la combustión completa de los alcoholes y sus reacciones de oxidación con aplicación de ecuaciones químicas y ejercicios experimentales.
- Reconocer los productos formados por la oxidación de los alcoholes primarios y secundarios utilizando agentes oxidantes en medio ácido.
- Describir las reacciones de sustitución de los haluros de alquilo con hidróxido de sodio con ejercicios de simulación.
- Deducir rutas de reacción, dados los materiales de partida y el producto en las que se incluyen los reactivos, las condiciones y las ecuaciones con conversiones en no más de dos etapas.
- Ejercicios de aplicación de conceptos.
- Procesamientos de dataos .- Identificación espectroscópica de compuestos orgánicos
- El grado de insaturación o índice de déficit de hidrógeno (IDH) se puede usar para determinar, a partir de la fórmula molecular, el número de anillos o enlaces múltiples presentes en una molécula.



UNIDAD EDUCATIVA MONTE TABOR-NAZARET

- La espectrometría de masas (EM), la espectrometría de resonancia magnética nuclear protónica (RMN de ^1H) y la espectroscopía infrarroja (IR), son técnicas que se pueden usar para ayudar a identificar compuestos y determinar su estructura.

UNIDAD 5: Energía de las Reacciones Químicas

- Reacción exotérmica, reacción endotérmica y variación de entalpía estándar ΔH de reacción (ΔH).
- Define los términos reacción exotérmica, reacción endotérmica y variación de entalpía estándar de reacción (ΔH) utilizando términos de calor, presión (101,3 kPa) y temperatura (298 K).
- Clasificar a las reacciones como endotérmicas y exotérmicas desde la discusión de los resultados obtenidos en procesos matemáticos en los que debe calcular la cantidad de energía que una reacción absorbe o emite al producirse.
- Reconocer procesos exotérmicos (combustión y neutralización).
- Deducir la estabilidad relativa de reactivos y productos y el signo de variación de entalpía de una reacción utilizando el diagrama entálpico.
- Calcular la variación de energía calorífica que se produce al modificar la temperatura de una sustancia pura conociendo la masa, calor específico y la variación de la temperatura, utilizando la ecuación $q = mC \Delta T$.
- Calcular la variación de energía calorífica Determina las variaciones de entalpía evaluando resultados experimentales conociendo suposiciones planteadas y los errores debidos a la pérdida de calor.
- Determinar la variación de entalpía de una reacción resultante de sumar dos o tres reacciones cuyas variaciones de entalpía se conocen utilizando ciclos y diagramas entálpicos sencillos.
- Identifica el término entalpía media de enlace a partir de algunas reacciones exotérmicas y endotérmicas.
- Ejercicios de aplicación de conceptos.

UNIDAD 6: Cinética

- Velocidad de reacción.
- Diseñar procedimientos experimentales para medir velocidad de reacción y análisis de datos.



UNIDAD EDUCATIVA MONTE TABOR-NAZARET

- Teoría de las colisiones. Describir la teoría cinética desde el punto de vista del movimiento de las partículas.
- Definir término energía de activación.
- Describir la teoría de las colisiones.
- Utilizando teoría de las colisiones predecir y explicar los efectos cualitativos del tamaño de las partículas, temperatura, concentración y la presión sobre la velocidad de una reacción.
- Esquematizar y explicar las curvas de Maxwell-Boltzmann para diferentes temperaturas y sus repercusiones en los cambios de la velocidad de reacción.
- Describir el efecto de un catalizador sobre una reacción química.
- Esquematizar y explicar las curvas de Maxwell-Boltzmann de reacciones con o sin catalizador.

UNIDAD 7: Equilibrio

- Equilibrio dinámico.
- Posición de equilibrio. Deducir la expresión de la constante de equilibrio (K_c) de la ecuación de una reacción homogénea.
- Deducir el grado de conversión de reactivos en productos a partir de la magnitud de la constante de equilibrio.
- Aplicar el Principio de Le Chatelier para predecir los efectos cualitativos de variaciones de temperatura, presión y concentración sobre la posición de equilibrio y el valor de la constante de equilibrio.
- Indicar y explicar el efecto de un catalizador sobre una reacción de equilibrio.
- Aplicar los conceptos de cinética y equilibrio a procesos industriales.

UNIDAD 8: Química medicinal

- D.1 Acción de los productos farmacéuticos y las drogas
- D.2 Aspirina y penicilina
- D.3 Opiáceos
- D.4 Regulación del pH del estómago
- D.5 Medicamentos antivirales



- D.6 Impacto ambiental de algunos medicamentos

5. Evaluación

Componentes y ponderación de la calificación final del bimestre:

ACA	10%
ACS	30%
LEC	30%
LP	30%

Tipos de evaluación:

- Presentaciones: verbales (orales o escritas), gráficas; con empleo de diversos medios
- Producciones escritas: ensayos, Informes, artículos y otros.
- Test / Quiz
- Portafolio
- Proyectos
- Comprensión de lectura
- Pruebas objetivas y de preguntas abiertas
- Exámenes escritos
- Diarios
- Debates
- Investigaciones
- Actividades prácticas

Referencias bibliográficas

Guía de Química IBO www.ibo.org,

Brown, C. & Ford, M. (2008). *Chemistry* (1.a ed.). Great Britain, Wales: Heinemann



UNIDAD EDUCATIVA MONTE TABOR-NAZARET

International, Pearson Education Limited.

Burns, R. (1996). *Fundamentos de Química* (2.a ed.). México D.F.: Prentice Hall.

Armendáriz G. 2 y 3. (1999). Quito: Editorial Norma.

Desafíos Química 1 Bachillerato. Santillana.

Dalmau, J.F. & Satoca, J. (2004). *Física y Química 1* (1.a ed.). Barcelona: Grupo

ANAYA

S. A. Revistas Tecnológicas.