

CARTA DESCRIPTIVA (FORMATO MODELO EDUCATIVO UACJ VISIÓN 2020)

I. Identificadores de la asignatura			
Instituto:	Instituto de Ciencias Biomédicas	Modalidad:	Presencial
Departamento:	Ciencias Químico Biológicas	Créditos:	10
Materia:	Química General	Carácter:	Obligatorio
Programa:	Licenciatura en Química	Tipo:	Teórico-Práctico
Clave:	BAS 110105		
Nivel:	Principiante		
Horas:	96	Teoría: 64	Práctica: 32

II. Ubicación	
Antecedentes: Bachillerato	Clave: No Aplica
Consecuencias: Ninguno	

III. Antecedentes
Conocimientos: Básico e intermedio relacionados con la carrera de química.
Habilidades: Capacidad en el manejo de equipo de laboratorio y preparación de soluciones, manejo de información.
Actitudes y valores: Trabajo en equipo, respetuoso, responsable y puntual.

IV. Propósitos Generales
Los propósitos fundamentales del curso son: Despertar en el alumno interés y conocimientos para el adecuado aprovechamiento de las ciencias químicas.

V. Compromisos formativos

Conocimientos: Nomenclatura, conceptos básicos, estequiometría, enlaces, tabla periódica.

Habilidades: Capacidad de resolver problemas matemáticos e interpretar los resultados obtenidos. Capacidad de leer, comprender y cuestionar conceptos abstractos. Habilidad para consultar fuentes bibliográficas variadas (libros, revistas, internet) y redactar trabajos de investigación de calidad, citando bibliografía consultada.

Actitudes y valores: Responsabilidad, interés, honestidad.

Problemas que puede solucionar. Que el alumno obtenga conocimientos básicos sobre la química básica, solucionado problemas estequiométricos.

VI. Condiciones de operación

Espacio: Aula tradicional

Laboratorio: Experimental

Mobiliario: Mesa banco

Población: 20-25

Material de uso frecuente:

a) Pizarrón

b) PC

Condiciones especiales: No aplica

VII. Contenidos y tiempos estimados

Temas	Contenidos	Actividades
1. Introducción y nociones preliminares.	1.1 Objeto y objetivos de estudio de la Química. — Materia. Concepto: sustancia y campo. — Métodos de estudio de la Química. — Propiedades de los materiales: físicas y químicas. — Clasificación de los materiales. 1.2 Fenómenos (cambios de los materiales). — Físicos, químicos y alotrópicos. — Implicaciones energéticas. Térmicas, eléctricas y luminosa. 1.3 Leyes de la combinación	— Investigación bibliográfica sobre los componentes de materiales de uso común en el hogar, en medicina, el tratamiento de aguas residuales, en la atmósfera, en la industria, etc. — Ficha de trabajo con la descripción de las propiedades de materiales de uso común, para que el alumno las clasifique como físicas, químicas o alotrópicas. — Ficha de trabajo para encontrar las relaciones de composición de compuestos químicos, proporcionando información respecto a las masas de sus elementos. — Ficha de trabajo donde, por analogía, se justifiquen los postulados atómicos de

	<p>química.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ley de la conservación de la masa y de la energía: correlación masa-energía. - Ley de la composición definida. Relaciones de composición. - Leyes volumétricas. - Interpretación a nivel atómico. - Postulados atómicos de Dalton. <p>Descripción y fundamentos.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Hipótesis de Avogadro. Concepto de mol. <p>1.4 Representación simbólica.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Símbolos de los elementos. — Fórmulas de los compuestos. — Como consecuencia de las leyes ponderales. — Conceptos de molécula y valencia, como consecuencia de las relaciones de composición. — Ecuaciones químicas. — Representación de un cambio químico. — Identificación de reactivos y productos. 	<p>Dalton.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Previa investigación bibliográfica de los antecedentes y acuerdos científicos que condujeron a la representación actual de los elementos y compuestos, el alumno comparará su procedimiento y criterios en el ejercicio anterior. — Ejercicios para comprobar que la representación de los fenómenos químicos, mediante su ecuación, sí cumple con las leyes ponderales, proponiendo procedimiento de comprobación. —explicará las reglas para nombrar compuestos binarios y los alumnos realizarán ejercicios de su aplicación
<p>1. Estructura del átomo</p>	<p>1.5 Balance de ecuaciones químicas.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Método de prueba y error. — Método algebraico. <p>1.6. Clasificación de las reacciones por su mecanismo.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Reacciones de adición. Características e igualación. — Reacciones de sustitución simple y doble. Características e igualación. — Reacciones de eliminación o descomposición. Características e igualación. <p>1.7 Factores que influyen en una reacción química.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Factores físicos: energía, temperatura, presión, luz y electricidad. — Factores químicos. Concentración de reactivos, catalizadores, acidez y alcalinidad 	<p>Ejercicios, donde a partir de los nombres y fórmulas de los reactivos y productos de fenómenos químicos, el alumno represente e iguale las ecuaciones correspondientes con el uso del método de prueba y error o el algebraico.</p> <p>2.2 Ficha de trabajo para establecer los criterios de clasificación de las reacciones químicas, por su mecanismo de combinación.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Previa investigación bibliográfica sobre los criterios establecidos para clasificar las reacciones químicas, compararlos con su propia clasificación — Práctica de laboratorio: "Tipos de reacción química: síntesis, sustitución y eliminación". <p>2.3 Investigación bibliográfica del alumno, de las reacciones simples que ocurren en fenómenos cotidianos, ejemplo: combustión del gas doméstico, fabricación de plásticos, medicamentos, papel, pinturas, procesado de alimentos, curtido de pieles, fotografía, etc.</p> <ul style="list-style-type: none"> — Ejercicio para identificar en los procesos investigados, aquellos en los que se obtengan resultados diferentes al modificar las condiciones del proceso, por ejemplo: uso del calor, la refrigeración, el

		<p>tipo de combustible, un catalizador, la acción de la luz, la presión atmosférica. -</p> <p>Explicar los principios químicos que permiten utilizar las formas de conservación de los alimentos: congelación, refrigeración, deshidratación, acidificación, conservadores.</p> <p>— Formas de cocimiento de los alimentos: baño María, olla de presión, vapor, horneado, fuego lento, fuego directo, con limón o vinagre, con bicarbonato de sodio para evitar la decoloración de verduras y sabores desagradables.</p> <p>— Ficha de estudio. Lecturas para analizar algunos procesos biológicos que requieren catalizadores bioquímicos, la influencia de la luz, temperatura, grado de acidez (pH), etc.</p> <p>Práctica de laboratorio: "Formación de óxidos e identificación de sus propiedades".</p> <p>— Ficha de trabajo. A partir de datos de energía de ionización y electronegatividad, determinar el tipo de enlace predominante de los óxidos básicos y ácidos.</p>
2. Nomenclatura inorgánica	<p>2.1. Metales, no metales</p> <p>2.2. Estados de oxidación.</p> <p>2.3. Funciones químicas inorgánicas: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales</p> <p>2.4. Nomenclatura moderna</p> <p>2.5. Carga de los iones</p>	<p>— Previa investigación bibliográfica de las reglas de nomenclatura, por el alumno, realizar ejercicios para identificar fórmulas y nombres de óxidos ácidos y básicos.</p> <p>— Ficha de trabajo, a partir de datos de propiedades físicas de óxidos, separarlos en básicos y ácidos.</p> <p>— Ficha de estudio. Lectura sobre aplicaciones de óxidos como: CaO; MgO; NO₂; SO₂; CO; CO₂ ...</p> <p>Previa investigación bibliográfica de las reglas de nomenclatura por el alumno, realizar ejercicios para identificar fórmulas y nombres de hidruros e hidrácidos.</p>
3. Estequiometría	<p>3.1 Unidades de medición en los cálculos químicos.</p> <p>— Masa, volumen, unidad de masa atómica, Mol, volumen molar, molaridad y ppm.</p> <p>3.2 Relaciones Cuantitativas</p> <p>— Composición porcentual.</p> <p>— Fórmula mínima y fórmula real.</p> <p>— Relaciones de masa en reacciones</p> <p>— Reactivo limitante.</p>	<p>-establezca patrones de medida propios para medir: masa, longitud, volumen, densidad y presión, y concluya de la necesidad de unidades</p> <p>— Ejercicio donde el alumno contraste sus unidades con las del Sistema Internacional y realice cálculos de conversión de unidades utilizando el análisis dimensional.</p> <p>— Previa investigación bibliográfica, definir la masa atómica, masa molecular y las unidades que se utilizan para</p>

	<ul style="list-style-type: none"> — Concentraciones. 3.3 Gases. — Volumen molar. — Relaciones volumétricas 	<p>dimensionarlas.</p> <p>—introducir el concepto de mol.</p> <p>3.2 Explicación del profesor sobre la composición porcentual de elementos en un compuesto partiendo de sus masas atómicas y de la masa molecular del compuesto.</p> <p>— Ficha de trabajo, para identificar la fórmula mínima y molecular de un compuesto, conociendo la composición y masa atómica de sus elementos y la masa molecular.</p> <p>— Ejercicio. A partir de una reacción química, igualarla y determinar la relación de masa de reactivo a reactivo, reactivo a producto y producto a producto.</p> <p>— Reporte de lectura: Lectura referida al reactivo limitante y en exceso en una reacción química.</p> <p>— Ejercicio. De una serie de reacciones propuestas, el alumno identificará el reactivo limitante en exceso partiendo de masas arbitrarias.</p> <p>— Previa exposición del profesor, el alumno expresará la concentración de diversas soluciones en unidades como: %</p> <p style="text-align: center;">3</p> <p>de soluto, ppm, g/L , g/cm , mol/L (molaridad).</p> <p>— Investigación bibliográfica para identificar la concentración promedio de sales en el agua de mar y en los sueros fisiológicos, de contaminantes del aire y las unidades en que se reportan.</p> <p>— Contando con información previa sobre los fluidos corporales, el alumno expresará las concentraciones en % masa y ppm.</p> <p>— Ejercicios para determinar la concentración de soluciones en una serie de problemas planteados.</p> <p>Reporte de estudio. Lectura sobre el efecto invernadero y su impacto en la regulación del clima.</p> <p>3.3 Explicación del profesor sobre el concepto volumen molar de un gas.</p> <p>— Ficha de trabajo para comprobar que las relaciones volumétricas de los gases que participan en una reacción química, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, permanece constante.</p> <p>— Ejercicios para determinar la masa de un gas reaccionante o producido, a partir de las relaciones volumétricas de la reacción y del volumen molar gaseoso Investigar Concepto. Solvente y soluto. Tipos. Formas de expresar la</p>
4. Soluciones	4.1. Propiedades generales de las disoluciones	

	<p>4.2. Concentración de disoluciones 4.2.1. Composición porcentual 4.2.2. Molaridad 4.2.3. Normalidad 4.3. Reacciones de precipitación 4.3.1. Solubilidad 4.3.2. Ecuaciones moleculares 4.3.3. Ecuaciones iónicas 4.4. Reacciones ácido-base 4.4.1. Propiedades generales de los ácidos y bases 4.4.2. Neutralización ácido-base</p>	<p>concentración: Concentración porcentual, Concentración molar y normal. Soluciones coloidales: tipos, características. Resolución de problemas relacionados a Soluciones. Ecuación química. Balanceo de ecuaciones. Significados cuali y cuantitativo. Relaciones estequiométricas simples. Exceso y defecto. Pureza de reactivos. Rendimiento de reacciones. Equivalentes ácido-base. Soluciones: definición y características. Unidades de concentración. Dilución de soluciones. Mezcla de soluciones con igual soluto. Ecuaciones iónicas. Estequiometría de soluciones Análisis de una presentación o lectura que describa la forma cómo Mendeleev descubrió y fundamentó su propuesta de Ley periódica. — Ficha de trabajo. A partir de los datos</p>
<p>5. Enlace químico</p>	<p>5.1. Enlace químico: iónico, covalente y metálico</p> <p>5.2. Propiedades de los compuestos iónicos covalentes y metálicos</p> <p>5.3. Regla de octeto y sus excepciones</p> <p>5.4. Estructuras de Lewis</p> <p>5.5. Carga formal y número de oxidación</p> <p>5.6. Polaridad de las moléculas</p> <p>5.7. Resonancia</p> <p>5.8. Oxidación y reducción</p> <p>5.9 Ley periódica de los elementos (Mendeleev). — Antecedentes y sistema de Mendeleev. — Clasificación operativa de los elementos en metales, no metales y gases nobles. — Ley periódica en relación con la evolución de la teoría atómica.</p> <p>5.10 Estructura atómica de los elementos químicos. — Componentes atómicos: partículas subatómicas. — Representación atómica: número atómico, número de masa, isótopos y masa atómica promedio. — Teoría atómica cuántica: Principios físicos; dualidad de la materia, incertidumbre. Niveles, subniveles, orbitales y</p>	<p>de propiedades de elementos seleccionados, el alumno reconozca grupos o familias. — Actividad de laboratorio para identificar que algunos elementos tienen propiedades semejantes. — Exposición del profesor, para describir la necesidad de un marco teórico que explique el comportamiento periódico de los elementos — Ejercicios o ficha de trabajo, para determinar el número de partículas subatómicas, a partir del número atómico y el número de masa de átomos, iones e isótopos. — Ejercicios para calcular la masa atómica promedio de un elemento, a partir de la abundancia relativa y la masa de sus isótopos. — Audiovisual o lectura sobre los modelos atómicos cuánticos: Bohr, Sommerfeld, Schrödinger y Dirac, para describir sus características y los principios físicos involucrados. — Ficha de trabajo para relacionar los principios físicos con los conceptos de nivel, subnivel y orbital, así como su relación con los números cuánticos. — Ejercicio para determinar el número máximo de electrones que se pueden distribuir en cada nivel y subnivel de energía, y representar simbólicamente los</p>

	<p>spin (concepto y números cuánticos). Principios de ordenamiento electrónico (exclusión, máxima multiplicidad, Aufbau). Configuración electrónica por orbitales.</p> <p>5.11 Propiedades periódicas de los elementos. — Configuración electrónica y sistema periódico: Estructura atómica en relación con los grupos y periodos de los elementos. Clasificación de los elementos (representativos, transición). Características comunes de los elementos del mismo grupo. — Energía de ionización. — Electronegatividad. — Número de oxidación. — Tamaño atómico.</p> <p>5.12 Estabilidad electrónica. — Teoría del octeto (Kossel). — Fórmulas de Lewis: representación simbólica de elementos. — Representación simbólica de moléculas y de iones.</p> <p>5.13 Enlace iónico. — Modelo y concepto. — Carácter iónico. Fuerza y energía del enlace. — Estructuras cristalinas. Geometría de los cristales iónicos. — Propiedades de sustancias iónicas: eléctricas, solubilidad, punto de fusión, reactividad.</p> <p>5.14 Enlace covalente. — Modelo y concepto. Teoría del enlace de valencia. — Carácter covalente. Fuerza y energía del enlace. — Tipos de enlace covalente: no polar, polar y coordinado. — Propiedades de sustancias covalentes: eléctricas, solubilidad P_f, P_e, reactividad, ...</p> <p>5.15 Atracciones intermoleculares. — Dipolo-dipolo. — Puente de hidrógeno. — Fuerzas de Van der Waals. — Efecto en propiedades de</p>	<p>orbitales. — Previa investigación bibliográfica sobre los principios de ordenamiento electrónico, explicar el principio de Aufbau, el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund. — Ejercicio para representar la configuración electrónica por niveles, subniveles y orbitales de los elementos químicos.</p> <p>5.3 Exposición del profesor para integrar los conceptos revisados y su relación con la estructura de la tabla periódica. — Ficha de trabajo. Ubicación de los elementos en la tabla periódica con base en la configuración electrónica de sus átomos y su clasificación en elementos representativos y de transición. — Ficha de trabajo para identificar la relación entre la variación periódica de la energía de ionización y la electronegatividad con la configuración electrónica. — Ejercicio para relacionar la configuración electrónica, los estados de oxidación posibles de los elementos y la estabilidad electrónica de un gas noble. — Ficha de trabajo para determinar gráficamente la variación periódica del tamaño atómico. Práctica de laboratorio o ficha de trabajo, para comparar propiedades físicas entre compuestos iónicos y los que no lo son. — Exposición del profesor para describir las teorías del enlace covalente. — Ficha de estudio sobre la teoría del enlace valencia y la formación de orbitales moleculares. — Fichas de trabajo. Utilizar la anotación de Lewis y la teoría del enlace valencia en moléculas. — Ficha de trabajo para determinar el carácter iónico de los enlaces y fundamentar las diferencias entre enlace covalente: no polar, polar y coordinado. — Ficha de estudio. Lectura que describa la aplicación de sustancias covalentes en la vida diaria.</p>
--	---	--

	solubilidad, densidad y P_e , por estas interacciones.	
6.	6. 1 pH , Ácidos y bases	Investigar; Concepto de pH y pOH. Ácidos y bases de: Arrhenius. Bronsted y Lowry. Lewis. Realizar problemas de cálculos de pH y pOH de ácidos y bases fuertes.

VIII. Metodología y estrategias didácticas

Metodología Institucional:

a) Elaboración de ensayos, monografías e investigaciones (según el nivel). Consultando fuentes bibliográficas, hemerográficas y "online".

Estrategias del Modelo UACJ Visión 2020 recomendadas para el curso:

- a) aproximación empírica a la realidad
- b) búsqueda, organización y recuperación de información
- c) comunicación horizontal
- d) descubrimiento
- e) ejecución-ejercitación
- f) elección, decisión
- g) evaluación
- h) experimentación
- i) extrapolación y transferencia
- j) internalización
- k) investigación
- l) meta cognitivas
- m) planeación, previsión y anticipación
- n) problematización
- o) proceso de pensamiento lógico y crítico
- p) procesos de pensamiento creativo divergente y lateral
- q) procesamiento, apropiación-construcción
- r) significación generalización
- s) trabajo colaborativo

IX. Criterios de evaluación y acreditación

a) Institucionales de acreditación:

Asistencia a clases del 80%

Entrega oportuna de trabajos

Pago de derechos

Calificación mínima de 7

b) Evaluación del curso:

Teoría 70%

Laboratorio 30%

X. Bibliografía

a) Disponible en Biblioteca

- Allinger, N. L., M. P. Cava, D. C. De Jongh, C. R. Johnson, N. A. Lebel y C. L. Stevens. 1984. Química Orgánica. Reverté. España. 1453.
- Brown, T. L., H. E. LeMay y B. E. Bursten. 2009. Química. La ciencia central. Séptima edición. Pearson Educación. México. 1117 p.
- McMurry, J. E., R. C. Fay, J. Enríquez y V. Gonzalez. Química General. 2009. Pearson Educación. México. 1014 p.
- Morcillo, J. 1966. Temas Básicos de Química. Alhambra longman, España. 697 p.
- Mutio R. A. M., C. López S., L. M. Venegas B. y R. Segá. 2010. Aprendiendo Química gota por gota. Cengage. México D. F. 200 p.
- Skoog, D. A., F. J. Holler, T. A. Nieman y M. d. C. Martín-Gómez. 2001. Principios de análisis instrumental. McGraw-Hill Interamericana, Madrid España. 1028 p.
- Whitten, K. W., R. E. Davis y M. L. Peck. 2000. General Chemistry. Forth Worth: Sanders College Pub. U.S.A.

X. Perfil deseable del docente

a) **Grado académico:** Licenciatura mínimo y tomar cursos de docencia.(químico)

b) **Área:** Relacionada con la materia

c) **Experiencia:** En el ejercicio del proceso de la química

XI. Institucionalización

Responsable del Departamento: Dr. Ph. Antonio De la Mora Covarrubias

Coordinador/a del Programa : Dra. Katya Aimeé Carrasco Urrutia

Fecha de elaboración: ENERO 2014

Elaboró: Dra. Katya Aimeé Carrasco Urrutia

Fecha de rediseño: octubre del 2016.

Rediseño: Dra. Katya Aimeé Carrasco Urrutia