



1. Datos de identificación del programa

Nombre de la asignatura: QUÍMICA GENERAL	
Semestre y ciclo escolar al que pertenece Primer semestre, ciclo básico	Área Académica: Química y Físicoquímica
Número de horas Teóricas: 5 Prácticas: 3 Número de créditos: 13	Fecha de actualización 25 de abril de 2013
Prerrequisitos Tabla periódica, manejo de calculadora científica, unidades de medición, álgebra, proporciones.	

2. Relación con el Plan de Estudios

Contribución de la asignatura al perfil de egreso La química como ciencia de la materia y sus relaciones con la energía proporciona al biólogo la base indispensable en la explicación y comprensión de los fenómenos relacionados con la vida y su entorno.
Introducción a la asignatura La asignatura se ubica en el primer semestre de la carrera de Biología; de manera sincrónica, se relaciona con las materias de: Ciencias de la Tierra, Matemáticas I, LIF I. De manera diacrónica, se relaciona con las materias de: Química orgánica, Genética, Virus Bacterias Algas y Hongos, Biometría; LIF II a LIF VIII, Plantas sin semilla, Biología Molecular de la Célula I, Físicoquímica I y II, Morfogénesis y Fisiología de Plantas con Semilla, Introducción a la Biotecnología, Ecología General, Edafología, Química Ambiental y Ecología Acuática. Esta asignatura proporciona al alumno las herramientas para que se incorpore a las siguientes áreas terminales, Ecología, Ambientalismo, Biodiversidad y Biología del desarrollo.

3. Objetivos del programa

Objetivo general Aplicar los conocimientos químicos básicos necesarios para que, con la comprensión de los enlaces, se puedan interpretar cambios químicos simples en algunos ecosistemas.
Objetivos específicos Calcular la cantidad de sustancia para la preparación de disoluciones en diferentes unidades de concentración. Nombrar y formular, elementos y compuestos inorgánicos sencillos. Aplicar la ley de la conservación de la materia para calcular cantidades de reactivos y productos en reacciones químicas. Aplicar los principios del equilibrio químico para hacer predicciones sencillas en reacciones ácido-base y de óxido-reducción. Explicar algunas propiedades de los elementos con base en sus configuraciones electrónicas. Distinguir entre los diferentes tipos de interacciones químicas y su influencia en algunas propiedades de las sustancias.

4. Líneas de investigación

Biodiversidad Vegetal
Morfosiología Vegetal
Tecnología Ambiental
Biología de la Reproducción
Investigación en Citogenética y Mutagénesis
Investigación en Biología Celular y Molecular
Ecología Terrestre
Ecología Acuática

5. Orientación disciplinar

La química contribuye en todas las áreas de la biología.

6. Conocimientos y habilidades

Conocimiento teórico	Horas
<p>UNIDAD 1. DIFERENTES CLASES Y REPRESENTACIONES DE LA MATERIA</p> <p>11.1. Concepto de materia.</p> <p>1.1.1. Propiedades de la materia: a) físicas y químicas; b) intensivas y extensivas.</p> <p>1.1.2. Unidades de medición de la materia (Sistema Internacional). Unidades fundamentales y unidades derivadas.</p> <p>1.1.3. Concepto de sustancia pura y mezcla (homogénea y heterogénea).</p> <p>1.1.4. Concepto de coloide y suspensión. Importancia en algunos sistemas biológicos.</p> <p>1.1.5. Concepto de elemento y compuesto.</p> <p>1.1.6. Reconocer: las diferentes propiedades de la materia, sus unidades y la clase a la cual pertenece (elemento, compuesto, sustancia pura, mezcla, etc.).</p> <p>1.2. Estados de agregación de la materia.</p> <p>1.2.1 Identificación, transformaciones y ejemplos.</p> <p>1.3. Definición de solubilidad. Factores que afectan la solubilidad.</p> <p>1.3.1. Reglas de solubilidad para compuestos iónicos.</p> <p>1.3.2. Reglas de solubilidad para compuestos moleculares.</p> <p>1.3.3. Predicción de la solubilidad. Ejemplos.</p> <p>1.4. Concepto de símbolo, fórmula, y ecuación química. Ejemplos.</p> <p>1.4.1. Formulación y nomenclatura de elementos y de compuestos inorgánicos sencillos.</p> <p>1.5. Concepto de mol, masa molar, número de Avogadro y equivalente químico.</p> <p>1.5.1. Cálculo de la masa molar.</p> <p>1.5.2. Interconversión entre masa, mol y equivalente químico.</p> <p>1.6. Disoluciones. Concepto de soluto y disolvente. Tipos de soluciones (sólida, líquida, gas).</p> <p>1.6.1. Definición de solución ideal y no ideal.</p> <p>1.6.2. Definición de concentración.</p> <p>1.6.3. Unidades de concentración. Efecto de la temperatura.</p> <p>1.6.3.1. Porcentuales (% p/p, % p/v, % v/v). Cálculo.</p> <p>1.6.3.2. Partes por millón. Cálculo.</p> <p>1.6.3.3. Molaridad. Cálculo.</p> <p>1.6.3.4. Molalidad. Cálculo.</p> <p>1.6.3.5. Fracción mol. Cálculo.</p>	<p>16</p> <p>35</p>

<p>1.6.3.6. Normalidad. Cálculo.</p> <p>1.6.3.7. Interconversión entre diferentes unidades de concentración.</p> <p>1.7. Concepto de dilución.</p> <p>1.7.1. Cálculos para soluciones diluidas de diferentes unidades de concentración.</p>	
<p>UNIDAD 2. RELACIONES DE MASA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS</p> <p>2.1 Ley de conservación de la materia: Enunciado y aplicación. Ejemplos.</p> <p>2.2 Balanceo de ecuaciones químicas. Definición</p> <p>2.2.1. Número de oxidación: Definición, reglas para determinarlos. Ejemplos.</p> <p>2.2.2. Técnica del cambio en el número de oxidación: Fundamento. Ejemplos.</p> <p>2.2.3. Técnica de las medias reacciones o del ion electrón: Fundamento. Ejemplos.</p> <p>2.3 Predicciones estequiométricas. Definición.</p> <p>2.3.1. El reactivo limitante. Definición. Relaciones masa/masa. Ejemplos.</p> <p>2.3.2. Reacciones en disolución: Relaciones masa/volumen y volumen/volumen. Ejemplos.</p> <p>2.3.3. Rendimientos teóricos, reales y porcentuales: Definición. Ejemplos.</p>	20
<p>UNIDAD 3. REACCIONES QUÍMICAS EN EQUILIBRIO</p> <p>3.1 Introducción al equilibrio químico: Definición. Características. Ejemplos.</p> <p>3.1.1. La constante de equilibrio: Definición. Expresiones en sistemas homogéneos y heterogéneos. Ejemplos.</p> <p>3.1.2. Predicciones cualitativas con la constante de equilibrio. Ejemplos.</p> <p>3.1.2. K_p y K_c. Definición. Ejemplos.</p> <p>3.2 Ácidos y bases.</p> <p>3.2.1. Conceptos de Arrhenius y Brønsted-Lowry: Definición. Diferencias entre fuertes y débiles. K_a y K_b. Parejas conjugadas. Ejemplos.</p> <p>3.2.2. Escala de pH: Propiedades ácido-base del agua. Definición de K_w, pH y pOH. Cálculo de pH y pOH para ácidos y bases. Ejemplos.</p> <p>3.2.3 Hidrólisis. Definición. Cálculo de pH de disoluciones de sales. Ejemplos.</p> <p>3.2.4 Disoluciones reguladoras: Definición. Cálculo de pH. Ejemplos.</p> <p>3.2.5 Valoraciones ácido-base: Definición. Cálculo de pH en el punto de equivalencia. Ejemplos.</p> <p>3.3 Oxidantes y reductores: Definición. Identificación en ecuaciones redox. Ejemplos.</p> <p>3.3.1 Potenciales de electrodo. Definición. Fuerza relativa de oxidantes y reductores. Ejemplos</p> <p>3.3.2 Predicción de la dirección de las reacciones. Ejemplos</p> <p>3.3.3 Ecuación de Nernst: Definición. Predicciones cualitativas. Ejemplos.</p>	24
<p>UNIDAD 4. ESTRUCTURA ELECTRÓNICA Y TABLA PERIÓDICA</p> <p>4.1 La tabla periódica moderna: Descripción. Fundamento.</p> <p>4.2 Configuraciones electrónicas.</p> <p>4.2.1 Proceso de construcción (aufbau): Definición. Principios que lo conforman. Ejemplos.</p> <p>4.2.2. Representaciones completas y resumidas para átomos e iones.</p>	

<p>4.2.3. Excepciones del proceso de construcción para los elementos del cuarto período.</p> <p>4.3 Uso de la tabla periódica para definir configuraciones electrónicas.</p> <p>4.4 Propiedades periódicas.</p> <p>4.4.1. Radio atómico y iónico: Definición y tendencia. Ejemplos.</p> <p>4.4.2. Carga nuclear efectiva: Definición y tendencia. Ejemplos</p> <p>4.4.3. Energía de ionización: Definición y tendencia. Ejemplos</p> <p>4.4.4. Afinidad electrónica: Definición y tendencia. Ejemplos.</p> <p>4.4.5. Electronegatividad: Definición y tendencia. Ejemplos.</p> <p>4.5 Propiedades químicas y la tabla periódica.</p> <p>4.5.1 Configuraciones electrónicas y clasificación de los elementos como: Metales representativos y de transición, no metales y semimetales. Ejemplos.</p> <p>4.5.2 Variación del carácter metálico en un período y dentro de una familia. Ejemplos</p> <p>4.5.3 Comparación de la reactividad entre metales representativos y metales de transición. Ejemplos.</p> <p>4.5.4 Posición en la tabla de los oxidantes y reductores más fuertes y su explicación. Ejemplos.</p> <p>UNIDAD 5. INTERACCIONES QUÍMICAS Y FUERZAS INTERMOLECULARES</p> <p>5.1. Definición de enlace químico.</p> <p>5.2. Tipos de enlace.</p> <p>5.2.1. Enlace iónico: Definición, elementos que lo forman, propiedades físicas.</p> <p>5.2.2. Enlace covalente: Definición, elementos que lo forman. Tipos de enlace covalente: Puro, polar, macromolecular (covalente de red infinita), propiedades físicas de cada uno. Ejemplos.</p> <p>5.2.3. Enlace metálico: Definición, elementos que lo forman, propiedades físicas. Ejemplos.</p> <p>5.2.4. Identificación del tipo de enlace de acuerdo a sus propiedades físicas.</p> <p>5.2.5. Enlace covalente coordinado: Definición.</p> <p>5.3. Modelo de Lewis para el enlace químico.</p> <p>5.3.1. Fundamento del modelo. Regla del octeto.</p> <p>5.3.2. Construcción de estructuras de Lewis para compuestos iónicos.</p> <p>5.3.3. Construcción de estructuras de Lewis para compuestos covalentes.</p> <p>5.3.4. Estructuras de Lewis que presentan: enlace doble, enlace triple.</p> <p>5.3.5. Excepciones a la regla del octeto: octeto incompleto, octeto expandido, octeto con número impar de electrones.</p> <p>5.3.6. Limitaciones del modelo de Lewis.</p> <p>5.4. Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de Capa de Valencia (T.R.P.E.C.V.).</p> <p>5.4.1. Fundamento de la teoría. Repulsiones interelectrónicas.</p> <p>5.4.2. Definición de geometría electrónica y geometría molecular.</p> <p>5.4.3. Predicción de geometrías empleando T.R.P.E.C.V. (lineal, plana triangular, tetraédrica, bipirámide triangular, octaédrica, bipirámide pentagonal).</p> <p>5.5. Teoría del Enlace Valencia para el enlace covalente.</p> <p>5.5.1. Fundamento de la teoría.</p>	<p>28</p>
---	------------------

<p>5.5.2. Definición de hibridación.</p> <p>5.5.3. Cuadro de ejemplos de orbitales híbridos y geometrías moleculares.</p> <p>5.5.4. Hibridación sp^3 (enlace sencillo C-C).</p> <p>5.5.5. Hibridación sp^2 (enlace doble C=C).</p> <p>5.5.6. Hibridación sp (enlace triple C≡C).</p> <p>5.5.7. Ejemplos de aplicación de la teoría.</p> <p>5.6. Fuerzas intermoleculares.</p> <p>5.6.1. Ión-dipolo: definición, características.</p> <p>5.6.2. Dipolo permanente-dipolo permanente: definición, características.</p> <p>5.6.3. Puente de hidrógeno: definición, características.</p> <p>5.6.4. Dipolo permanente-dipolo inducido: definición, características.</p> <p>5.6.5. Fuerzas de dispersión de London: definición, características.</p> <p>5.6.7. Identificación de la fuerza intermolecular predominante en diferentes sustancias.</p>	
---	--

7. Estrategias de aprendizaje

Aspectos teóricos
Exposición oral y audiovisual del profesor, resolución de ejercicios en el aula Otras actividades: Resolución de problemario o visita a museos o consultas a sitios web o elaboración de trabajo e Investigación bibliográfica o alguna actividad diferente a criterio del profesor.

8. Evaluación de los aprendizajes

Aspectos teóricos
Exámenes parciales, exámenes finales (ordinario A y B) y otra actividad (trabajo dentro del aula, trabajo de investigación u actividad diferente a criterio del profesor).

9. Calificación

Aspectos teóricos	Final
Examen escrito	85 %
Otras actividades	15 %

10. Bibliografía

<p>Bibliografía básica</p> <p>Brown Theodore L., LeMay Jr. Eugene H., Bursten Bruce E., Murphy Catherine J., Woodward Patrick M. 2009. Química, la ciencia central. Pearson México. 11ª edición. México.</p> <p>Chang R. 2011. Fundamentos de química, Editorial Mc. Graw Hill. México.</p> <p>Holum John R. 2009. Fundamentos de Química General, Orgánica y Bioquímica. Editorial Limusa, S. A. de C. V. México.</p> <p>Kotz John C., Treichel Paul M. Jr., Weaver Gabriela C. 2005. Química y reactividad química. Cengage Learning Editores, S.A. de C. V. México. 6ª edición.</p> <p>Masterton, R. & Hurley, P. 2001. Chemistry: Principles & reactions. 4th ed. Harcourt College Publishers. USA.</p> <p>Moore, J., Stanitski, C. & Jurs, P. 2002. Chemistry: The molecular science. Harcourt College</p>
--

Publishers. USA.

Química. 2005. Un proyecto de la American Chemical Society. Editorial Reverté, S.A. España.

Silberberg, M. 2002. Química de la naturaleza molecular del cambio y la materia. Mc Graw-Hill. México.

Unland T. B. y J. M. Bellama, 2000. Química General, 3ª Ed. Thomson Learning. México.

Whitten Kenneth W., Davis Raymond E., Peck Larry M., Stanley George G. (2008). Química. Cengage Learning Editores S.A. de C.V. México. 8ª edición.

Zumdhal, S. 2000. Chemistry. 5th ed. Houghton Mifflin. USA.

Bibliografía complementaria

Anderson, W. 2000. A lewis acid-base computational exercise for advanced inorganic chemistry. J. Chem. Ed. 77 (2): 209-213.

Basolo, F. 2002. From Coello to inorganic chemistry: A life-time of reactions. Kluwer Academic - Plenum Publishers. USA.

Casas, J. S. 2002. Química bioinorgánica. Síntesis. España.

Figgis, B. & Hitchman, M. 2000. Ligand field theory and its applications. Wiley-VCH. USA.

Franco, C. A. 2002. Preparación de reactivos y soluciones para trabajo de laboratorio. Unidad Pedagógica Nacional, Facultad de Ciencia y Tecnología, Departamento de Química. México.

Franks, F. 2000. Water: A matrix of life. 2nd ed. Royal Society of Chemistry. UK.

Hiemenz, P. C. & Rajagopalan, R. 1997. Principles of colloid and surface chemistry. Marcel Dekker. USA.

Housecroft, C. E. & Sharpe, G. A. 2001. Inorganic chemistry. Harlow-Prentice Hall. USA.

Johnson, J. & Yalkowski, S. 2002. A three-dimensional model for water. J. Chem. Ed. (79): 1088-1090.

Massey, A. G. 2000. Main group chemistry. John Wiley & Sons. USA.

Rayner-Canham, G. 2000. Química inorgánica descriptiva. Pearson Educación. México.

Scerri, E. R. 2001. Foundations of chemistry. Kluwer. USA.

Solomon, T. 2001. The definition and unit of ionic strength. J. Chem. Ed. 78 (12): 1691-1692.

Sproul, G. 2001. Electronegativity and bond type: Predicting bond type. J. Chem. Ed. 78 (3): 387-390.

Van der Sluys, W. 2001. The solubility rules: Why are all acetates solubles? J. Chem. Ed. 78 (1): 111-115.

11. Perfil profesiográfico del docente

Profesional del área química o biológica con experiencia didáctica y conocimientos de Química; o ser egresado de un programa institucional para formación de profesores. Debe conocer el Programa de la asignatura y el Plan de Estudio, vigente.

12. Propuesta de evaluación del cumplimiento del programa

La calendarización de los exámenes parciales cada semestre.

13. Responsables de la actualización

Biól. Maldonado Tena Ana Laura
Q. Ortiz Rojas Martha
Q.F.B. Rosales Rivera Georgina Cecilia
M. en C. Saito Quezada Verónica Mitsui
Dra. Sánchez García Figueroa Francisca Leonora

14. Aprobación

Revisado por:	Aprobado por:
Comisión de Planes y Programas del Comité Académico de la Carrera de Biología	Comité Académico de la Carrera de Biología