



**PROGRAMA ANALITICO DE LA ASIGNATURA
QUIMICA GENERAL (QMC 100)**

I.- IDENTIFICACION. -	
Facultad:	FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y TECNOLOGÍA
Programa de Formación:	LICENCIADO EN INGENIERIA INDUSTRIAL
Área de Formación:	BASICAS
Nombre de la asignatura:	QUIMICA GENERAL
Sigla y código:	QMC-100
Nivel:	PRIMER SEMESTRE
Número de Créditos:	6 (seis)
Total, de Horas:	162 horas por semestre 72 horas Teóricas y 90 Horas Prácticas
Prerrequisitos:	PSA
Coordinación vertical:	QMC-200
Coordinación horizontal:	MAT-101; FIS-100; MEC-101; MAT-100
Fecha de elaboración:	Septiembre 2013
Elaborado por:	DEPARTAMENTO DE QUIMICA
Aprobado por:	Jornadas Académicas 2013

II.- JUSTIFICACIÓN. -

La materia de química general, constituye una de las herramientas básicas para el aprendizaje del estudiante, puesto que, gracias a ella, es posible conocer los procesos y reacciones químicas que suceden en la industria, donde la aplicación del razonamiento lógico, visión y comprensión del mundo que nos rodea y su aplicación en las materias específicas de las carreras de ingeniería. En la actualidad, por efecto de la globalización el papel y la práctica de la química en la resolución de problemas de la vida real relacionados con otras materias específicas de las carreras de ingeniería se vuelven el objetivo principal del proceso enseñanza- aprendizaje de la química general, además que en las nuevas tendencias de la nanotecnología y la ciencia de los materiales esta forma parte de la base científica y su interpretación se origina a partir de esta asignatura.

III.- OBJETIVOS GENERALES. -

Al finalizar la asignatura, el estudiante será capaz de:

- Aplicar teórica y experimentalmente las relaciones estequiometrias en la resolución de problemas referidos a las reacciones químicas.
- Preparar soluciones en diferentes unidades de concentración.
- Determinar cualitativa y cuantitativamente la acidez y basicidad de soluciones.
- Aplicar técnicas experimentales básicas en trabajos de Laboratorio



IV.- CONTENIDOS MÍNIMOS. -

Estructura atómica – Conceptos básicos y estequiometría – Soluciones – Velocidad de reacción, equilibrio químico y equilibrio iónico (homogéneo y heterogéneo).

V.- CONTENIDOS ANALÍTICOS. -

UNIDAD I INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA Y ESTRUCTURA ATÓMICA

(20 horas) (18 horas Laboratorio)

OBJETIVOS ESPECÍFICOS:

- Establecer el campo de estudio de la química y su relación con otras ciencias.
- Estudiar la materia, sus propiedades, estados físicos y clasificación.
- Describir la estructura molecular de las sustancias a través de la interpretación de las teorías de la estructura atómica y describir las propiedades fundamentales mediante la tabla periódica de los elementos.

CONTENIDOS:

1. Conceptos básicos, definiciones.
 - 1.1. Química – materia – cuerpo – peso y masa
 - 1.2. Propiedades y estados de la materia
 - 1.3. Cambios de estado – sistemas materiales (homogéneos – heterogéneos)
2. Estructura atómica.
 - 2.1. Modelos atómicos de la teoría clásica.
 - 2.2. Modelo atómico moderno (Mecánica Cuántica).
 - 2.2.1. Partículas subatómicas, Número Atómico, Número de masa, isótopos.
 - 2.2.2. Números Cuánticos.
 - 2.2.3. Representación gráfica de los orbitales.
 - 2.2.4. Principio de exclusión de Pauli.
 - 2.3. Configuración electrónica.
 - 2.3.1. Regla de Hund.
3. Tabla periódica.
 - 3.1. Descripción de la tabla periódica.
4. Enlace químico y estructura molecular.
 - 4.1. Enlaces Interatómico.
 - 4.1.1. Enlace iónico y sus propiedades
 - 4.1.2. Enlace covalente y sus propiedades
 - 4.1.2.1. Teoría de Lewis, geometría molecular, hibridación
 - 4.1.3. Enlace metálico y sus propiedades
 - 4.2. Enlaces Intermolecular.
 - 4.2.1. Puente de hidrógeno.



4.2.2. Fuerza de Van der Waals.

UNIDAD II LEYES DE LAS COMBINACIONES QUÍMICAS – CONCEPTOS BÁSICOS - ESTEQUIOMETRÍA

(24 horas) (12 horas Laboratorio)

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- Aplicar las leyes y relaciones estequiométricas en el cálculo cuantitativo de las sustancias que participan en una reacción química a nivel teórico y experimental.
- Aplicación de ejercicios prácticos

CONTENIDOS:

1. Conceptos Básicos y definiciones estequiométricas.
 - 1.1. Átomos y moléculas
 - 1.2. Masa atómica relativa y masa molecular relativa.
 - 1.3. Unidad de masa atómica. (mol)- mol de átomos y de moléculas
 - 1.4. Número de moles de átomos, de moles de moléculas, de equivalentes gramos
 - 1.5. Volumen molar, presión, temperatura
 - 1.6. Composición centesimal a partir de la fórmula.
 - 1.7. Fórmulas empíricas – molecular.
 - 1.8. Reacciones químicas y ecuaciones químicas – Tipos de reacciones químicas
 - 1.9. Métodos de igualación – Tanteo – redox.
2. Leyes de las combinaciones químicas.
 - 2.1. Leyes gravimétricas.
 - 2.1.1. Ley de la conservación de la masa
 - 2.1.2. Ley de las proporciones definidas
 - 2.1.3. Ley de las proporciones múltiples
 - 2.1.4. Ley de las proporciones recíprocas
 - 2.2. Leyes volumétricas.
 - 2.2.1. Ley de los volúmenes de combinación
3. Leyes elementales de los gases.
 - 3.1. Gases Ideales – Gases Reales – Concepto.
 - 3.2. Ley de Boyle Mariotte – Charles - Gay Lussac – Ley combinada
 - 3.3. Ecuación de Estado.
 - 3.4. Ley de Dalton de las presiones parciales.
4. Cálculos Estequiométricos.
 - 4.1 Relaciones Masa – Masa, Masa – Volumen; Volumen – Volumen, Pureza de reactivos, rendimiento de la reacción, reactivo límite.

UNIDAD III SOLUCIONES

(16 horas) (6 horas Laboratorio)



OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- Aplicar los conceptos de solubilidad y unidades de concentración en la preparación de soluciones.
- Aplicación de ejercicios prácticos

CONTENIDOS:

1. Conceptos.
 - 1.1. Solución.
 - 1.2. Suspensiones coloidales.
 - 1.3. Emulsiones.
2. Clasificación de Soluciones.
 - 2.1. Por la cantidad de soluto disuelto.
 - 2.2.1. Diluidas, Concentradas, saturadas y sobresaturadas.
 - 2.3. De acuerdo al estado de agregación de la materia
 - 2.3.1. Sólidas, líquidas y gaseosas
3. Solubilidad
 - 3.1 Factores que influyen.
 - 3.2 Curvas de solubilidad.
4. Concentración de las soluciones – Formas de expresar las concentraciones.
 - 4.1 Unidades físicas, Porcentaje Masa-Masa, Masa–Volumen, Volumen–Volumen, gramos por litro, ppm.
 - 4.2 Unidades Químicas, Molaridad, Normalidad, Molalidad, Fracción Molar.
 - 4.3 Dilución, Mezcla y estequiometria de soluciones.

UNIDAD IV VELOCIDAD DE REACCIÓN, EQUILIBRIO QUÍMICO E IÓNICO

(30 horas) (12 horas Laboratorio)

OBJETIVOS ESPECIFICOS:

- Aplicar la Ley de Acción de Masas en la determinación de las concentraciones de los componentes de una reacción en equilibrio.
- Aplicar los conceptos de equilibrio iónico en la determinación cualitativa y cuantitativa de acidez, basicidad y producto de solubilidad.

CONTENIDOS:

1. Velocidad de reacción.
 - 1.1 Factores que modifican la velocidad de reacción.
 - 1.1.1. Naturaleza de los reactivos.
 - 1.1.2. Temperatura.
 - 1.1.3. Concentración.



- 1.1.4. Presión.
- 1.1.5. Luz.
- 1.1.6. Superficie de contacto.
- 1.1.7. Catalizadores.

2. Equilibrio químico - reacciones Irreversibles y reversibles.
 - 2.1. Constante de equilibrio.

3. Principios de Le Chatelier.

4. Teorías Acido-base.
 - 4.1. Arrhenius.
 - 4.2. Bronsted Lowry.
 - 4.3. Lewis.

5. Fuerza relativa de ácidos y bases – Constante de ionización.

6. Producto iónico del agua.

7. Determinación de constante de ionización de electrolitos débiles.

8. PH – POH, Hidrólisis de sales – Indicadores.

9. Neutralización ácido – base.

10. Soluciones amortiguadoras.

11. Equilibrio heterogéneo.
 - 11.1. Generalidades – Sustancias poco solubles.
 - 11.2. Constante del producto de solubilidad KPS.
 - 11.3. Efectos del ión común.

VI.- METODOLOGÍA. -

La materia se imparte considerando clases donde se exponen los contenidos del curso utilizando como apoyo pizarra, proyector. Además de desarrollar en cada unidad ejercicios de modo ordenado y sistemático para explicar cómo resolver los problemas químicos. También realiza talleres prácticos en el laboratorio, donde el estudiante muestra la capacidad de trabajar en equipo, independencia para decidir y desarrollar habilidades para manejar el material y equipos de laboratorio. Al final de cada unidad se da al estudiante una guía de problemas, cuyo desarrollo está a cargo del estudiante, apoyado por un auxiliar.

VII.- MEDIOS. -

- Uso de multimedia
- Uso de pizarra acrílica
- Uso de marcadores borradores



- Uso de guías de trabajo para los grupos
- Uso de problemas caso

VIII.- EVALUACIÓN. -

Evaluación frecuente y/o trabajos prácticos.....	10 %
Evaluación parcial (dos exámenes parciales.....)	40 %
Evaluación final.....	35 %
Laboratorio.....	15 %

DE LOS PRÁCTICOS

- Diagnóstico.- Corresponde a la prueba para conocer el nivel de partida de los alumnos
1º Examen.- corresponde a la Unidad N° 1
2º Examen.- corresponde a la Unidad N° 2
3º Examen.- corresponde a la Unidad N° 3

DE LOS EXAMENES PARCIALES

- PRIMER PARCIAL. - Corresponde a las unidades 1 y 2
SEGUNDO PARCIAL. - Corresponde a las Unidades 3 y 4

DEL EXÁMEN FINAL

Corresponde a la evaluación de toda la asignatura, siendo esta la integradora de los objetivos específicos de la asignatura, y la función principal correspondiente especialmente a la de aprobación.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

- 1.- Material de uso común en el laboratorio.
- 2.- Técnicas básicas de laboratorio.
- 3.- Propiedades químicas de las sustancias, enlace iónico y covalente.
- 4.- Estereoquímica de los compuestos.
- 5.- Determinación de propiedades física de la materia.
- 6.- Cálculos estequiométricos.
- 7.- Solubilidad y curvas de solubilidad.
- 8.- Preparación de soluciones.
- 9.- Métodos de separación de sustancias.
- 10.-Equilibrio químico y velocidad de reacción.
- 11.-Reacciones ácido – base: Concepto de pH – Indicadores – hidrólisis



IX.- BILIOGRAFÍA. -

BIBLIOGRAFIA BASICA.

- MARTINEZ URREAJA, JOAQUIN, NARROS SIERRA, ADOLFO, Experimentos En Química General, - ED. 1^{ra} Edición, Paraninfo/Thomson, España, 2006.
- MARTINZ MARQUEZ, EDUARDO J., Química 1, 1^{ra} Edición, - ED. Tomson, México, 2006.
- PHILLIPS, JOHN S., STROZAK, VICTOR S.; WSTROM, CHERIL, Química, Conceptos Y Aplicaciones, 2da Edición, - ED. McGraw-Hill, China, 2007.
- TRUJILLO SANTACOLOMA, FRANCISCO JULIAN, Química En Soluciones Acuosas. Teoría Y Aplicaciones, 3ra Edición, - ED. Universidad de Medellín, Colombia, 2011.
- WHITTEN, KENNETH W.; DAVIS, RAYMOND E., QUÍMICA, 8va Edición, - ED. Cengage Learning, México, 2009.
- ROSEMBER, JEROMEL.; EPSTEIN, LAWRENCE M., Química General, - ED. McGraw Hill, México, 1995.
- ALVAREZ, ROLANDO, 5300 Problemas De Química Básica. Con Respuestas, 1ra Edición, - ED. Univ. San Simón, Bolivia, 2006.
- CHANG, RAYMOND, Química, - ED. Mc. Graw Hill, China, 2010.
- DOMINGUEZ REBOIRAS, MIGUEL ANGEL, Problemas Resueltos De Química La Ciencia Básica, 1ra Edición, - ED. Thompson, 2008.
- ESPAÑA DOMINGUEZ REBOIRAS, MIGUEL ANGEL, Química La Ciencia Básica, 1ra Edición, - ED. Thompson, España, 2008.
- HEIN, MORRIS; ARENA, SUSAN, Fundamentos De Química, 12ava edición, - ED. Tomson/Cengage Learning, México, 2010.
- GOÑI GALARZA, JUAN, Química General. Curso Práctico De Teoría Y Problemas, 10ma edición, - ED. Ingeniería, Perú, 2000.
- ANDER, P. Y SONNEA, A., Principios De Química. 12^{ava} Edición, - ED. Limusa, México, 1992.
- JOHN B. RUSSELL, Química General, 1^{era} Edición, - ED. Mc. Graw Hill, Colombia, 1985
- RAYMOND CHANG, WILLAMS COLLEGE, Quimica, 7ma edición, - ED. Mc. Graw Hill, 2002.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTARIA.

PETRUCCI, RALPH H., Química General; - ED. Cengage, 2011