



UNIVERSIDAD NACIONAL DE CÓRDOBA  
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS F. Y N.  
REPÚBLICA ARGENTINA

Hoja 1 de 5

Programa de:

## QUÍMICA GENERAL I

Código:

Carrera: Ingeniería Química	Plan: 2004 V05	Puntos: 4
Escuela: Ingeniería Química	Carga horario: 96	Hs. Semanales: 6
Departamento: Química Industrial y Aplicada	Semestre/Año: 1º/1º	

Obligatoria

Objetivos:

Lograr la comprensión cabal y firme de las leyes fundamentales de la Química. Comprender la estructura del átomo y su relación con su ubicación en la tabla periódica.

Comprender los conceptos principales del enlace químico.

Conocer las propiedades de los distintos estados de la materia.

Conocer las propiedades de las soluciones: ideales y no ideales.

Desarrollar la capacidad creativa para lograr razonamientos y deducciones lógicas con los conocimientos adquiridos.

Desarrollar la capacidad para armar, calibrar, manejar el instrumental básico del laboratorio químico.

Programa Sintético (títulos del analítico):

- Leyes fundamentales de la química.
- Teoría atómico-molecular
- Estructura atómica: tabla periódica.
- Enlace químico
- Estado de agregación de la materia
- Soluciones

Programa analítico de foja 2 a foja: 4

Programa combinado de examen (si corresponde) de foja:     a foja:

Bibliografía de foja: 5 a foja: 5

Correlativas obligatorias: Química (ciclo de nivelación)

Correlativas aconsejadas:

Rige:

Aprobado HCD: Res:

Fecha:

Modificado/Anulado/Subst. HCD: Res:

Fecha

El Secretario Académico de la Facultad de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales de la U.N.C certifica que el programa está aprobado por el (los) número(s) y fecha(s) que anteceden.

Córdoba,   /   /   .

Carece de validez sin la certificación de la Secretaría Académica.

# PROGRAMA DE QUÍMICA GENERAL I

## a- TEÓRICO

### Unidad 1 (\*)

#### LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA

Objeto de estudio de la Química. Aplicación del método científico en las ciencias experimentales. Sistemas materiales. Leyes fundamentales de la Química. Ley de la 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.

#### TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

Teoría atómica de Dalton. Concepto de molécula. Masas atómicas relativas y absolutas: métodos de determinación. Conceptos de mol y volumen molar. Número de Avogadro. Composición centesimal. Fórmulas empíricas y moleculares. Estequiometría. Relaciones de combinación en masa y volumen en las reacciones químicas. Reacciones de oxidación reducción. Cálculo de equivalente. Ajuste. Aplicación.

(\*) se dictará en Seminario.

### Unidad 2.

#### ESTRUCTURA ATÓMICA

Estructura de la materia: concepto de átomo y molécula. Teoría atómica. Breve reseña histórica. Partículas fundamentales. Concepto de sustancias radioactivas: radiaciones alfa, beta y gamma. 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.

**Tabla periódica.** Períodos y grupos. Ley periódica. Periodicidad y configuración electrónica. Analogías horizontales y verticales. Radio atómico. Potencial de ionización. Electroafinidad. Escala de Pauling de electronegatividad. Elementos representativos, de transición y de transición interna. Metales, no metales, gases nobles.

#### 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, semi polar, polar. Estructura de Lewis. Hibridación de orbitales. Geometría molecular, polaridad de los enlaces. Momento dipolar. Atracciones intermoleculares. Enlace o asociación por puente hidrógeno. Enlace metálico. Concepto de orbitales moleculares. Resonancia.

## **Unidad 3**

### **ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA**

Clasificación. Propiedades extensivas e intensivas.

#### **GASES.**

Comportamiento micro y macroscópico: propiedades. Leyes de Boyle-Mariotte, Charles-Gay Lussac. Gas ideal como modelo de trabajo. Ecuación general de estado de los gases ideales. Constante universal de los gases. Expresión en distintas unidades. Ley de Dalton de las presiones parciales. Ley de Graham: difusión-efusión gaseosa. Modelo cinético mecánico. Distribución de velocidades moleculares. Recorrido libre medio y número de colisiones. Gases reales. Ecuación de van der Waals . Estado crítico: licuación. Isotermas de Andrews.

#### **LIQUIDOS**

Estructura molecular y propiedades. Teoría cinética de los líquidos. Tensión superficial. Viscosidad. Presión de vapor. Evaporación. Calor de vaporización. Constante dieléctrica. Líquidos miscibles y no miscibles.

#### **SÓLIDOS**

Propiedades. Anisotropía e isotropía. Punto de fusión. Calor de fusión. Leyes de la cristalografía. Estructura cristalina. Celda unidad. Método de determinación de la estructura.: ecuación de Bragg. Redes cristalinas. Tipos de sólidos: moleculares, covalentes, iónicos, metálicos. Defectos en las redes cristalinas. Consecuencias. Sólidos conductores, no conductores y semiconductores. Dopado en sólidos. Cambios de estado. Curvas de calentamiento y de enfriamiento. Diagrama de fases. Regla de las fases.

## **Unidad 4**

### **SOLUCIONES**

Concepto. Componentes. 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. Concentración y actividad. Factor Van't Hoff. Soluciones reales. Apartamiento de la ley de Raoult. Mezclas azeotrópicas. Solubilidad: factores que la afectan. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Soluciones de líquidos en líquidos. Líquidos no miscibles, coeficiente de reparto.

### **b- SEMINARIOS SOBRE PROBLEMAS**

Sobre cada unidad del programa se realizarán resolución de situaciones problemáticas planteadas por la cátedra en la Guía de Problemas

## **c- TRABAJOS DE LABORATORIO**

### **1- Introducción a la química por medio del laboratorio**

Parte práctica:

Parte 1: Manejo de material de vidrio

Parte 2: Transformaciones físicas y químicas

### **2- Balanza Analítica**

### **3- Separación de los componentes de una mezcla**

### **4- Soluciones. Preparación de soluciones**

### **5- Reacciones de oxido reducción**

## BIBLIOGRAFÍA

- Brown, Theodore L y col. (1998) "Química. La Ciencia Central". Séptima Edición. Prentice-Hall Hispanoamericana S.A. México.
- Chang , Raymond .(1999) "Química" Sexta Edición. Mc Graw-Hill. México.
- Mahan , Bruce y col.(1990) "Química. Curso Universitario". Cuarta Edición. Ed. Addison-Wesley Iberoamericana.
- Umland y col. "Química General". Tercera edición. Thomson International, 2000.
- Whitten , Kenneth W y col. (1998). "Química General" Quinta Edición. McGraw-Hill. México.

### **Carga horaria de:**

Clases teóricas: 43 hs  
Resolución de problemas: 43 hs  
Actividades de laboratorio: 10 hs