



# SYLLABUS

## QU-111 QUÍMICA GENERAL

<b>ESPECIALIDAD</b>	: ELÉCTRICA Y ELECTRÓNICA	<b>CICLO</b>	: PRIMERO
<b>CREDITOS</b>	: 05	<b>AÑO</b>	: PRIMERO
<b>HORAS/SEMANA</b>	: T4, L3	<b>REGIMEN</b>	: OBLIGATORIO
<b>PRE-REQUISITO</b>	: NINGUNO	<b>EVALUACION</b>	: TIPO G

### OBJETIVO

Proporcionar al estudiante los conocimientos teóricos y experimentales de las leyes que rigen los fenómenos químicos. Además motivar en el estudiante las facultades de observación y análisis e incentivar su iniciativa en la investigación científica.

### RESUMEN

Estructura Atómica. Átomos con más de un electrón. Sistema periódico. Enlace químico. Estados de agregación de las sustancias. Reacciones químicas. Procesos químicos: termodinámica. Laboratorio.

### CONTENIDO

#### **Capítulo 1.- ESTRUCTURA ATÓMICA**

Ondas. Ondas electromagnéticas. Naturaleza Dual de la luz. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos; Espectro de emisión; espectro de absorción; Espectro de hidrógeno; Fórmulas espectrales empíricas. Teoría atómica de Bohr; Postulados de Bohr; Energía involucrada con los saltos cuánticos; Limitaciones del modelo de BOHR. Corrección de Sommerfeld. Efecto Zeeman. Efecto Zeeman anómalo. Bases de la mecánica ondulatoria; Postulados de la mecánica ondulatoria. Ecuación de Schrodinger. Ejercicios.

#### **Capítulo 2.- ÁTOMOS CON MAS DE UN ELECTRON. SISTEMA PERIODICO**

Principio de la exclusión de Pauli. Orbitales atómicos y niveles de energía. Sistema periódico; propiedades periódicas de los elementos: Configuración electrónica; potencial de ionización. Afinidad electrónica; electronegatividad; carácter metálico. Valencia iónica; valencia covalente; volumen atómico; otras propiedades. Ejercicios.

### Capítulo 3.- ENLACE QUÍMICO

Parámetros de enlace. Tipos de enlace; enlace iónico; enlace covalente: Teoría de orbital molecular. Teoría de enlace valencia, enlaces simples; enlaces múltiples; enlace covalente coordinado; polaridad; hibridización; resonancia; agregados macroscópicos; enlace por puente hidrógeno. Ejercicios.

### Capítulo 4.- ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LAS SUSTANCIAS

Relaciones entre los estados de agregación. **Estado gaseoso:** gas ideal; leyes de los gases ideales; ley de Graham de la difusión gaseosa; teoría cinética; ley de Avogrado. Gases reales; ecuaciones de estado de Van der Waals; factor de compresibilidad y ecuación de estado de virial. **Estado líquido:** características de los líquidos; teoría cinético molecular de los líquidos; equilibrio líquido vapor; presión de vapor de un líquido; Punto de ebullición. **Estado sólido:** propiedades macroscópicas de los sólidos. Tipos de sólidos y sus características. Red cristalina; celda unitaria. Estructuras cristalinas: cristal molecular; cristal atómico; cristal iónico; cristal metálico. Coordinación atómica. Punto de fusión. Presión de vapor de sólidos. **Semiconductores:** propiedades parámetros de funcionamiento. Tipos. Fabricación. Aplicaciones. **Superconductividad:** principios. Elementos superconductores. Propiedades de los materiales. Superconductores. **Fibra óptica:** introducción; tipos. Comunicación por cable de fibra óptica. **Plasmas. Dispersiones:** clasificación; tipos; formas de expresar y calcular la concentración de disoluciones; propiedades coligativas: disminución del punto de congelación, elevación del punto de ebullición; disminución de la presión de vapor; Presión osmótica; disoluciones de gases y líquidos. Ejercicios.

### Capítulo 5.- REACCIONES QUÍMICAS

Tipos. **Estequiometría:** cálculos ponderales y volumétricos; reactivo limitante; rendimiento. Velocidad de reacción. **Equilibrio:** ley de acción de las masas; Ley de Le Chatelier; equilibrios homogéneos, heterogéneos Acido-Base. Ácidos y bases; disociación del agua; escala de PH; volumetrías acido base; indicadores. **Reducción-oxidación:** Reacciones de reducción oxidación; fuerza de los sistemas redox; celdas galvánicas; pilas eléctricas; relación entre la constante de la ley de acción de las masas y los potenciales normales; equivalente gramo redox; dismutación; relación entre los potenciales  $E_e/PH$ . Electrólisis: definición; equivalente gramo electrolítico; leyes de la electrólisis; aplicaciones ejercicios.

### Capítulo 6.- PROCESOS QUÍMICOS

Termodinámica: energía interna; entalpía; entropía; energía interna libre; entalpía libre (G); procesos espontáneos, no espontáneos; calores de reacción (Ley de Hess); primera ley de la termodinámica: calor trabajo, energía interna. Ejercicios.

## LABORATORIOS

### **Experiencia 1.- DESCRIPCIÓN DEL MATERIAL Y OPERACIONES FUNDAMENTALES DE LABORATORIO**

Estudio de la llama. Experimento de ebullición experimento de precipitación. Determinación de densidades. Determinación de volumen de sustancias sólidas.

### **Experiencia 2.- ESTRUCTURA ATÓMICA**

Análisis espectral cualitativo.

### **Experiencia 3.- TABLA PERIODICA Y PROPIEDADES PERIÓDICAS**

Relación de familias de elementos químicos: Grupo metales alcalinos; metales alcalino-térreos; grupo III (Mg, Ca, Fe); grupo VII halógenos. Propiedades Periódicas. Propiedad Anfotérica.

### **Experiencia 4.- ENLACE QUÍMICO**

Conductividad. Disociación. Modelos Espaciales.

### **Experiencia 5.- GASES**

Comprobación de la Ley de Boyle y Marriotte. Determinación del volumen molar estandar (C.N.) del hidrógeno. Demostración de la ley de Graham de la difusión gaseosa.

### **Experiencia 6.- LÍQUIDOS Y SOLUCIONES**

Determinación del punto de ebullición del alcohol etílico. Determinación del PH de soluciones. Determinación de la concentración de una solución de cloruro de sodio. Determinación del peso molecular de una sustancia no volátil por crioscopia.

### **Experiencia 7.- SÓLIDOS**

Estimación del espacio vacío. Construcciones de un modelo, empaquetamiento compacto, empaquetamiento cúbico de cuerpo centrado, aplicación.

### **Experiencia 8.- ESTEQUIOMETRIA**

Determinación de la eficiencia de una reacción: cuando se produce un precipitado, cuando se produce el desprendimiento de un gas. Determinación de la fórmula de un hidrato.

**Experiencia 9.- ELECTROQUIMICA Y CORROSIÓN**

Celda Galvánica. Electrólisis de una solución de KI. Corrosión de Fe.

**Experiencia 10.- TERMOQUÍMICA**

Determinación de la capacidad calorífica del calorímetro. Determinación del calor específico de un metal. Calor de neutralización.

**REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS.**

- 1.- BRUCE H. MAHAM, "QUIMICA CURSO UNIVERSITARIO", INTER-AMERICANO 1969.
- 2.- BECKER Y WENWORD, "QUIMICA GENERAL,VOL I Y II", ED. REVERTTE 1977
- 3.- JOSE L. NEGRO, "CERCA DE LA QUIMICA", ED. ALAMBRA 1977.
- 4.- JEROME ROSEMBERG, "QUIMICA GENERAL", MC. GRAW HILL 982.
- 5.- AGAFOSHIN N.R., "LEY PERIODICA Y SISTEMA PERIODICO DE LOS ELEMENTOS DE MENDELEIEV", ED REVERTE 1977
- 6.- BUTTLER Y. A. Y. Y GROSSER, "PROBLEMAS DE QUIMICA", ED. REVERTE 1976.
- 7.- SIENKO M.J., "PROBLEMAS DE QUIMICA", ED REVERTE 1980.
- 8.- XORGE DOMINGUEZ, "TEORIA EJERCICIOS Y PROBLEMAS DE QUIMICA", CULTURAL S.A. 1968.
- 9.- KENNET W. WHITTEN, "QUIMICA GENERAL", EDI. Mc GRAW HILL.
- 10.- HUMISTON BRADY, "QUIMICA GENERAL".

\*\*\*\*\*