



## PROGRAMA DE ASIGNATURA

### I. IDENTIFICACIÓN DE LA ASIGNATURA

<b>NOMBRE</b>	:	<b>QUIMICA GENERAL</b>
<b>CÓDIGO</b>	:	<b>QCI -130</b>
<b>CREDITOS</b>	:	<b>10</b>
<b>NÚM. MÓDULOS</b>	:	<b>3</b>
<b>CARÁCTER</b>	:	<b>MINIMO</b>
<b>REQUISITOS</b>	:	<b>ADMISION</b>

### II. FUNDAMENTACION

Este curso se fundamenta en el plan de estudio del profesional, ya que en él se entregan los conceptos, leyes y técnicas de la química general, con una orientación en la aplicación en los procesos que involucran aspectos químicos, de resistencia de materiales, termodinámicos e industriales. Además, proporcionan las herramientas prácticas que sirven de base para realizar análisis de controles de calidad en algunos procesos industriales.

### III. OBJETIVOS

- Conocer los conceptos básicos de la química.
- Conocer y aplicar a casos típicos los conceptos relacionados estructura atómica y enlaces químicos.
- Conocer y manejar las leyes gravimétricas y de estequiometría.
- Conocer e identificar los distintos estados de la materia.
- Conocer y aplicar los fundamentos de cinética de equilibrio químico e iónico a las distintas reacciones químicas.

### IV. CONTENIDOS

#### La química como Ciencia

- a. El concepto.
- b. Evolución histórica.

#### 2. Concepto de materia y energía

- a. Clasificación de los materiales.
- b. Propiedades físicas, cambios de estado, Propiedades química, cambios químicos.

#### 3. Separación y fraccionamiento de fases

- a. Estados

#### 4. Estructura atómica y clasificación periódica

- a. Modelo atómico de Rutherford.
- b. Naturaleza y características de la energía radiante, modelo de Boh
- c. Concepto moderno del átomo, números cuánticos y orbitales.
- d. Configuración electrónica
- e. Periodicidad en la estructura, Bases teóricas de la tabla periódica.
- f. Propiedades periódicas.



## 5. Enlaces químicos

- Generalidades
- Uniones interatómicas iónica, covalente, metálica.
- Uniones intermoleculares Puente hidrógeno, fuerzas de Van Waals.
- Hibridación de orbitales.

## 6. Leyes gravimétricas y estequiometría

- Leyes gravimétricas Lavoisier, Proust, Dalton, Peso equivalente
- Conceptos: Peso atómico, peso molecular, mol
- Fórmulas empíricas y moleculares
- Ecuación química, ajuste ecuaciones
- Cálculos a partir de una ecuación reactivo limitante, rendimiento de una reacción.

## 7. Estados de la materia

- Estado gaseoso
- Propiedades de los gases
- Leyes de los gases ideales, Boyie, Charles Gayiussac Ley combinada, ley de las presiones parciales
- Ecuación de estado
- Teoría cinética de los gases
- Gases reales, ecuación de Van der Waals
- Estados líquidos y sólidos
- Propiedades de los líquidos
- Tensión superficial, calor de valorización
- Condensación, punto de ebullición, punto crítico
- Propiedades de los sólidos
- Estructuras cristalinas
- Clasificación y métodos de obtención de cristales
- Diagrama de fases
- Mezclas
- Propiedades de las disoluciones
- Solubilidad y factores
- Unidades de concentración
- %PIP,%PIV, M, m, N, fracción molar
- Dilución de disoluciones
- Propiedades coligativas y electrolitos
- Mezclas coloidales, generalidades y aplicaciones
- Energía de las reacciones
- Generalidades
- Primera ley de la termodinámica
- Entropía y energía libre
- aa. Cinética y equilibrio químico
- bb. Velocidad de reacción, teoría de choques
- cc. Factores que modifican la velocidad de reacción
- dd. Ley de acción de masa
- ee. Equilibrio químico
- ff. Principio de Lechatelier
- gg. Factores que modifican el equilibrio
- hh. Aplicaciones
- ii. Equilibrio iónico
- jj. Características generales
- kk. Acido y base según Arrhenius, Lowry-Bronsted, Lewis
- ll. Autoionización dei agua, ácidos y bases fuertes
- mm. Escala de pH



- nn. Ácidos y bases débiles
- oo. Hidrólisis, soluciones buffer, ácidos polipróticos
- pp. Curvas de valoración, indicadores
- qq. Equilibrio de sales poco solubles
- rr.  $K_{ps}$ , formación y disolución de precipitados
- ss. Oxido reducción electroquímica
- tt. Conceptos oxidación, reducción, estados de oxidación
- uu. Agentes oxidantes y reductores
- vv. Potenciales normales de reducción, pilas Electrólisis, generalidades, leyes de Faraday

## V. METODOLOGIA

La estrategia está apoyada en un marco conceptual coherente y enfatiza en la aplicación práctica los conceptos, fundamentos y leyes, entregados en clases, a fin de que los alumnos puedan manejarlos adecuadamente en sus escenarios laborales futuros. Además, con el objeto de reforzar los conocimientos entregados, al inicio de cada módulo se destina un tiempo adicional al curso, para aclarar dudas de los alumnos. Las clases son de tipo expositivas, con apoyo audiovisual, video, diapositivas, entre otros.

## VI. EVALUACION

La asignatura comprende distintos tipos de evaluaciones y cada una con diferentes ponderaciones, estas son:

☒ Certámenes (mínimo 2)	70%
☒ Controles orales o escritos	10%
☒ Informes orales o escritos	10%
☒ Trabajos individuales o grupales	10%
☒ Un examen	30%
☒ Un examen de repetición	55%
Nota de eximisión:	5,5; con notas superiores a 4,0 6,0; con solo una nota inferior a 4,0 y mayor a 3,5

## VII. BIBLIOGRAFIA

PETRUCCI, R.H. 1977. Química General, Ed. Fondo Educativo. Bogotá. 692pp.

ROSENBERG, J, L. 1980. Teoría y Problemas de Química General. Edit. Mc Graw-Hili, Serie Schaum. México 317 pp.

RUSSELL, J.B. 1985. Química General, Edit. McGraw-Hill. Bogotá. 747pp.

SIENKO, M. 1979. Problemas de Química. Edit. Reverté. Madrid, 633pp.

SANTAMARIA, F. 1970. Curso de Química General. Tomo I y II. Edit. Universitaria. Santiago.

SMOOT, R.C. 1979. Química un Curso Moderno. Edit. Editorial Continental. México. 619 pp.