



## **Programa de Estudios**

### **I. Identificación:**

Asignatura : Química General
Código : 13010

<b>Semestre</b>	:	2°
<b>Carrera</b>	:	Ingeniería Civil Ingeniería Electromecánica Ingeniería Industrial Ingeniería Electrónica Ingeniería Mecatrónica Ingeniería Mecánica Ingeniería Geográfica y Ambiental
<b>Departamento</b>	:	Química y Materiales
<b>Profesor</b>	:	Dr. Juan Francisco Facetti Fernández
<b>Horas Semestrales</b>	:	75h
<b>Horas Teóricas-Prácticas</b>	:	4 h
<b>Horas de Laboratorio</b>	:	2 h
<b>Nº de Créditos</b>	:	5 ( cinco)
<b>Prerrequisitos</b>	:	.....
<b>Año de elaboración</b>	:	2013

### **II Fundamentación**

La Química puede definirse como el estudio de las sustancias que constituyen el universo y de los cambios que ella experimenta. Permite un conocimiento estructural, y a partir de él la predicción del comportamiento de las sustancias y sus aplicaciones; su estudio, además de abrir las puertas del conocimiento de la naturaleza, constituye una contribución importante al desarrollo socioeconómico del país pues permite la creación, transferencia, innovación, adaptación y difusión de nuevas tecnologías, en todo coherente con la misión de esta casa de estudios. Ello hace que esta materia sea imprescindible en la carrera.



### **III Objetivos**

- ✓ Interpretar las leyes que gobiernan los cambios químicos.
- ✓ Conocer la constitución y estructura de la materia en organización y deducción de los promedios de las sustancias.
- ✓ Adquirir habilidades y destrezas realizando trabajos experimentales aplicando técnicas relacionadas con el diseño y puesta en marcha de un experimento.
- ✓ Identificar las grandes posibilidades que ofrece la química al hombre para el mejoramiento de la calidad de vida y el desarrollo de las ingenierías.
- ✓ Explicar la naturaleza de la materia por medio de un modelo.
- ✓ Interpretar la periodicidad de los elementos químicos como medio para lograr su ordenamiento en la tabla periódica.
- ✓ Diferenciar los tipos de enlaces químicos, las características de los compuestos químicos resultantes.
- ✓ Comprobar que cuando las sustancias orgánicas e inorgánicas reaccionan químicamente se transforman en otros de características diferentes.
- ✓ Aplicar las leyes ponderables a la solución de problemas estequiométricos.
- ✓ Explicar la influencia que sobre la velocidad de las reacciones químicas tienen: la naturaleza de las sustancias reaccionantes, la superficie de contacto, la concentración y catalización.
- ✓ Describir el estado de equilibrio dinámico de una reacción química.
- ✓ Distinguir el estado de equilibrio dinámico de una reacción química.
- ✓ Demostrar que en la disociación del agua se cumple la ley de acción de masas.
- ✓ Relacionar la concentración al  $\{H_3O\}$  con el valor de pH.
- ✓ Distinguir las funciones químicas orgánicas por sus respectivos grupos funcionales.

### **IV Contenidos**

#### **UNIDAD 1. MATERIA**

##### **1.1 Materia y energía**

- 1.1.1 Materia y Masa. Sustancias y cuerpos. Conceptos
- 1.1.2 Símbolo. Concepto. Ejemplos.
- 1.1.3 Elemento. Concepto. Ejemplos.
- 1.1.4 Sustancia simple y sustancia compuesta. Conceptos. Ejemplos.
- 1.1.5 Constitución de la materia y Unidad de masa atómica.
- 1.1.6 Transformaciones químicas
- 1.1.7 Energía. Conservación de la energía. Unidades de energía.
- 1.1.8 Calor de las reacciones químicas.
- 1.1.9 Relación entre materia y energía.
- 1.1.10 Conservación de la masa-energía

##### **1.2 Átomo- gramo y mol**

- 1.2.1 Masa atómica y molecular.
- 1.2.2 Masas y número de átomos.
- 1.2.3 El número de avogadro.
- 1.2.4 Átomo-gramo y masa atómica- gramo
- 1.2.5 Mol. Mol-gramo y Mol- volumen
- 1.2.6 Composición centesimal o porcentual

##### **1.3. Relaciones cuantitativas en las transformaciones químicas**

- 1.3.1. Leyes de las combinaciones
  - 1.3.1.1 Ley de la constancia de masa
  - 1.3.1.2 Ley de las proporciones definidas



# Universidad Nacional de Asunción

## Facultad de Ingeniería

---

Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay

Programa actualizado - 2013

- 1.3.1.3 Ley de las proporciones múltiples
- 1.3.1.4 Ley de la equivalencia
- 1.3.2 Cálculos de algunos equivalentes
  - 1.3.2.1 Equivalente químico de un elemento
  - 1.3.2.2 Equivalente de un ácido
  - 1.3.2.3 Equivalente de un hidróxido
  - 1.3.2.4 Equivalente de una sal
- 1.3.3. Leyes volumétricas
  - 1.3.3.1 Primera ley
  - 1.3.3.2 Segunda ley
  - 1.3.3.3 Volumen del gas
- 1.3.4 Nomenclatura de los Compuestos inorgánicos
- 1.3.5 Reacciones Químicas
  - 1.3.5.1 Reacciones de Combinación: binarias, terciarias y cuaternarias
  - 1.3.5.2 Reacciones de descomposición
  - 1.3.5.3 Reacciones de Precipitación y formación de gas
- 1.3.6 Estequiometría de reacción
  - 1.3.6.1 Ecuación química consideraciones. Ponderal. Volumétrica. Mixta
  - 1.3.6.2 Cálculos de las sustancias que reaccionan. Ponderal. Volumétrica. Mixta
  - 1.3.6.3 Cálculo de sustancias obtenidas. Ponderal. Volumétrica. Mixta
- 1.3.7 Cálculo de la fórmula empírica. Ejemplos

### UNIDAD 2 ESTRUCTURA ATÓMICA.

- 2.1. Teoría cuántica de la energía.
  - 2.1.1. Espectro de la radiación electromagnética.
  - 2.1.2. Cuanto de Luz, Teoría Cuántica, Cte de Planck
  - 2.1.3. Núcleo . nucleones – Propiedades básicas del núcleo.
- 2.2. Nube electrónica – Niveles energéticos.
  - 2.2.1. Modelo de Bohr. Primer, Segundo y Tercer postulado.
  - 2.2.2. Cálculo de radios del electrón en la nube.
  - 2.2.3. Potencial de ionización y de resonancia.
  - 2.2.4. Nube electrónica y Mecánica Cuántica.
    - 2.2.4.1. Estados del electrón en el átomo
    - 2.2.4.2. Orbitales Atómicos– Formas.
    - 2.2.4.3. Principio de Pauli

### UNIDAD 3: SISTEMA PERIÓDICO

- 3.1. Generalidades de la tabla periódica.
  - 3.1.1. Clasificación de los elementos: metales, no metales, semimetales. Propiedades.
  - 3.1.2. Tabla periódica. Periodos. Grupos o familias. Elementos representativos y elementos de transición. Ejemplos.
  - 3.1.3. Serie de los lantánidos y actínidos. Características.
- 3.2. Construcción del sistema periódico.
  - 3.2.1. Regla de Hund.



- 3.2.2. Principio de construcción de Aufbau.
- 3.2.3. Distribución electrónica. Periodos 1, 2 y 3.
- 3.2.4. Valencia.
- 3.2.5. Promoción energética. Ejemplos.
- 3.2.6. Distribución electrónica. Elementos de transición. Casos especiales.
- 3.3. Propiedades periódicas.
  - 3.3.1. Potencial de ionización. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.
  - 3.3.2. Radio atómico. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.
  - 3.3.3. Afinidad electrónica. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.
  - 3.3.4. Electronegatividad. Concepto. Tendencia en la tabla periódica. Ejemplos.

#### **UNIDAD 4. ENLACE QUIMICO.**

- 4.1. Energía Química.
- 4.2. Energía de enlace.
- 4.3. Niveles energéticos en las moléculas. Estado fundamental y excitado.
- 4.4. Transiciones energéticas.
- 4.5. Enlace iónico.
  - 4.5.1 Descripción y condiciones.
  - 4.5.2 Red cristalina.
  - 4.5.3. Esferas duras.
  - 4.5.4. Radios iónicos.
- 4.6. Numero de coordinación.
- 4.7. Energía Reticular.
- 4.8. Propiedades de los compuestos iónicos.
- 4.9. Enlaces covalentes.
  - 4.9.1 Descripción y condiciones.
  - 4.9.2 Ubicación de los electrones compartidos
  - 4.9.3. Orbitales moleculares y criterio de superposición.
  - 4.9.4. Distancias interatómicas y ángulos de enlace. Radio covalente, Ángulos de enlaces
- 4.10. Hibridación.
  - 4.10.1. Tipos de hibridación diagonal, triangular, tetraédrica, etc., casos y ejemplos.
  - 4.10.2. Efecto geométrico de los pares solitarios
- 4.11. Propiedades de los compuestos covalentes. Compuestos covalentes moleculares y atómicos.
- 4.12 Descripción de materiales conductores y semiconductores

#### **UNIDAD 5. OXIDO - REDUCCIÓN**

- 5.1. Ecuaciones de óxido reducción.
  - 5.1.1. Valencia y número de oxidación. Cálculos para establecer el nro de oxidación.
- 5.2 Proceso de óxido reducción. Oxidación. Reducción.
- 5.3 Ajuste o igualación de ecuaciones de Redox
- 5.4 Método de los estados de oxidación.
- 5.5 Método del ión electrón: medio ácido y medio básico
- 5.6. Oxidantes y Reductores. Mecanismos
  - 5.6.1 Reductor y oxidante
  - 5.6.2 Uso de Halógenos, Oxígeno, MnO<sub>2</sub>, KMnO<sub>4</sub> y KMnO<sub>7</sub> Agua oxigenada, carbono, aluminio en las reacciones REDOX.
- 5.7. Ejemplos de la aplicación en la ingeniería
- 5.8. Equivalentes de óxido-reducción.
- 5.9. Poder reductor y poder oxidante.



# Universidad Nacional de Asunción

## Facultad de Ingeniería

---

Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay

Programa actualizado - 2013

5.10. Uso de los potenciales de electrodos y mecanismos.

### UNIDAD 6. SOLUCIONES

- 6.1 Conceptos. Solute y solvente. Clasificación.
- 6.2 Soluciones sólidas, líquidas y gaseosas.
- 6.3 Tipos de soluciones: Moleculares e iónicas. Propiedades.
- 6.4 Electrolitos y no electrolitos
- 6.5 Proceso de disolución y Solubilidad.
- 6.6 Factores que influyen en la solubilidad.
- 6.7 Tipos de disoluciones
  - 6.7.1 exotérmicas y endotérmicas.
- 6.8 Clasificación de las soluciones: saturadas, insaturadas y sobresaturadas.
- 6.9 Formas de expresar las concentraciones de las soluciones
  - 6.9.1 Masa o peso de soluto por volumen o masa o peso de solución.
  - 6.9.2 Concentraciones en base a la fórmula química del soluto: Molaridad, Molalidad, Normalidad. Fracción molar.
- 6.10 Dilución de las soluciones. Ejercicios de aplicación
- 6.11 Suspensiones coloidales o dispersiones. Tipos de coloides. Propiedades de los coloides. Efecto Tyndall

### UNIDAD 7: CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

- 7.1 Cinética Química
  - 7.1.1 Definición. Velocidad de reacción.
  - 7.1.2. Fenomenología de una reacción. Teoría de colisiones de las velocidades de Reacción
  - 7.1.3 Teoría del Estado de Transición. Energía de activación.
  - 7.1.4 Factores que afectan la velocidad de reacción.
    - 7.1.4.1 Naturaleza de los reactivos
    - 7.1.4.2 Concentración de los reactivos. Concepto de Ley de velocidad, constante de velocidad y orden de una reacción.
    - 7.1.4.3 Temperatura. Relación entre la energía de activación, temperatura absoluta y la constante de velocidad (Arrhenius).
    - 7.1.4.4 Catalizadores. Homogéneos y heterogéneos.
- 7.2. Equilibrio químico.
  - 7.2.1 Conceptos Fundamentales. Reacciones reversible. Reacción directa e inversa. Dinámica del equilibrio químico a nivel molecular.
  - 7.2.2 La constante de equilibrio. Relación entre cinética química y equilibrio químico. Deducción por un mecanismo de reacción de un solo paso.
- 7.3 Ley de Acción de las masas (LAM). Interpretación de la magnitud de la constante de equilibrio de acuerdo a la formación favorable de productos o reactivos.
  - 7.3.1. Aplicaciones de la LAM y Cálculos de la constante de equilibrio.
- 7.4 Principio de Le Chatelier. Factores que afectan al equilibrio.
  - 7.4.1 Cambios de concentración
  - 7.4.2 Cambios de volumen y Presión
  - 7.4.3 Cambios de Temperatura.
  - 7.4.4 Introducción de un catalizador.



### **UNIDAD 8: ÁCIDOS Y BASES**

- 8.1. Ácidos y bases de Bronsted.
  - 8.1.1. Ácido de Bronsted. Concepto. Ejemplos.
  - 8.1.2. Base de Bronsted. Concepto. Ejemplos.
  - 8.1.3. Pares conjugados ácido-base. Concepto. Ejemplos.
- 8.2. Ácidos y bases de Lewis.
  - 8.2.1. Ácido de Lewis. Concepto. Ejemplos.
  - 8.2.2. Base de Lewis. Concepto. Ejemplos.
  - 8.2.3. Sustancia electrofílica/sustancia nucleofílica. Concepto. Ejemplos.
- 8.3. Propiedades ácido-base del agua
  - 8.3.1. El ión hidrógeno y el ión hidronio.
  - 8.3.2. El producto iónico del agua. Concepto. Cálculo.
- 8.4. pH
  - 8.4.1 pH y pOH. Conceptos. Fórmulas. Relación entre pH y pOH.
  - 8.4.2. Escala de pH. Deducción a partir de la autoprotólisis del agua. Disoluciones ácidas, básicas y neutras.
- 8.5. Fuerza de los ácidos y las bases.
  - 8.5.1. Ácidos fuertes y ácidos débiles. Conceptos. Ejemplos.
  - 8.5.2. Bases fuertes y bases débiles. Conceptos. Ejemplos.
  - 8.5.3. Constante de ionización de un ácido. Concepto. Ejemplos.
  - 8.5.4. Constante de ionización de una base. Conceptos. Ejemplos.
- 8.6. Cálculos de pH.
  - 8.6.1. Ejercicios simples sobre cálculos de pH, pOH, concentración de ión hidrógeno, concentración de ión hidroxilo, etc.
  - 8.6.2. Ejercicios de cálculo de pH, pOH, concentración de ión hidrógeno, concentración de ión hidroxilo, etc., teniendo en cuenta disociación de ácidos fuertes y débiles.
  - 8.6.3. Ejercicios de cálculo de pH, pOH, concentración de ión hidrógeno, concentración de ión hidroxilo, etc., teniendo en cuenta disociación de bases fuertes y débiles.
- 8.7. Indicadores ácido – base.
  - 8.7.1. Indicadores. Concepto. Propiedades. Ejemplos.
  - 8.7.2. Proporciones de concentraciones para predecir el color del indicador que se percibe.

### **UNIDAD 9. REVISIÓN DE FUNCIONES ORGÁNICAS**

- 9.1 Características de los compuestos orgánicos.
  - 9.1.1 Composición de la materia orgánica.
  - 9.1.2 Compuestos saturados e insaturados.
  - 9.1.3 Carbono primario, secundario y terciario
- 9.2 Isomería.
  - 9.2.1 Definición
  - 9.2.3 Tipos: Estructural, Espacial
  - 9.2.4 Ejemplos de Isomería estructural: de cadena, de posición, de grupos funcionales
- 9.3 Hidrocarburos. Clasificación
  - 9.3.1 Hidrocarburos alifáticos: Alcanos, alquenos y alquinos. Derivados halogenados.
    - 9.3.1.1 Notación y nomenclatura.
    - 9.3.1.2 Reacciones de importancia industrial y ambiental.



# Universidad Nacional de Asunción

## Facultad de Ingeniería

---

Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay

Programa actualizado - 2013

9.3.2 Hidrocarburos cíclicos: Cicloalcanos y cicloalquenos.

9.3.2.1 Notación y nomenclatura

9.4 Grupos funcionales: alcoholes, tioles, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres y aminas.

9.4.1 Notación y nomenclatura.

9.4.2 Reacciones de importancia industrial y ambiental

9.5 Hidrocarburos aromáticos.

9.5.1 Notación y nomenclatura.

9.5.2 Usos en la electromecánica.

### Laboratorio

1. Conocimiento y Manejo del Material de Laboratorio
2. Preparación de Soluciones
3. Reacciones Químicas
4. Análisis Gravimétrico
5. Ácidos Bases y Sales
6. Volumetría
7. Oxido Reduccion
8. Elaboracion de detergentes y jabones

### V Metodología

Exposición oral – uso de medios audiovisuales.

Demostración.

Resolución de ejercicios y problemas.

Actividades grupales en el laboratorio y en clase.

Elaboración de resúmenes y monografías.

### VI Evaluación

De acuerdo al Reglamento General de la Facultad de Ingeniería.

### VII Bibliografía

Básica.

- I. Facetti, J.F. Química I. Ed. 2014
- II. Facetti J.F. Temas de Química Inorgánica.
- III. Fieser – Fieser Química Orgánica Fundamental.
- IV. Cram – Richards – Hammond. Elementos de Química Orgánica.
- V. Skoog, Douglas. West, Donald; et al. Química Analítica. 7ma Edición. Mc GRAW-HILL. 2001
- VI. Chang R; Química / 4<sup>a</sup>. Edición., México, Ed. Mc Graw Hill, 1992.
- VII. Ejercitario de Quimica General. JFacetti et al, FIUNA 2015.



*Universidad Nacional de Asunción*  
*Facultad de Ingeniería*

---

**Campus Universitario – San Lorenzo - Paraguay**

Programa actualizado - 2013

**Complementaria**

- VIII. Pauling L Química general.
- IX. Shriver D. – Atkins P. Langford, W – 2da Edición Freeman 1994 – Química Inorg.