

QUÍMICA GENERAL I OTOÑO 2012

CARRERAS DE: QUÍMICA Y FARMACIA, QUÍMICA, BIOQUÍMICA e ING EN ALIMENTOS.

Asignatura	: QUÍMICA GENERAL I
Departamento	: Química Inorgánica y Analítica
Carrera	: ciclo común
Carácter	: obligatorio
Requisitos	: No tiene
Duración	: 1 semestre
Hrs / alumno total	: 75
Hrs / alumno teóricas	: 45
Hrs / alumno seminario	: 30
Semanas Lectivas	: 15

CONTENIDOS PROGRAMATICOS:

1. Reacciones químicas
2. Estequiometría
3. Soluciones
4. Estructura atómica
5. Teoría Atómica
6. Configuración electrónica
7. Sistema Periódico
8. Enlace Químico
9. Compuestos Químicos Inorgánicos
10. Equilibrio químico

EVALUACION:

- **2 Pruebas A (35 % cada una).** Se puede faltar sin justificación a una de ellas, en tal caso se debe realizar la prueba recuperativa (PRE) obligatoriamente
- **Promedio de otras evaluaciones (OE) (5 controles de seminario) (30%)**
- **Prueba recuperativa (PRE) y / o Examen (E) (40 %)**

La inasistencia a cualquier actividad evaluada se calificará con nota 1.

Eximición. Todos los alumnos que tengan un promedio de las pruebas A y OE mayor o igual a 5,0 se eximen y aprueban con este promedio.

Prueba Recuperativa (PRE). El estudiante cuyo promedio sea inferior a 5 podrá rendir una prueba recuperativa (PRE) o bien el examen final (E). La PRE contempla todas las materias del curso y se rendirá en los días posteriores a la semana 15 del semestre. La nota mínima de esta prueba para aprobar el curso debe ser 4.

La prueba recuperativa (PRE) puede cumplir tres funciones:

- Sustituir la nota más baja de sólo una prueba A. El reemplazó es obligatorio y podría ocurrir que el promedio disminuya.
- Corresponderá a una prueba A no rendida.
- Tener la calidad de examen.

Promedio de la asignatura:

- Los alumnos que tengan el promedio (considerando PRE) igual o superior a 4,0 quedaran aprobados con este promedio.
- Los alumnos con promedio inferior a 4 deben rendir el examen final (E), con todos los contenidos de la asignatura. En este caso la nota final del curso se calcula asignando un 60 % al promedio antes del examen y un 40% al examen. Este examen también lo pueden rendir aquellos alumnos que hayan faltado a la prueba recuperativa.

Asistencias. La asistencia a clases no es obligatoria. La inasistencia a **una prueba A** no requiere ser justificada, en tal caso debe rendir la PRE que reemplaza la nota de dicha prueba A.

CONTENIDOS:

- **Introducción**
Clasificación de la materia. Sustancias puras, mezclas. Propiedades físicas y químicas de la materia.
- **Estructura Atómica.**
 - Estructura del átomo. Teoría cuántica. Modelo cuántico de Bohr, niveles de energía, transiciones, número cuántico principal.
 - Dualidad onda-partícula. Luis de Broglie. Descripción breve de las ideas de Schrödinger y Heisenberg.
 - Modelo cuántico actual. Números cuánticos.
 - Átomos polielectrónicos.
 - Configuración electrónica de los elementos.

Teoría Atómica

Leyes ponderales de la Química. Ley de proporciones definidas, ley de proporciones múltiples. Ley de conservación de la masa.

- **Sistema Periódico.**
 - Fundamentos de la clasificación periódica de los elementos.
 - Agrupación de los elementos según su configuración electrónica. Tabla periódica según Mendeleev. Periodos, grupos, familias.
 - Propiedades periódicas: Radio atómico, iónico y covalente, volumen, potencial de ionización, electronegatividad, electroafinidad y series isoelectrónicas, etc.
- **Enlace Químico**
 - Teorías sobre la naturaleza del enlace químico.
 - Enlace covalente, covalente coordinado y enlace iónico. Porcentaje de carácter iónico.
 - Teoría de Enlace de Valencia clásica: Notación de Lewis, formación de enlaces simples y múltiples. Regla del dueto y octeto. Moléculas que no satisfacen el octeto.
 - Parámetros relativos al enlace: Energía, longitud, polaridad de enlace y de molécula, momento dipolar, modelo "par iónico", orden de enlace, propiedades magnéticas, carga formal, resonancia.
 - Enlace covalente coordinado, formación de aductos.
 - Expansión de la capa de valencia.
 - Teoría de Repulsión de Pares de Electrones de la Capa de Valencia (TREPCV) clásica y teoría de enlace de valencia. Hibridación, energía de orbitales híbridos, ángulos de enlace. Relaciones: Geometría-Estructura-Hibridación.
 - Teoría Orbital Molecular: Orbitales enlazantes, no enlazantes y antienlazantes, orden de enlace, estabilidad, notación de Müllikan. Construcción de moléculas sencillas con enlaces homo y heteronucleares.
- **Compuestos Químicos Inorgánicos.**
 - Generalidades sobre las funciones químicas en Química Inorgánica.
 - Ecuación química.
 - Descripción de las reacciones de obtención y de caracterización de funciones químicas, abarcando casi todos los tipos de compuestos inorgánicos: hidrogenados, oxigenados, hidróxidos, ácidos y sales.
 - Sistemas de Nomenclatura: Tradicional, Stock y IUPAC.
- **Tipos de Reacciones Químicas Inorgánicas.**

- Reacciones Moleculares, Iónicas y Iónicas Esenciales. Balance y obtención de las respectivas ecuaciones iónicas y iónicas esenciales.
- Concepto ácido-base: Arrhenius, Bronsted-Lowry y Lewis.
- Reacciones ácido-base, disociación e hidrólisis.
- Reacciones de Oxido-Reducción. Conceptos oxidante-reductor, semireacciones.
- Balance de ecuaciones redox, utilizando ambos métodos: del cambio de número de oxidación y, ion-electrón.

- Estequiometría.

Concepto de mol, fórmula empírica, fórmula molecular.

Relaciones y cálculos estequiométricos: Reactivo en exceso, limitante, rendimientos, etc.

- Soluciones

Expresiones de concentración de soluciones: % p/p, %p/v, fracción molar, molalidad, molaridad y normalidad.

Soluto, solvente, solubilidad, densidad.

Propiedades coligativas.

Relaciones de equivalencia entre las distintas unidades.

Cálculos estequiométricos en soluciones: valoraciones y retrovaloraciones.

Gases. Generalidades

- Leyes de los Gases. Ecuación de los gases ideales. Presiones parciales: ley de Dalton. Uso de las leyes.

- Equilibrio Químico.

Concepto de equilibrio.

Ley de acción de masas y constante de equilibrio. Definición de K_c , K_p y grado de disociación.

Equilibrios heterogéneos.

Equilibrios homogéneos en disolución

Principio de Le Chatelier.

Factores que condicionan la composición de un sistema en estado de equilibrio.

Cálculos en equilibrio químico.

- BIBLIOGRAFÍA GENERAL:

- "Química" Raymond. Chang. Ed. 6º, 5º y 4º Mc. Graw Hill

- "Química. Curso Universitario" Mahan. Ed. 4º (bilingüe) Addison-Wesley 1990.

- "Química General". D. Ebbing Ed. McGraw-Hill 1997.