



UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA  
 FACULTAD DE CIENCIAS QUIMICAS Y FARMACIA  
 ESCUELA DE QUIMICA  
 DEPARTAMENTO DE QUIMICA GENERAL



## PROGRAMA DE QUIMICA GENERAL II 2014

### I. INFORMACION GENERAL

- 1.1. Nombre: QUIMICA GENERAL II
- 1.2. Código: 020124
- 1.3. Créditos: 5
- 1.4. Carreras a las que sirve: Química, Química Biológica, Química Farmacéutica, Biología y Nutrición
- Docentes: Licda. Silvia Coto de Orozco (Jefa de Departamento) Sección C  
 Licda. Rosa María Cordón López Sección B y D  
 Licda. Esmeralda Orantes Sección A  
 Lic. Oswaldo Efraín Martínez Rojas (Coordinador de Laboratorios)
- 1.5. Ayudantes de Cátedra: Eduardo René Mendoza  
 Julio Alberto Ramos Paz  
 Josué David Sánchez Pinillos  
 Alba Elena Saraí Toledo Hernández  
 Yancy Minnette Juan
- 1.6. Ciclo: Segundo
- 1.7. Fecha: inicio del curso: 14 de julio 2014. término del curso: 11 de noviembre 2014
- 1.8. Duración: Un semestre
- 1.9. Horarios: Teoría: 7:00 – 8:00 secciones A y B; de 8:00 – 9:00 sección C y D (4 días a la semana)  
 Laboratorio: 10:15 – 12:15 (un día a la semana cada sección) A, B, C y D
- 1.10. Docencia directa: 4 períodos semanales de teoría y 2 períodos semanales de laboratorio
- 1.11. Nivel: Area común
- 1.12. Lugar: Segundo nivel del edificio S-12
- 1.13. Requisito: Química General I

## II. VALORES Y PRINCIPIOS ÉTICOS:

Durante el desarrollo del curso, se promueve en el estudiante el desarrollo de los siguientes valores y principios éticos:

1. **Responsabilidad:** Se exige el compromiso en el cumplimiento de las actividades del curso especialmente en asistencia y puntualidad a las clases y exámenes ; y en la entrega de tareas y trabajo.
2. **Respeto:** Incentivar actitudes positivas en el ambiente académico, en las relaciones humanas y especialmente en las relaciones estudiantiles y estudiante-catedrático, para promover la convivencia armoniosa dentro de la comunidad universitaria. Estimular en el estudiante el respeto por el medio ambiente.
3. **Honestidad:** Promover en el estudiante la probidad, rectitud, decoro y decencia.
4. **Excelencia:** Promover la superación personal a través del buen desempeño de las actividades estudiantiles en forma constante e incentivar la excelencia académica.
5. **Servicio:** Animar a los estudiantes a atender positivamente a la comunidad universitaria y procurar el servicio a la población guatemalteca a través de los trabajos de extensión, programados durante el semestre.

## III. DESCRIPCION DEL CURSO:

El curso de Química General II tiene como propósito proveer al estudiante las bases de conocimiento químico necesarias para desarrollar de manera adecuada los cursos del área fundamental y profesional de sus respectivas carreras. Es de suma importancia ya que provee los conocimientos para comprender los principios de termoquímica, la naturaleza de los estados físicos de la materia, los fundamentos de las reacciones de óxido-reducción y la estequiometría en las disoluciones y los fundamentos básicos de equilibrio químico. El curso está ubicado en el primer año del área básica de las carreras de la Facultad de Ciencias Químicas y Farmacia. Contribuye a la formación de profesionales con sólido conocimiento en el área de la química. El curso de Química General II comprende 4 unidades: Elementos de Termodinámica, Estados de la Materia, Oxido-Reducción y Disoluciones. Las unidades tienen la siguiente distribución:

UNIDAD	No. DE CLASES	%
ELEMENTOS DE TERMODINAMICA	13	22.81
ESTADOS DE LA MATERIA	10	17.54
OXIDO-REDUCCION	6	10.53
DISOLUCIONES	28	49.12

## IV. OBJETIVOS GENERALES

### 4.1. Objetivo General:

Que el estudiante conozca, comprenda y aplique los conceptos fundamentales de la termodinámica, estados de la materia, óxido-reducción y disoluciones.

### 4.2. Objetivos Específicos:

#### 4.2.1. Nivel Cognoscitivo:

- 4.2.1.1. Interprete los conceptos básicos de Química que le permitan comprender los cursos superiores en cada una de las carreras que la Facultad de CC.QQ. y Farmacia sirve.
- 4.2.1.2. Aplique los conocimientos adquiridos en el curso de Química General I.

- 4.2.1.3. Reproduzca los conocimientos estequiométricos proporcionados en el curso anterior.
- 4.2.1.4. Afirme el conocimiento de nomenclatura química en la identificación de compuestos químicos.
- 4.2.2. **Nivel Psicomotriz:**
  - 4.2.2.1. Maneje el equipo y las sustancias del laboratorio de una forma adecuada.
  - 4.2.2.2. Arme diferentes equipos de laboratorio con el material disponible.
  - 4.2.2.3. Ejecute las prácticas establecidas en el Manual de Laboratorio de Química General II.
  - 4.2.2.4. Elija procedimientos alternos, cuando exista limitación de equipo.
- 4.2.3. **Nivel Afectivo:**
  - 4.2.3.1. Voluntariamente coopera con las diferentes actividades del curso.
  - 4.2.3.2. Voluntariamente informe las observaciones, resultados y conclusiones de las prácticas de laboratorio realizadas.
  - 4.2.3.3. Voluntariamente integre los medios que le permitan lograr una visión Química de los objetos materiales que nos rodean.
  - 4.2.3.4. Voluntariamente estudie a profundidad los conceptos teóricos y prácticos desarrollados durante el curso

## V. CONTENIDOS PROGRAMATICOS POR UNIDADES

### 1. Elementos de Termodinámica

- 1.1. La Ley de la termodinámica
- 1.2. Energía y calor
- 1.3. Calor específico
- 1.4. Calores de fusión, vaporización, condensación, congelación, formación y combustión
- 1.5. Calorimetría y calorímetro
- 1.6. Entalpía y cambios de entalpía
- 1.7. Ley de Hess
- 1.8. Energías de enlace

### 2. Estados de la Materia

- 2.1. Comparación de los estados de la materia
- 2.2. Teoría Cinética de los gases
- 2.3. Presión y medidas de presión
- 2.4. Temperatura y medidas de temperatura
- 2.5. Definición y descripción de gases ideales
- 2.6. Leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay Lussac, General de los gases, de Gases Ideales
- 2.7. Principio de Avogadro: relaciones de masa y volumen en los cambios químicos
- 2.8. Estequiometría de los gases
- 2.9. Ley de presiones parciales de Dalton y Ley de difusión de Graham.
- 2.10. Estado líquido y propiedades de los líquidos: densidad, viscosidad, tensión superficial y presión de vapor
- 2.11. Estado sólido
- 2.12. Cambios de estado: evaporación, condensación, fusión, congelación, sublimación y deposición.
- 2.13. Temperatura y presión crítica
- 2.14. Diagrama de fases de sustancias puras

### 3. Oxido – reducción

- 3.1. Número de oxidación
- 3.2. Procesos de oxidación y reducción
- 3.3. Agente oxidante y agente reductor
- 3.4. No electrolitos, electrolitos fuertes y electrolitos débiles
- 3.5. Ecuación iónica neta
- 3.6. Balanceo de ecuaciones redox por el método del Estado de Oxidación
- 3.7. Balanceo de ecuaciones redox por el método ión – electrón o semirreacciones

### 4. Disoluciones

- 4.1. El proceso de disolución. Factores que afectan la solubilidad: estructura molecular, presión y temperatura. Componentes de una disolución: soluto y disolvente. Tipos de soluciones: concentradas, diluidas, insaturadas, saturadas y sobresaturadas.
- 4.2. Formas de expresar la concentración de las soluciones: % peso en peso, % peso en volumen, % volumen en volumen, unidad de masa por unidad de volumen, molaridad, peso equivalente, normalidad, fracción molar y molalidad.
- 4.3. Neutralización y óxido – reducción.
- 4.4. Estequiometría de las disoluciones.
- 4.5. Propiedades coligativas de disoluciones de solutos no electrolitos y solutos electrolitos: disminución de la presión de vapor, elevación del punto de ebullición, disminución del punto de congelación y presión osmótica. Factor de van't Hoff.
- 4.6. Reacciones reversibles y equilibrio químico.
- 4.7. Constante de equilibrio
- 4.8. Principio de LeChatelier.

## VI. METODOLOGIA:

La principal metodología del curso es la clase magistral y el desarrollo de prácticas de laboratorio dirigido que se complementan con resolución de hojas de trabajo, aplicando metodología de aprendizaje basado en la resolución de problemas, lecturas dirigidas, dinámica de grupo y desarrollo de proyectos de investigación; incluyendo actividades de extensión y actividades de apoyo a través del blog del Departamento.

## VII. PROGRAMACION ESPECÍFICA DE LA TEORIA

### PRIMERA UNIDAD

#### 7.1. Elementos de Termodinámica

OBJETIVO ESPECIFICO	CONTENIDO TEMATICO	METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE	PERI DOS	CALENDARIZACION
Que el estudiante: 1. Identifique claramente el contenido del curso	Presentación del Programa y directrices del curso	Clase magistral	1	14 de julio
2. Interprete verbalmente y por escrito el concepto implícito en los términos utilizados en termodinámica: Termoquímica, calor, flujo de calor, sistema, universo y alrededores, temperatura, capacidad calorífica, calor específico, calor de combustión, energía. 3. Diferencie los conceptos de termoquímica: Calor y temperatura. 4. Compruebe las ecuaciones que relacionan el calor con la capacidad calorífica, el calor específico y los cambios de temperatura. 5. Asocie el proceso físico que corresponde al calor de fusión, vaporización, condensación, congelación, combustión, sublimación y solidificación.	Primera ley de la Termodinámica. Energía, Calor y Temperatura. Escalas de temperatura. Calor específico. Capacidad calorífica. Calor de fusión. Vaporización, condensación, congelación, solidificación, sublimación y combustión. Poder calorífico de un combustible.	Clase magistral 8 Hojas de Trabajo, práctica de laboratorio, dinámica de diapositivas.	2	A, B y D: 15,16 de julio C: 15 - 17 de julio
6. Interprete el proceso de calorimetría y sus aplicaciones en el calorímetro. 7. Relacione los cambios de estado en serie con el calor absorbido. 8. Realice esquemáticamente el diagrama de temperatura versus calor.	Calorimetría: Cambio de estado en serie: gráficas y ecuaciones. Calorímetro: Diagrama.		4	A, B y D: 17, 21, 22, 23 de julio C: 18, 21, 22 y 24 de julio
9. Diferencie cualitativa y cuantitativamente las reacciones químicas endo y exotérmicas. 10. Contraste los conceptos entalpía de formación, entalpía de reacción y cambio de entalpía.	Entalpía estándar de formación y de reacción. Cambio de entalpía $\Delta H$ .	Clases magistrales, hojas de trabajo y prácticas de lab.	2	A, B y D: 24, 28 de julio C: 25, 28 de julio

<p>11. Formule ecuaciones termoquímicas especificando el estado de las sustancias reaccionantes y de los productos, utilizando el símbolo <math>\Delta H</math>.</p> <p>12. Calcule el cambio de entalpía de reacciones Químicas, endo y exotérmicas, escribiendo su respectiva ecuación termoquímica haciendo uso de la Ley de Hess.</p>	Ecuaciones termoquímicas y Ley de Hess.		2	A, B, D: 29, 30 de julio C: 29, 31 de julio
<p>13. Interprete el concepto implícito en los términos energía de enlace y calor de formación.</p> <p>14. Identifique el proceso de ruptura de enlaces y formación de nuevos enlaces en una reacción química.</p> <p>15. Prediga el valor de la entalpía de una reacción a partir de las energías de enlace tabuladas.</p>	Energía de enlace		2	A, B, D: 31 de julio, 5 de agosto C: 1, 5 de agosto  <u>PRIMER EXAMEN PARCIAL</u> 4 de agosto

**SEGUNDA UNIDAD**7.2. **Estados de la materia**

OBJETIVO ESPECIFICO	CONTENIDO TEMATICO	METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE	PERIODOS	CALENDARIZACION
<p>Que el estudiante:</p> <p>1. Diferencie los estados sólido, líquido y gaseoso en base de la teoría cinética molecular.</p> <p>2. Describa las propiedades generales de los gases.</p>	<p>Descripción de los tres estados de la materia Teoría Cinética.</p> <p>Comportamiento de los gases.</p> <p>Presión y Medidas de Presión.</p> <p>Temperatura y sus escalas. Leyes de los gases. Ley de Boyle.</p>	<p>Clases Magistrales dinamizadas con diapositivas, hojas de trabajo, trabajos de grupo.</p> <p>Experimentación en casa. Prácticas de laboratorio. Folletos para estudio dirigido.</p>	1	7 de agosto
<p>3. Enumere las variables que se necesitan para definir el estado de un gas.</p> <p>4. Explique la forma como la presión, el volumen y la temperatura se relacionan con la ecuación de los gases ideales.</p> <p>5. Resuelva problemas aplicando las leyes de los gases: Boyle, Charles, Gay-Lussac y las ecuaciones relacionadas.</p>	<p>Ley de Charles y Gay-Lussac.</p> <p>Ley General de los Gases.</p> <p>Ecuación de los gases ideales.</p> <p>Densidad.</p> $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$ $P_v = nRT$ $\frac{P_1}{T_1 d_1} = \frac{P_2}{T_2 d_2}$		2	A, B, D: 11, 12 de agosto  C: 8, 11 de agosto

6. Resuelva problemas aplicando las leyes de los gases, el principio de Avogadro y la estequiometría.	Principio de Avogadro. Estequiometría.	Clases Magistrales dinimizadas con diapositivas, hojas de trabajo, trabajos de grupo. Experimentación en casa. Prácticas de laboratorio. Folletos para estudio dirigido.	2	A, B, D: 13, 14 de agosto  C: 12, 14 de agosto
7. Resuelva problemas aplicando la ley de Dalton.	Ley de presiones parciales de Dalton, recogida de gases sobre agua.		2	18, 19 de agosto
8. Aplique la ley de difusión de Graham a la resolución de problemas.	Ley de difusión de Graham.			
9. Describa los estados líquido y sólido y sus propiedades.	Líquidos. Viscosidad. Factores que la afectan. Temperatura, peso molecular, fuerzas intermoleculares.	Folletos 2 y 3  Folleto 5	1	A, B, D: 20 de agosto  C: 21 agosto
10. Defina tensión superficial	Tensión superficial			
11. Repita verbalmente y por escrito los conceptos que corresponden a términos usados en líquidos y sólidos.	Evaporación, condensación, fusión, congelación, sublimación, deposición, densidad.		1	A, B, D: 21 de agosto  C: 22 de agosto
12. Interprete el concepto implícito en los términos relacionados con diagramas de fases.	Presión de vapor, punto de ebullición normal. Equilibrio dinámico, punto de fusión normal, temperatura crítica, presión crítica, punto triple.			
13. Resuelva problemas correspondiente a las propiedades de sólidos y líquidos y diagrama de fases.	Diagramas de fase		1	25 de agosto
14. Interprete el diagrama de fases de una sustancia pura.				

### **TERCERA UNIDAD**

#### 7.3. **Oxido – reducción**

<b>OBJETIVO ESPECIFICO</b>	<b>CONTENIDO TEMATICO</b>	<b>METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE</b>	<b>PERIODOS</b>	<b>CALENDARIZACION</b>
Que el estudiante: 1. Establezca el número de oxidación de un Elemento dentro de un compuesto. 2. Defina los términos oxidación reducción, agente oxidante y agente reductor. 3. Distinga el agente oxidante y el agente reductor en una reacción química.	Número de oxidación. Procesos de oxidación y reducción. Agente oxidante y agente reductor. Semireacciones: oxidación y reducción.	Clases magistrales, hojas de trabajo y prácticas de laboratorio.	1	26 de agosto

4. Aplique el método de estado de oxidación para balancear ecuaciones	Balanceo de ecuaciones redox por el método de estado de oxidación. Determinar el número de oxidación de las sustancias que cambian, indicar el oxidante y el reductor, escribir ecuaciones, balancear equiparando electrones, introducir los coeficientes, balancear el resto al tanteo.	Clases magistrales, hojas de trabajo y prácticas de laboratorio.	1	A, B, D: 27 de agosto C: 28 de agosto
5. Aplique el método de ión – electrón para Balancear en medio ácido.	Balancear ecuaciones redox por el método ión – electrón en medio ácido y en medio básico, dada la ecuación iónica neta.		1	A, B, D: 28 de agosto C: 29 de agosto
6. Aplique el método de ión – electrón para balancear ecuaciones en medio básico.				
7. Distinga qué método usar (ácido o básico) para el balanceo de ecuaciones				
8. Concluya si una sustancia es no electrolito, electrolito fuerte o débil	No electrolitos, electrolitos fuertes y débiles. Escribir ecuación iónica neta.		1	2 de septiembre
9. Escriba la ecuación iónica neta partiendo de una ecuación molecular, aplicando las reglas de solubilidad y de los electrolitos débiles.	Escribir una ecuación iónica neta dada una ecuación molecular, principiar balanceo. Balanceo de ecuaciones redox por el método ión – electrón o semireacciones, partiendo de ecuaciones moleculares.	2	A, B, D: 4, 8 de septiembre C: 4, 5 de septiembre <u>SEGUNDO EXAMEN</u> <u>PARCIAL</u> <u>1 septiembre</u>	
10. Aplique el método de ión-electrón o semireacciones para el balanceo de ecuaciones.				

#### **CUARTA UNIDAD**

##### 7.4. **Disoluciones**

<b>OBJETIVO ESPECIFICO</b>	<b>CONTENIDO TEMATICO</b>	<b>METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE</b>	<b>PERIODOS</b>	<b>CALENDARIZACION</b>
Que el estudiante: 1. Describa el proceso de disolución 2. Enumere los factores que afectan la disolución.	El proceso de disolución. Factores que afectan la solubilidad: estructura molecular, presión y temperatura.	Clases magistrales dinamizadas con diapositivas. Hojas de Trabajo.	1	A, B, D: 9 de septiembre C: 8 de septiembre
3. Explique en qué consiste cada tipo de solución. 4. Identifique al soluto y al disolvente en una solución.	Componentes de una disolución: soluto y disolvente. Tipos de soluciones: concentradas, diluidas, insaturadas, saturadas y sobresaturadas.	Trabajos de grupo. Experimentación en casa. Prácticas de laboratorio.	1	A, B, D: 10 de septiembre C: 9 de septiembre



5. Diferencie las formas de expresar la concentración de las disoluciones.	Formas de expresar la concentración de las disoluciones: porcentaje peso en peso, porcentaje peso en volumen, porcentaje volumen en volumen.	Clases magistrales dinimizadas con Diapositivas. Hojas de Trabajo Trabajos de grupo.	1	11 de septiembre	
6. Calcule las cantidades necesarias de soluto para preparar disoluciones.	Problemas de porcentajes para que el profesor resuelva en clase.		1	22 de septiembre	
7. Identifique los problemas donde se utilice unidad de masa por unidad de volumen. 8. Aplique los conceptos aprendidos para la resolución de problemas teóricos	Unidad de masa por unidad de volumen. Concepto y problemas. Ejercicio para resolver en clase.		1	23 de septiembre	
9. Distinga el uso correcto del término molaridad.	Molaridad. Uso adecuado de cada término.	Experimentación en casa. Prácticas de laboratorio.	1	A, B, D: 24 de septiembre C: 25 de septiembre	
10. Identifique los problemas donde se usa el término molaridad. 11. Aplique el concepto de molaridad en la resolución de problemas. 12. Emplee de manera adecuada el término molaridad.	Problemas de molaridad.		1	A, B, D: 25 de octubre C: 26 de septiembre	
13. Maneje adecuadamente el concepto de peso equivalente. 14. Defina el término normalidad.	Normalidad, definición. Peso equivalente de ácidos y bases. Peso equivalente de sales. Definición y problemas.		Prácticas de laboratorio.	1	29 de septiembre
15. Infiera la importancia del concepto de peso equivalente.	Peso equivalente de agentes oxidantes y agentes reductores.			1	30 de septiembre
16. Emplee adecuadamente el término normalidad. 17. Resuelva problemas donde se usa el término Normalidad	Problemas de normalidad.			2	A, B, D: 1, 2 de octubre C: 2, 3 de octubre
18. Resuelva problemas de diluciones.	Problemas de diluciones.			1	A, B, D: 6 de octubre <u>TERCER EXAMEN PARCIAL</u>
19. Maneje adecuadamente los conceptos de estequiometría. 1. Resuelva problemas de estequiometría y neutralización.	Estequiometría de las soluciones. Neutralización.			2	A, B, D: 7, 8 de octubre C: 7, 9 de octubre
21. Ejemplifique el uso del término fracción molar.	Fracción molar.			1	A, B, D: 9 de octubre C: 10 de octubre
22. Resuelva problemas de molalidad.	Molalidad. Concepto y problemas.			1	14 de octubre

23. Utilice todos los conceptos de concentración de soluciones. 24. Resuelva problemas de interconversión de unidades.	Problemas de interconversión de unidades.	Clases magistrales dinamizadas con diapositivas. Hojas de Trabajo.	1	16 de octubre
25. Describa la importancia de las propiedades coligativas. 26. Utilice el concepto de presión de vapor para resolver problemas.	Propiedades coligativas de solutos no electrolitos y solutos electrolitos. Disminución de la presión de vapor.		1	A, B, D: 21 de octubre C: 17 de octubre
27. Resuelva problemas de elevación del punto de ebullición. 28. Resuelva problemas de disminución del punto de congelación.	Elevación del punto de ebullición. Disminución del punto de congelación.	Trabajos de grupo. Experimentación en casa Prácticas laboratorio	1	A, B, D: 22 de octubre C: 21 de octubre
29. Aplique el concepto de presión osmótica.	Presión osmótica.		1	A, B, D: 27 de octubre C: 24 de octubre
30. Indique la importancia del factor de van't Hoff. 31. Aplique los conceptos aprendidos para la resolución de problemas.	Factor de Van't Hoff. Propiedades coligativas de los electrolitos.		1	A, B, D: 28 de octubre C: 27 de octubre
32. Aplique el término equilibrio químico en las reacciones reversibles. 33. Relacione el concepto de reacción reversible con el del equilibrio. 34. Aplique la constante de equilibrio en la resolución de problemas. 35. Identifique el Principio de Le Chatelier. 36. Prediga el efecto de la temperatura y la concentración sobre el equilibrio de una reacción y de la constante de equilibrio.	Reacciones reversibles y el equilibrio químico. Constante de equilibrio y dirección de la reacción. Equilibrio homogéneo y heterogéneo. Principio de Le Chatelier Cálculos de las concentraciones de equilibrio y determinar K a partir de cálculos experimentales. Resolución de problemas de la unidad "Disoluciones"		2 1 1 1 3	A, B, D: 29, 30 octubre C: 28, 30 de octubre 3 de noviembre 4 de noviembre C: 4 de noviembre A, B, D: 5 de noviembre C: 6 de noviembre A, B, D: 6, 10, 11 de noviembre C: 7, 10, 11 de noviembre

### VIII. PROGRAMACION ESPECÍFICA DEL LABORATORIO

<b>PRACTICA No.</b>	<b>NOMBRE DE LA PRACTICA</b>	<b>FECHA</b>
Tercer nivel edificio T-10 10:30 – 12:30 hrs	ASIGNACION DE LABORATORIO	MARTES 15 JULIO: Secciones B y D MIÉRCOLES 16 JULIO: Secciones A y C
0	INSTRUCCIONES GENERALES DE LABORATORIO	28 – 31 JULIO
1	EL CALOR COMO ENERGIA	4 – 7 AGOSTO
2	REACCIONES QUIMICAS II	11 – 14 AGOSTO
3	EL ESTADO GASEOSO	18 – 21 AGOSTO
4	SEMANA ECOLOGICA	25 – 28 AGOSTO
5	ESTADO LÍQUIDO	1 – 4 SEPTIEMBRE
6	ESTADO SÓLIDO	8 – 11 SEPTIEMBRE
7	OXIDOREDUCCION I	22 – 25 SEPTIEMBRE
8	OXIDOREDUCCION II	29 SEPTIEMBRE – 2 OCTUBRE
9	SOLUBILIDAD E INSOLUBILIDAD	6 – 9 OCTUBRE
10	PREPARACION DE SOLUCIONES	13 – 16 OCTUBRE
11	VALORACION DE SOLUCIONES	21 – 23 OCTUBRE Sección "A" repone el 27 octubre

**IX. EVALUACION**

	<u><b>Punteo Neto</b></u>
<b>9.1. <u>Evaluación Escrita:</u></b>	
1er. Examen parcial.....	14 puntos
2do. Examen parcial.....	15 puntos
3er. Examen parcial.....	17 puntos
Examen Final.....	30 puntos
<b>9.2. <u>Evaluación basada en la resolución de problemas:</u></b>	
• Ejercicios en clase, tareas y hojas de trabajo.....	3 puntos
<b>9.3. <u>Evaluación Práctica:</u></b>	
10 prácticas de laboratorio.....	15 puntos
<b>9.4. <u>Evaluación basada en desarrollo de proyectos:</u></b>	
• Semana Ecológica. Investigación bibliográfica, exhibición, actividad de extensión..	4 puntos
• Dinámica de grupo: Investigación bibliográfica, estudio dirigido, resolución de problemas.....	2 puntos
<b>9.5. <u>Organización de zona y punteos específicos:</u></b>	
ZONA	70 PUNTOS
EXAMEN FINAL	<u>30 PUNTOS</u>
TOTAL	100 PUNTOS

**NOTA IMPORTANTE:**

La zona mínima del curso para examen final es 31 puntos. Los exámenes parciales y final se efectuarán **UNICAMENTE** en las fechas programadas, por lo tanto, no se dará ningún examen de reposición. Las tareas deben ser entregadas en clase únicamente en la fecha estipulada por el catedrático del curso.

## X. RECURSOS DIDACTICOS

- 10.1. Internet página Departamento de Química General [www.dqgusac.wordpress.com](http://www.dqgusac.wordpress.com)
- 10.2. Tabla periódica
- 10.3. Pizarrón y marcadores
- 10.4. Proyector digital y presentación con diapositivas
- 10.5. Hojas de trabajo
- 10.6. Ejercicios con problemas
- 10.7. Guías de estudio
- 10.8. Modelos moleculares
- 10.9. Carteles
- 10.10. Trabajo de campo
- 10.11. Exposiciones
- 10.12. Demostraciones experimentales
- 10.13. Prácticas de laboratorio
- 10.14. Trabajos de grupos
- 10.15. Asistencia tutorial (9:00 .- 12:00 horas, diariamente en el 3er. nivel, Edificio T.10, Departamento de Química General)

## XI. BIBLIOGRAFIA:

### TEXTOS

- 11.1. Chang R. Química. 11ª. edición . McGraw-Hill. México. 2013.

### LIBROS DE CONSULTA:

- 11.2. Brown T. Química La Ciencia Central. 9ª. Edición . Prentice Hall. México, 1998.
- 11.3. Rosenberg J. Química General. 7ª. Edición. Serie Shaum. McGraw-Hill. México. 1991.
- 11.4. Kotz, J., Treichel, P. Química y Reactividad Química. 5ª. Ed. Thomson. México. 2003.
- 11.5. Chang R. Química. 10ª. edición. McGraw-Hill. México. 2010.
- 11.6. Mortimer CE. Química. Iberoamericana. México. 1984.
- 11.7. Masterton WI. Slowinski EJ, Stanitski CL. Química General Superior. Interamericana. McGraw-Hill. España. 1987.
- 11.8. Redmore FH. Fundamentos de Química. Prentice Hall International. Colombia. 1981.
- 11.9. Garzón G. Fundamentos de Química General. McGraw-Hill. Colombia. 1980.

SC/RMCL/OM/EO/vgg

Ref. 011.2014

8.07.2014