



Universidad de San Carlos de Guatemala  
 Facultad de Ciencias Químicas y Farmacia  
 Escuela de Química  
 Departamento de Química General



## PROGRAMA DE QUIMICA GENERAL I

### I. INFORMACION GENERAL

- |                                |  |                             |
|--------------------------------|--|-----------------------------|
| 1.1. Nombre:                   | QUIMICA GENERAL I  |                             |
| 1.2. Código:                   | 010123   |                             |
| 1.3. Créditos:                 | 5  |                             |
| 1.4. Carreras a las que sirve: | Química, Química Biológica, Química Farmacéutica, Biología y Nutrición                 |                             |
| 1.5. Docentes:                 | Licda. Silvia Coto de Orozco (Jefa de Departamento)                                    | Sección C                   |
|                                | Licda. Rosa María Cordón López   | Sección B y D               |
|                                | Licda. Esmeralda Orantes Morales   | Sección A                   |
|                                | Lic. Oswaldo Efraín Martínez Rojas   | Coordinador de Laboratorios |
|                                | Eduardo René Mendoza Castellanos   |                             |
| 1.6. Auxiliares de Cátedra:    | Josué David Sánchez Pinillos   |                             |
|                                | Julio Alberto Ramos Paz  |                             |
|                                | Francisco Javier García Mejía  |                             |
|                                |  |                             |
| 1.7. Ciclo:                    | Primero  |                             |
| 1.8. Fecha:                    | Inicio del curso: 3 febrero 2014. término del curso: 16 mayo 2014                      |                             |
| 1.9. Duración:                 | Un semestre  |                             |
| 1.10. 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               |                             |
| 1.11. Docencia directa:        | 4 períodos semanales de teoría y 2 períodos semanales de laboratorio                   |                             |
| 1.12. Nivel:                   | Área común   |                             |
| 1.13. Lugar:                   | Segundo nivel del edificio S-12 y tercer nivel del edificio T-10                       |                             |
| 1.14. Requisito:               | Ninguno  |                             |

## II. DESCRIPCION DEL CURSO:

El curso de Química General I 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 la estructura, propiedades y cambios de la materia. 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 I comprende 3 unidades: Materia, Naturaleza Eléctrica, Clasificaciones, Sistema Periódico; Enlace Químico y Estequiometría. Las unidades tienen la siguiente distribución:

UNIDAD	No. DE CLASES	%
MATERIA, NATURALEZA ELECTRICA, CLASIFICACIONES, SISTEMA PERIODICO	12	27
ENLACE QUÍMICO	15	33
ESTEQUIOMETRIA	18	40

## III. OBJETIVOS

### 3.1. **Objetivo General:**

Que el estudiante conozca, comprenda y aplique los conceptos fundamentales de la química: materia, naturaleza eléctrica, clasificaciones y sistema periódico, enlace químico, nomenclatura y estequiometría.

### 3.2. **Objetivos Específicos:**

#### 3.2.1. **Nivel Cognoscitivo:**

3.2.1.1. 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.

3.2.1.2. Defina los conceptos generales de materia, enlace químico y estequiometría.

3.2.1.3. Deduzca la importancia de tener una visión química de los objetos que nos rodean.

3.2.1.4. Aplique los conocimientos adquiridos durante el curso en la resolución de los problemas en su vida diaria.

#### 3.2.2. **Nivel Psicomotriz:**

3.2.2.1. Maneje el equipo y las sustancias del laboratorio de una forma adecuada.

3.2.2.2. Arme diferentes equipos de laboratorio con el material disponible.

3.2.2.3. Ejecute las prácticas establecidas en el Manual de Laboratorio de Química General I.

3.2.2.4. Elija procedimientos alternos, cuando exista limitación de equipo.

#### 3.2.3. **Nivel Afectivo:**

3.2.3.1. Voluntariamente coopera con las diferentes actividades del curso.

3.2.3.2. Voluntariamente informe las observaciones, resultados y conclusiones de las prácticas de laboratorio realizadas.

3.2.3.3. Voluntariamente estudie a profundidad los conceptos teóricos y prácticos desarrollados durante el curso

## IV. CONTENIDOS PROGRAMATICOS POR UNIDADES

### 1. **Materia, Naturaleza Eléctrica, Clasificaciones y Sistema Periódico.**

1.1. Materia

1.2. Partículas fundamentales del átomo: electrón, protón y neutrón

1.3. El núcleo del átomo

1.4. Número atómico y peso atómico

1.5. Isótopos

1.6. Números cuánticos

- 1.7. Principio de incerteza de Heisenberg y de máxima multiplicidad
- 1.8. Regla de Hund
- 1.9. Ecuación de Schrödinger
- 1.10. Características de la emisión y la absorción
- 1.11. Espectros atómicos
- 1.12. Clasificación de elementos de acuerdo a su configuración electrónica
- 1.13. Propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, iones, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico.
- 1.14. Gases nobles, elementos representativos, elementos de transición y de transición interna.
- 2. Enlace Químico**
  - 2.1. Enlace iónico o electrovalente
  - 2.2. Tipos de iones
  - 2.3. Enlace covalente
  - 2.4. Polaridad de los enlaces
  - 2.5. Estructuras de Lewis
  - 2.6. Formas de resonancia de los iones poliatómicos y moléculas
  - 2.7. Teoría de repulsión del par electrónico del nivel de valencia (RPENV)
  - 2.8. Geometría de las moléculas
  - 2.9. Orbitales híbridos
  - 2.10. Polaridad de las moléculas
  - 2.11. Enlaces pi y sigma
  - 2.12. Fuerzas intermoleculares: Fuerzas de dispersión de London, fuerzas dipolo-dipolo o puente de hidrógeno, enlace metálico
  - 2.13. Números de oxidación
  - 2.14. Nomenclatura de compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios
  - 2.15. Nomenclatura de compuestos de coordinación
  - 2.16. Isomería y estereo-isomería de los compuestos de coordinación
  - 2.17. Quelatos
- 3. Estequiometría**
  - 3.1. Mol
  - 3.2. Número de avogadro
  - 3.3. Peso fórmula y peso molecular
  - 3.4. Fórmulas empíricas
  - 3.5. Fórmulas moleculares
  - 3.6. Reacciones químicas
  - 3.7. Tipos de reacciones: desplazamiento simple, metátesis, neutralización, análisis o descomposición, síntesis y combustión.
  - 3.8. Reglas de solubilidad y electrolitos débiles más comunes
  - 3.9. Series de actividad de metales y halógenos
  - 3.10. Leyes ponderales: Conservación de la masa, proporciones múltiples y proporciones definidas
  - 3.11. Balanceo de ecuaciones por lo métodos de tanteo y algebraico
  - 3.12. Cálculos estequiométricos basados en ecuaciones químicas
  - 3.13. Reactivo limitante
  - 3.14. Porcentaje de rendimiento

## V. 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, desarrollo de proyectos de investigación; incluyendo actividades de extensión y actividades de apoyo a través de blog del Departamento.

## VI. PROGRAMACION ESPECÍFICA DE LA TEORIA

### PRIMERA UNIDAD

#### 6.1. Materia, Naturaleza Eléctrica, Clasificaciones, Sistema Periódico.

OBJETIVO ESPECIFICO	CONTENIDO TEMATICO	METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE	PERIODOS	CALENDARIZACION 2010
Que el estudiante: 1. Identifique claramente el contenido del curso	Presentación del Programa y directrices del curso	Clase magistral	1	3 de febrero
2. Defina que es materia e identifique el átomo, corona atómica y núcleo atómico. 3. Defina las partículas fundamentales del átomo: electrón, protón y neutrón.	Materia. Atomo: corona atómica y núcleo atómico. Partículas fundamentales del átomo: electrón, protón y neutrón.	Clase magistral Hojas de Trabajo y prácticas de laboratorio.	1	4 de febrero
4. Compare los conceptos de número atómico y número másico. 5. Identifique los conceptos de catión y anión.	Número atómico y número de masa. Catión y anión.		1	5 de febrero
6. Describa los isótopos de los elementos. 7. Explique el peso atómico de los elementos.	Isótopos y peso atómico.		1	6 de febrero
8. Defina al electrón en función de su naturaleza dual y el principio de incertidumbre. 9. Defina: Ecuación de Shrödinger, números cuánticos, principio de exclusión de Pauli, principio de edificación de Aufbau principio de máxima multiplicidad de Hund. 10. Describa la función del número cuántico principal y su relación con los otros números cuánticos. 11. Asocie la simbología usada a la resolución de problemas de configuraciones electrónicas de átomos, aniones y cationes.	Naturaleza dual del electrón. Principio de incertidumbre de Heisenberg y de máxima multiplicidad. Ecuación de Shrödinger. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli, Notación o configuración electrónica. Principio de edificación de Aufbau. Principio de máxima multiplicidad de Hund. Sustancias paramagnéticas y diamagnéticas.		3	10, 11 y 12 de febrero
12. Distinga espectros de absorción de espectros de emisión. 13. Resuelva problemas usando longitud de onda, frecuencia y la constante de Planck.	Espectros atómicos: emisión y absorción. Longitud de onda, frecuencia, constante de Planck.		1	13 de febrero

14. Identifique en la tabla periódica los metales, los no metales, los elementos representativos y los de transición.	Ley Periódica. Tabla Periódica. Clasificación de los elementos de acuerdo a su configuración electrónica. Metales, no metales, elementos representativos, de transición, gases nobles. Grupos y Períodos.		3	17, 18 y 20 febrero
15. Identifique los nombres y los símbolos de los elementos con su posición en la tabla periódica.				<u>PRIMER EXAMEN PARCIAL</u>
16. Identifique por medio de gráficas cartesianas los conceptos de las propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad y carácter metálico.	Propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, iones, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico.		1	25 febrero

## SEGUNDA UNIDAD

### 6.2. Enlace Químico

OBJETIVO ESPECIFICO	CONTENIDO TEMATICO	METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE	PERIODOS	CALENDARIZACION
Que el estudiante: 1. Explique el tipo de fuerzas que estabilizan los enlaces iónicos. 2. Prediga sobre la base de la tabla periódica, las fórmulas probables de las sustancias iónicas que se forman entre los metales y los no metales. 3. Distinga los tipos de iones más comunes: $s^2$ , $s^2p^6$ , $s^2d^{10}$ , $d^{10}$ . 4. Indique el tipo de ión monoatómico que puede formar un elemento dado. 5. Seleccione las características de los compuestos iónicos, de una lista dada. 6. Distinga las propiedades físicas de los compuestos iónicos. 7. Explique las fuerzas que estabilizan al enlace covalente. 8. Diferencie las propiedades físicas de los compuestos covalentes. 9. Infiera las propiedades físicas de los compuestos covalentes de red: grafito y diamante. 10. Describa la base de la teoría de Lewis. 11. Prediga la valencia de los elementos no	Enlace Iónico o Electrovalente. Tipos de iones. Enlace covalente, estructuras de Lewis, carga formal.	Clases Magistrales dinamizadas con diapositivas, hojas de trabajo, prácticas de laboratorio y lecturas dirigidas.	3	26, 27 de febrero y 3 de marzo

<p>metálicos, tomando en consideración su posición en la tabla periódica.</p> <p>12. Esquematice la estructura de Lewis para las moléculas y los iones poliatómicos que se describen de manera adecuada.</p> <p>13. Identifique la carga formal de los moléculas y iones poliatómicos.</p>				
<p>14. Describa la forma de resonancia para las moléculas y los iones poliatómicos de manera adecuada por medio de la estructura de Lewis simple.</p> <p>15. Prediga la polaridad relativa de los enlaces utilizando la tabla periódica.</p>	<p>Formas de resonancia de los iones poliatómicos y moléculas.</p> <p>Polaridad de los enlaces.</p> <p>Excepciones a la regla del octeto.</p>		1	4 de marzo
<p>16. Identifique las moléculas o iones poliatómicos que no cumplen la regla del octeto.</p> <p>17. Distinga enlaces pi (<math>\pi</math>) y sigma (<math>\sigma</math>) de una molécula o ión poliatómico a partir de su estructura de Lewis.</p>	<p>Excepciones a la regla del octeto.</p> <p>Enlace pi y sigma.</p>		1	5 de marzo
<p>18. Relacione el número de pares de electrones en la capa de valencia de un átomo en una molécula, con la distribución geométrica alrededor de ese átomo.</p> <p>19. Infiera por qué los pares de electrones no compartidos ejercen una interacción repulsiva mayor si se les compara con los pares de electrones compartidos.</p> <p>20. Prediga la estructura geométrica de una molécula o un ión poliatómico, tomando en cuenta la estructura de Lewis.</p> <p>21. Explique el concepto de hibridación y su relación con la estructura geométrica.</p> <p>22. Asigne una hibridación a los orbitales de valencia de un átomo en una molécula, si se conocen el número y distribución geométrica de los átomos a los que se encuentra unido.</p>	<p>Teoría de repulsión del par electrónico del nivel de valencia (RPENV), geometría de las moléculas, orbitales híbridos.</p>		2	6 y 10 de marzo
<p>23. Prediga si una molécula tiene o no momento dipolar a partir de la forma molecular y las electronegatividades de los átomos.</p>	<p>Polaridad de las moléculas.</p>		1	11 de marzo

<p>24. Diferencie las fuerzas intermoleculares existentes en compuestos covalentes sólidos y líquidos.</p> <p>25. Compare el enlace o puente de hidrógeno con otras fuerzas intermoleculares.</p> <p>26. Deduzca las características de los metales a partir del modelo del enlace metálico.</p> <p>27. Defina enlace de red</p>	<p>Fuerzas intermoleculares: Fuerzas de dispersión de London, Fuerzas dipolo-dipolo, Enlace o puente de Hidrógeno. Enlace metálico. Enlace de red.</p>		2	13 y 18 de marzo
<p>28. Asigne números de oxidación a los elementos de un compuesto o ión poliatómico.</p> <p>29. Nombre compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios, dadas las fórmulas químicas correspondientes.</p> <p>30. Escriba la fórmula química de compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios, dados los nombres correspondientes.</p>	<p>Números de oxidación. Nomenclatura de compuestos inorgánicos binarios, ternarios y cuaternarios.</p>		2	19 y 20 marzo  <i><u>SEGUNDO EXAMEN PARCIAL</u></i>
<p>31. Nombre correctamente los compuestos de coordinación, dada su fórmula respectiva.</p> <p>32. Escriba correctamente la fórmula de compuestos de coordinación dado el nombre respectivo.</p> <p>33. Reconozca los isómeros cis-trans.</p> <p>34. Distinga los quelatos de una serie de Compuestos de coordinación dado.</p>	<p>Nomenclatura de compuestos de coordinación, isomería, y estereo-isomería, quelatos.</p>		3	24, 25 y 26 de marzo  Examen corto de nomenclatura 27 de marzo

### **TERCERA UNIDAD**

#### 6.3. **Estequiometría**

<b>OBJETIVO ESPECIFICO</b>	<b>CONTENIDO TEMATICO</b>	<b>METODOLOGIA: ACTIVIDADES ENSEÑANZA- APRENDIZAJE</b>	<b>PERIODOS</b>	<b>CALENDARIZACION</b>
<p>Que el estudiante:</p> <p>1. Aplique los términos de mol, número de avogadro, peso atómico, peso fórmula y peso molecular en la resolución de problemas.</p> <p>2. Explique el concepto de mol y milimol en términos del número de partículas que los constituyen.</p>	<p>Mol, número de avogadro, peso fórmula, peso molecular.</p>	<p>Clases magistrales, Hojas de Trabajo, Problemas del libro de texto. Diapositivas. Prácticas de laboratorio.</p>	2	31 de marzo y 1 de abril

<p>3. Calcule el peso fórmula y peso molecular de los diferentes compuestos químicos.</p> <p>4. Relacione el concepto de peso fórmula, peso molecular y peso atómico con el de mol.</p>				
<p>5. Aplique el término de composición centesimal en la resolución de problemas.</p> <p>6. Calcule la composición centesimal de un compuesto químico.</p> <p>7. Interprete la composición centesimal de un compuesto químico.</p>	Composición porcentual o centesimal.		1	2 de abril
<p>8. Emplee el concepto de fórmula empírica y Fórmula molecular en la resolución de problemas.</p> <p>9. Determine la fórmula empírica y molecular a partir de datos experimentales.</p> <p>10. Determine la fórmula empírica dada la fórmula molecular de un compuesto.</p> <p>11. Establezca las relaciones existentes entre la fórmula empírica de un compuesto y los elementos existentes en término de número de átomos, moles y gramos.</p> <p>12. Determinar el porcentaje de composición dada la fórmula empírica.</p> <p>13. Calcular la fórmula molecular dada la fórmula empírica y el peso molecular.</p>	Fórmula empírica y fórmula molecular.		2	3 y 21 de abril
<p>14. Aplique las reglas de balanceo por tanteo y Método algebraico a las ecuaciones químicas.</p> <p>15. Asocie las leyes ponderales con el balanceo de ecuaciones químicas.</p>	Leyes Ponderales. Balanceo de ecuaciones químicas por el método de tanteo y algebraico		1	22 de abril
<p>16. Identifique los diferentes tipos de reacciones.</p> <p>17. Represente la ecuación química de algunas reacciones.</p> <p>18. Aplique las reglas de solubilidad y de Electrolitos débiles previa memorización de las mismas.</p> <p>19. Prediga los productos de una reacción de desplazamiento simple.</p>	Reglas de solubilidad. Electrolitos débiles más comunes. Reacciones de Síntesis. Reacciones de Análisis. Reacciones de desplazamiento simple y Series de Actividad.		2	24 y 29 de abril  <u>TERCER EXAMEN</u> <u>PARCIAL</u>



20. Defina ecuación química, ecuación molecular y ecuación iónica neta.	Reacciones de Metátesis. Ecuación Iónica Neta. Reacciones de Neutralización. Reacciones de Combustión.		2	30 de abril y 5 de mayo			
21. Prediga los productos de una reacción de metátesis.							
22. Diseñe ecuaciones iónicas netas, dada una ecuación molecular.							
23. Resuelva problemas en base a ecuaciones Químicas balanceadas.					Cálculos basados en ecuaciones químicas.	3	6 y 7 de mayo
24. Determine el reactivo limitante de una reacción.					Reactivo Limitante.	2	8 de mayo
25. Aplique el concepto de reactivo limitante para la resolución de problemas.							
26. Calcule el porcentaje de rendimiento de una reacción química a partir del rendimiento teórico y práctico.	Porcentaje de rendimiento. Rendimiento teórico. Rendimiento práctico.		3	12 y 13 de mayo			
27. Deducir la importancia de la estequiometría en su carrera y vida profesional.							

## VII. PROGRAMACION ESPECÍFICA DEL LABORATORIO

PRACTICA No.	NOMBRE DE LA PRACTICA	FECHA
	<b>ASIGNACION DE LABORATORIO:</b> CONSULTAR EN EL BLOG. PRESENTAR HOJA IMPRESA EN FECHAS SEGÚN SECCION EN EL TERCER NIVEL DEL EDIFICIO T-10 DE 10:30 A 12:30 HORAS.	4 DE FEBRERO SECCIONES A Y C 5 DE FEBRERO SECCIONES B Y D
	GENERALIDADES Y NORMAS DE LABORATORIO	10 – 13 DE FEBRERO
1	EL LABORATORIO DE QUIMICA	17 – 20 DE FEBRERO
2	LENGUAJE QUÍMICO I	24 - 27 DE FEBRERO
3	LENGUAJE QUIMICO II	3 – 6 DE MARZO
4	BALANZA E INSTRUMENTAL VOLUMÉTRICO. MASA, PESO Y VOLUMEN	10 – 13 DE MARZO
5	GEOMETRA MOLECULAR	17 – 20 DE MARZO
6	OPERACIONES FUNDAMENTALES	24 - 27 DE MARZO
7	DENSIDAD Y USO DEL TERMÓMETRO	31 DE MARZO AL 3 DE ABRIL
8	ENLACE QUÍMICO. PROPIEDADES QUE GENERA	7 – 10 DE ABRIL
9	REACCIONES QUÍMICAS I	21 – 24 DE ABRIL
10	ESTEQUIOMETRÍA EN LAS REACCIONES	28 – 30 DE ABRIL (el 1 de mayo no hay laboratorio, sección D repone el 8 de mayo)

## VIII. EVALUACION

	<b><u>Punteo Neto</u></b>
<b>8.1. <u>Evaluación Escrita:</u></b>	
1er. Examen parcial	14 puntos
2do. Examen parcial	14 puntos
3er. Examen parcial	16 puntos
Examen de nomenclatura	4 puntos
Examen Final	30 puntos
<b>8.2. <u>Evaluación basada en la resolución de problemas:</u></b>	
Ejercicios en clase, tareas y hojas de trabajo	3 puntos
<b>8.3. <u>Evaluación Práctica:</u></b>	
10 prácticas de laboratorio	15 puntos
<b>8.4. <u>Evaluación basada en desarrollo de proyectos:</u></b>	
Investigación bibliográfica, exhibición, actividad de extensión	<u>4 puntos</u>
<b>TOTAL</b>	<b>100 puntos</b>
<b>8.5. <u>Organización de zona y punteos específicos:</u></b>	
ZONA	70 PUNTOS
EXAMEN FINAL	<u>30 PUNTOS</u>
TOTAL	100 PUNTOS

### **NOTA IMPORTANTE:**

La nota de promoción es **61 puntos**. 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 y trabajos deben ser entregados en clase, únicamente en la fecha estipulada por el catedrático del curso. El tipo de prueba a usar en los exámenes será de selección múltiple y test de ensayo. Cuando sea de selección múltiple, se aplicará factor de corrección. La asistencia mínima al curso es de 80% para tener derecho a examen final.

**IX. RECURSOS DIDACTICOS**

- 9.1. Blog: [www.dqgusac.wordpress.com](http://www.dqgusac.wordpress.com)
- 9.2. Tabla Periódica
- 9.3. Pizarrón y marcadores
- 9.4. Diapositivas y proyector digital
- 9.5. Hojas de trabajo
- 9.6. Ejercicios con problemas
- 9.7. Guías de estudio
- 9.8. Modelos moleculares
- 9.9. Carteles
- 9.10. Trabajo de campo
- 9.11. Exposiciones
- 9.12. Demostraciones experimentales
- 9.13. Disco compacto interactivo
- 9.14. Prácticas de laboratorio
- 9.15. Trabajos de grupo
- 9.16. Asistencia tutorial (9:00 - 13:00 horas de lunes a jueves en el 3er. nivel, Edificio T.10, Departamento de Química General)

**X. BIBLIOGRAFIA:****TEXTOS**

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

**LIBROS DE CONSULTA:**

- 10.2. Chang R. Química. 9ªy 10ª edición. McGraw-Hill. México. 2010
- 10.3. Brown T. Química La Ciencia Central. 9ª. Edición . Prentice Hall. México, 1998.
- 10.4. Rosenberg J. Química General. 7ª. Edición. Serie Shaum. McGraw-Hill. México. 1991.
- 10.5. Kotz, J., Treichel, P. Química y Reactividad Química. 5ª. Ed. Thomson. México. 2003.
- 10.6. Mortimer CE. Química. Iberoamericana. México. 1984.
- 10.7. Masterton WI, Slowinski EJ, Stanitski CL. Química General Superior. Interamericana. McGraw-Hill. España. 1987.
- 10.8. Redmore FH. Fundamentos de Química. Prentice Hall International. Colombia. 1981.
- 10.9. Garzón G. Fundamentos de Química General. McGraw-Hill. Colombia. 1980.

SC/RMCL//OEMR/EOM/vgg

Ref. 001.2014

21.01.2014