

PROGRAMA DE LA ASIGNATURA		
1. Nombre de la actividad curricular Química General I		
2. Nombre de la actividad curricular en inglés General Chemistry I		
3. Unidad Académica: <i>(Escuela u organismo de la unidad académica que lo desarrolla)</i> Profesor Coordinador: Laura Tamayo Villarroel Profesores Colaboradores: Nicolás Lezana		
4. Ámbito <i>de Difusión y Divulgación Científica</i> Nivel: <i>Primer semestre</i> Carácter: <i>Obligatorio</i> Modalidad: <i>Presencial</i> Requisitos: <i>No Aplica</i>		
4. Horas de trabajo	Presencial (directas)	No presencial (indirectas)
Coordinador:	7,5	4
Colaboradores:	5,5	3
5. Tipo de créditos SCT	3 horas de teoría y 6 de laboratorio	3 horas de estudio personal
5. Número de créditos SCT – Chile 8		
6. Requisitos	N.A	
7. Propósito general del curso	Aplicar el método científico a la resolución de problemas de origen Químico, utilizando los modelos atómicos y moleculares que, sobre bases experimentales, describen la materia desde su estructura electrónica y molecular. A través de trabajos prácticos, los estudiantes	

	<p>contrastan los resultados experimentales con los modelos discutidos en clases.</p>
<p>8. Competencias a las que contribuye el curso</p>	<p>CDDC1: Generar oportunidades de comunicación científica orientadas tanto a especialistas como a público en general.</p> <p>CDDC2: Transmitir el conocimiento disciplinario a través de herramientas que faciliten la interacción con el público receptor.</p>
<p>9. Subcompetencias</p>	<p>SCDDC1.1 Identificar instrumentos idóneos para transmitir el conocimiento al público objetivo.</p> <p>SCDDC1.2 Evaluar diversos instrumentos de comunicación para presentar la información al público objetivo</p> <p>SCDDC2.1. Organizar la información disciplinaria pertinente al público objetivo</p> <p>SCDDC2.2 Aplicar las metodologías adecuadas de comunicación para el público objetivo</p>
<p>10. Resultados de Aprendizaje</p> <ul style="list-style-type: none"> • Comprender los conceptos teóricos-fundamentales de la química a nivel micro- y macroscópico para entender procesos químicos relacionado a la materia y la energía. • Utilizar los modelos que describen las características de su estructura electrónica y molecular para entender el comportamiento de la materia. • Comprender las relaciones estequiometrias y los factores que gobiernan la unión química para resolver de manera racional las transformaciones presentes en las ecuaciones químicas. • Integrar los conocimientos teóricos-fundamentales en la resolución de problemas experimentales asociados a las transformaciones químicas a nivel macroscópico. 	
<p>11. Saberes / contenidos</p> <p>UNIDAD 1. INTRODUCCIÓN</p> <p>1.1 La química en las actividades y creaciones humanas. El método en las ciencias.</p> <p>1.2 Medición y cifras significativas. Sistemas de unidades, factores de conversión.</p> <p>1.3 Propiedades y clasificación de la materia: átomos, moléculas, iones, elementos, compuestos, mezclas. Separación de mezclas.</p> <p>1.4 La reacción química. Ley de la conservación de la masa. Ley de la composición definida.</p> <p>1.5 Teoría atómica de Dalton. Ley de Dalton. Ley de las proporciones múltiples. Masas atómicas.</p>	

UNIDAD 2. ESTRUCTURA ATÓMICA

- 2.1 Naturaleza eléctrica de la materia. Bases empíricas. Contribuciones de Faraday, Thomson, Millikan, Becquerel, Rutherford.
- 2.2 Carga y masa del electrón y de partículas positivas. Emisión radioactiva.
- 2.3 El modelo atómico nuclear. El neutrón. Número atómico, masa atómica.
- 2.4 Radiación electromagnética y sus propiedades. Ecuación de Planck. Espectros atómicos.
- 2.5 El espectro del átomo de hidrógeno y el modelo atómico de Bohr.
- 2.6 El modelo mecano cuántico. Hipótesis de De Broglie. El principio de Incertidumbre de Heisenberg. Funciones de onda y orbitales atómicos. Los números cuánticos y su significado físico.

UNIDAD 3. CONFIGURACIONES ELECTRÓNICAS Y PERIODICIDAD QUÍMICA

- 3.1 El espín electrónico y el principio de exclusión de Pauli.
- 3.2 El principio de constitución para átomos polieletrónicos. Diagramas de niveles de energía. Regla de Hund. Paramagnetismo.
- 3.3 Clasificación periódica de los elementos y sus fundamentos empíricos.
- 3.4 Periodicidad de las configuraciones electrónicas. Períodos y grupos de elementos.
- 3.5 Tabla periódica y clasificación de los elementos: metales, no metales, gas inerte, representativos, de transición interna.
- 3.6 Propiedades periódicas. Tamaño de los átomos e iones. Energías de ionización, electroafinidad.

UNIDAD 4. NOMENCLATURA Y ESTEQUIOMETRÍA

- 4.1 Nomenclatura de los compuestos químicos comunes(inorgánicos). Fórmulas de compuestos binarios oxigenados, hidrogenados y halogenados
- 4.2 Símbolos, fórmulas y ecuaciones químicas. 4.3 El concepto de mol. El número de Avogadro. Masas moleculares.
- 4.4 Composición porcentual. Análisis elemental.
- 4.5 Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
- 4.6 Cálculos basados en las ecuaciones químicas. Reactivo limitante, rendimientos.
- 4.7Cálculos para reacciones en solución. Concentración molar. Dilución. Estequiometría de reacciones en solución.
- 4.8Cálculos para reacciones en solución. Concentración molar. Dilución. Estequiometría de reacciones en solución.
- 4.9 Nomenclatura de compuestos químicos comunes orgánicos. Grupos funcionales

UNIDAD 5. EL ENLACE QUÍMICO

- 5.1 El enlace iónico. Aspectos energéticos en la formación de enlaces iónicos. Ciclo de Born Haber.
- 5.2 Iones monoatómicos de elementos representativos y de transición. Iones poliatómicos.
- 5.3 Red cristalina y radios iónicos. Tipos de red.
- 5.4 El enlace covalente. Fórmulas electrónicas de Lewis. Regla del octeto. Enlaces múltiples.
- 5.5 Polaridad del enlace covalente. Electronegatividades. Momento dipolar.
- 5.6 Regla para escribir las fórmulas de Lewis. Excepciones a la regla del octeto. Enlace deslocalizado. Resonancia.
- 5.7 Longitudes de enlace, orden de enlace y energías de enlace. Espectro vibracional y su interpretación.
- 5.8 Número de oxidación y su asignación. Carga formal.

UNIDAD 6. ESTRUCTURA MOLECULAR

6.1 Formas de las moléculas. Ángulo de enlace.

6.2 Modelo de repulsión de pares de electrones de valencia. Estereoquímica y momentos dipolares.

6.3 Teoría del enlace valencial. Orbitales híbridos. Descripción de los enlaces múltiples.

6.4 Teoría de los orbitales moleculares. Paramagnetismo del oxígeno. Orbitales enlazantes y antienlazantes. Orden de enlace. Configuraciones electrónicas de moléculas diatómicas.

12. Metodología

La docencia se desarrollará a través de las siguientes actividades: 26 clases teóricas, 14 clases de ayudantía y 6 actividades de laboratorio.

Las clases teóricas consistirán en la exposición de los contenidos de 6 Unidades desde un punto de vista conceptual y aplicado basado en la resolución de problemas.

Las clases de ayudantía permitirán que el estudiante desarrolle ejercicios aplicando los conceptos aprendidos y a través del pensamiento lógico matemático.

Las actividades de laboratorio se llevarán a cabo de forma presencial desarrollando 6 actividades prácticas donde los estudiantes integrarán los conceptos aprendidos a través de la observación y realización de experiencias.

13. Evaluación

Pruebas Parciales de Cátedra

La cátedra será evaluada mediante tres pruebas parciales cuyo promedio corresponderá al 60% de la nota de presentación del curso. Las pruebas serán de desarrollo y/o alternativas enfocadas principalmente en la resolución de problemas propios de los contenidos y que aseguren la comprensión de los saberes básicos de cada uno de ellos.

Estas evaluaciones responden a la obtención de los siguientes resultados de aprendizaje:

- Comprender los conceptos teóricos-fundamentales de la química a nivel micro- y macroscópico para entender procesos químicos relacionado a la materia y la energía.
- Utilizar los modelos que describen las características de su estructura electrónica y molecular para entender el comportamiento de la materia.
- Comprender las relaciones estequiometrias y los factores que gobiernan la unión química para resolver de manera racional las transformaciones presentes en las ecuaciones químicas.

Controles de Ayudantía

La ayudantía será evaluada mediante tres controles parciales cuyo promedio corresponderá al 20% de la nota de presentación del curso. Los controles serán de desarrollo enfocados principalmente en la resolución de problemas propios de algunos contenidos nucleares y que aseguren la comprensión de los saberes básicos de cada uno de ellos.

Estas evaluaciones responden a la obtención de los siguientes resultados de aprendizaje:

- Comprender los conceptos teóricos-fundamentales de la química a nivel micro- y macroscópico para entender procesos químicos relacionado a la materia y la energía.
- Utilizar los modelos que describen las características de su estructura electrónica y molecular para entender el comportamiento de la materia.
- Comprender las relaciones estequiometrias y los factores que gobiernan la unión química para resolver de manera racional las transformaciones presentes en las ecuaciones químicas.

Trabajos de Laboratorio

Los laboratorios se evaluarán a través de informes, controles de entrada o reportes, cuyo promedio corresponde al 20% de la nota de presentación del curso. Los trabajos tendrán por objetivo evaluar la capacidad del estudiante de integrar los conocimientos teóricos-fundamentales a la aplicación experimental a nivel macroscópico.

Estas evaluaciones responden a la obtención de los siguientes resultados de aprendizaje:

- Integrar los conocimientos teóricos-fundamentales en la resolución de problemas experimentales asociados a las transformaciones químicas a nivel macroscópico.

El Promedio de la Cátedra (PC) corresponderá al promedio de 3 pruebas parciales. El Promedio de la Ayudantía (PA) corresponderá al promedio de 3 controles parciales.

El Promedio Ponderado (PP) de la asignatura será igual a: **60%** del Promedio de Cátedra (PC) + **20 %** del Promedio de Ayudantía (PA) + **20 %** del Promedio de Laboratorio (PL).

14. Requisitos de aprobación

Los estudiantes con **Promedio Ponderado (PP)** superior a 3,4 e inferior a 5,0 tendrán que rendir una **Prueba Global**, este **es obligatorio** y comprenderá toda la materia tratada en el semestre. Los estudiantes con Promedio Ponderado igual o superior a 5,0 podrán eximirse y su **Nota Final** será su Promedio Ponderado.

La **Nota Final** para los que rindan el **Prueba Global** es igual a: **60 %** del **PP** + **40 %** del **Control Global**.

Para la aprobar la asignatura, se requiere que la **Nota Final** sea **igual o superior a 4,0**.

Toda inasistencia a alguna evaluación debe ser justificada a través de secretaría de estudios y avisadas oportunamente al equipo docente mediante correo de U-cursos.

Durante el semestre sólo podrán justificar la inasistencia a una prueba de cátedra, un control de ayudantía y un laboratorio, en caso de superar este máximo de inasistencias, la evaluación será considerada con la nota mínima.

La instancia de recuperación de pruebas en caso de inasistencia justificada será el día miércoles 12 de julio en horario de cátedra, por lo tanto, cualquier inasistencia debe ser regularizada una semana antes de esta fecha.

15. Palabras Clave

Teoría atómica; materia; reacción química; enlace químico.

16. Bibliografía Obligatoria (no más de 5 textos)

1. T.L. Brown, H.E. Le May, B. Bursten, "Química, La Ciencia Central", Pearson Edu.(2004).
2. R. Chang. "Química". 9na Ed. Española, McGraw-Hill (2007)
3. M. Silberberg, "Química General", McGraw-Hill (2002)

15. Bibliografía Complementaria

Moore, J., et al. El Mundo de la Química. Conceptos y aplicaciones. Ed. Mexico, Editorial Pearson Education, 2000.

16. Recursos web

La bibliografía se encuentra disponible en la biblioteca virtual en el siguiente link:
<http://bibliografias.uchile.cl.uchile.idm.oclc.org/index.php/sisib/catalog/bus>