

### PROGRAMA DE CURSO

Nombre de la actividad curricular		Unidad Académica	CÓDIGO
Química General II		Dep.	
Nombre de la actividad curricular en inglés			
General Chemistry II			
SCT	Horas de trabajo presencial	Horas de trabajo no presencial	
5	5	2,5	
PROPÓSITO GENERAL DEL CURSO			
<p>En este curso, los estudiantes abordarán <b>las propiedades de las reacciones químicas y los parámetros básicos que las rigen</b> (equilibrio químico, cinética química y termoquímica).</p> <p>Para ello, los estudiantes tendrán que utilizar los conocimientos, modelos y fórmulas relacionados con la estructura molecular y los conceptos de concentración, adquiridos en el curso de Química General I, ya que se espera que en esta asignatura los estudiantes, logren <b>calcular los parámetros y analizar los valores que rigen el comportamiento de una reacción química, lo que les permitirá anticipar y clasificar los distintos tipos de reacciones posibles.</b></p> <p>Los estudiantes manejarán los conceptos de reacciones ácido-base, equilibrios de solubilidad y procesos de óxido-reducción para ser aplicados a la resolución de problemas.</p> <p>Las metodologías docentes a utilizar serán: clases expositivas, seminarios y ABP (aprendizaje basado en problemas contextualizados), contemplándose la realización de actividades individuales y grupales por parte de los estudiantes, siendo de primordial importancia la asistencia regular al curso durante todo el semestre.</p>			
Competencias a las que contribuye el curso		Sub-competencia	
<p>1.- Interpreta las transformaciones que experimenta la materia desde la racionalidad química</p> <p>2.- Resuelve problemas cualitativos y cuantitativos, aplicando conocimientos de la química.</p> <p>3.- Formula explicaciones basadas en el método científico desde química.</p>		<p>1.1. Identifica la composición y estructura molecular de la materia utilizando modelos teóricos fundamentales de la Química.</p> <p>1.2. Analiza las reacciones químicas y su relación con la energía desde modelos teóricos fundamentales de la química.</p> <p>1.3. Predice las transformaciones de la materia utilizando modelos teóricos fundamentales de la química.</p> <p>2.1 Identifica y contextualiza problemas afines a la química.</p> <p>2.3 Interpreta datos, medidas y observaciones, evaluando su significancia y relacionándolos con las teorías apropiadas.</p> <p>3.2 Analiza críticamente la información y elabora conclusiones.</p>	

### RESULTADOS DE APRENDIZAJE

Al finalizar el curso el estudiante demostrará que:

1. Utiliza parámetros termoquímicos a fin de inferir el sentido y la extensión de una reacción química.
2. Identifica conceptos básicos de la cinética química, logrando aplicar en el estudio de la velocidad de reacción simple.
3. Determina la ley de velocidad y la variación de las concentraciones en función del tiempo.
4. Determina el efecto de la T° sobre la cinética de una reacción química.
5. Calcula concentraciones de equilibrio químico.
6. Utiliza la tabla de potenciales Redox, con el objeto de calcular el potencial de una reacción.
7. Calcular los parámetros y analizar los valores que determinarán cómo varía una concentración frente a distintas reacciones en interacción con el agua, lo que les permitirá anticipar y clasificar los distintos tipos de reacciones posibles.

Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
1	Termoquímica	3
	<b>Contenidos</b>	<b>Indicadores de desempeño</b>
	4.1 Termoquímica: <ul style="list-style-type: none"> <li>• Conceptos termodinámicos.</li> <li>• Leyes de la termodinámica.</li> </ul>	El estudiante demuestra que: <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Aplica</b> las leyes de la termoquímica a los procesos químicos.</li> <li>• <b>Infiere</b> la dirección y la extensión en que ocurre una reacción química a partir de parámetros termodinámicos.</li> <li>• <b>Calcula</b> la entalpia, la entropía y la energía libre de Gibbs.</li> <li>• <b>Determina</b> la espontaneidad de una reacción.</li> </ul>
		<b>Bibliografía por unidad</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Apuntes del profesor</li> <li>• Silberberg, 2da edición, "Química". Capítulo 20</li> <li>• Raymond Chang "Química", 7ma edición. Capítulo 18.</li> </ul>

Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
2	Cinética Química	2
Contenidos	Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad
3.1 Cinética de reacciones: 3.2 Velocidad de reacción. 3.3 Molecularidad y orden de reacción. Energía de activación y catálisis. Nociones de mecanismos de reacción	El estudiante demuestra que: <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Determina</b> la ley de velocidad de una reacción química a partir de datos cinéticos experimentales.</li> <li>• <b>Calcula</b> los órdenes y la constante cinética de una reacción.</li> <li>• <b>Infiere</b> la ley de velocidad a partir de un mecanismo de reacción</li> <li>• <b>Aplica</b> la ecuación de Arrhenius</li> </ul>	(1) Silberberg "Química" (2) R Chang "Química" (3) Apuntes del profesor

Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
3	Equilibrio Químico	2
Contenidos	Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad
1.1 Equilibrio Químico Concepto de equilibrio. 1.2 Ley de acción de masas y constante de equilibrio. Definición de $K_c$ , $K_p$ y grado de disociación. 1.3 Equilibrios homogéneos en disolución 1.4 Equilibrios heterogéneos 1.5 Factores que condicionan la composición de un sistema en estado de equilibrio. 1.6 Principio de Le Chatelier	El estudiante demuestra que: <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Expresa y calcula</b> la constante de equilibrio de una reacción química.</li> <li>• <b>Calcula</b> las concentraciones de cada especie dada la constante de equilibrio.</li> <li>• <b>Identifica e interpreta</b> los factores que afectan el equilibrio químico.</li> <li>• <b>Utiliza</b> el principio de Le Chatelier para predecir el desplazamiento de una reacción química.</li> </ul>	(1) Silberberg "Química" (2) R Chang "Química" (3) Apuntes del profesor

Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
4	Equilibrio Iónico	8
Contenidos	Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad
<p>2.1. Equilibrio iónico ácido base:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-Producto iónico del agua. Teorías de ácidos y bases. pH de ácidos fuertes y débiles.</li> <li>Neutralización.</li> <li>Hidrólisis. Tampones e indicadores.</li> <li>- Ácidos polipróticos.</li> </ul> <p>2.2 Equilibrio iónico heterogéneo en solución acuosa:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-Producto de solubilidad, precipitación, Solubilidad molar, efecto ión común.</li> <li>Reacciones de precipitación, precipitación selectiva.</li> </ul> <p>2.3. Equilibrio Redox. Elementos de Electroquímica:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>-Semi-celdas, FEM, E°, pilas galvánicas, ecuación de Nernst, Constantes de equilibrio, Energía libre Gibbs y espontaneidad, Celdas de concentración. Electrólisis</li> </ul>	<p>El estudiante demuestra que:</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• <b>Reconoce</b> los equilibrios acido-base presentes en solución.</li> <li>• <b>Interpreta</b> el comportamiento de ácidos y/o bases en solución</li> <li>• <b>Calcula el pH</b>, la constante de equilibrio y la concentración de todas especies en solución.</li> <li>• <b>Construye e interpreta</b> las curvas de titulación acido-base.</li> <li>• <b>Realiza</b> los cálculos para preparar soluciones reguladoras.</li> <li>• <b>Reconoce</b> los equilibrios heterogéneos presentes en solución.</li> <li>• <b>Calcula</b> la concentración de las especies presentes en un equilibrio heterogéneo.</li> <li>• <b>Expresa y calcula</b> el valor de la constante de un equilibrio heterogéneo e interpreta su resultado.</li> <li>• <b>Calcula</b> las condiciones de concentración y pH para realizar una precipitación selectiva.</li> <li>• <b>Identifica</b> las semi-reacciones de reducción y de oxidación y plantea el equilibrio redox.</li> <li>• <b>Utiliza</b> las tablas de potenciales de electrodo para determinar la FEM y calcula constantes de equilibrio.</li> <li>• <b>Calcula</b> la Energía Libre de Gibbs y determina la espontaneidad del proceso redox.</li> <li>• <b>Determina</b> la influencia del pH y concentraciones sobre los procesos redox.</li> <li>• <b>Aplica</b> la ecuación de Nernst a los procesos redox para condiciones no estándar.</li> <li>• <b>Calcula</b> el trabajo electroquímico en celdas de concentración.</li> </ul>	<p>(1)Silberberg "Quimica"</p> <p>(2)R Chang "Quimica"</p> <p>(3)Apuntes del profesor</p>

Metodologías	Requisitos de Aprobación
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Clases expositivas, con participación de los estudiantes.</li> <li>• Desarrollo de ejercicio tipo y análisis guiados por el docente.</li> <li>• Sesiones de seminario (resolución de problemas guiados por docente y ayudantes)</li> </ul>	<p>El 60% de la nota total del curso corresponde a:</p> <p>Prueba A1: 35%</p> <p>Prueba A2: 35%</p> <p>Actividades de seminario: 30%</p> <p>Si el estudiante posee nota igual o superior a 5.0 se podrá eximir del examen.</p> <p>Examen: 40% de la nota total del curso.</p>
<b>Bibliografía Obligatoria</b>	
<p>(1)M.S. Silberberg “Química: La naturaleza molecular del cambio y la materia” Ed. Mc. Graw-Hill, 2da edición, (2002)</p> <p>(2)R. Chang. “Química” Ed. 9º, 7º, 6º, 4º Mc. Graw-Hill.</p> <p>(3) Apuntes del profesor.</p>	

<b>Año de vigencia del programa:</b>	2016
<b>Responsables del programa:</b>	Gerald Zapata, Ana María Atria, José Parada, Pedro Aguirre, Santiago Zolezzi