

Unidad Académica			Tipo de actividad curricular	
Facultad de Ciencias Químicas y Farmacéuticas			Obligatoria	
Semestre	SCT	Horas de trabajo presencial	Horas de trabajo no presencial	
IV	5	4 hrs. de cátedra/ 1,5 seminarios	1,5	
Nombre de la actividad curricular			Requisitos	
Fisicoquímica I			Mecánica/Química Orgánica I Cálculo Diferencial e Integral	
Competencias del Plan Común a las que contribuye el curso			Sub-competencias	
<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>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. a. Plantea la forma de resolver un problema, lo resuelve y emite resultados</p>	
PROPÓSITO GENERAL DEL CURSO				
<p>En este curso, los estudiantes analizarán, a partir de los postulados, leyes y modelos teóricos de la Fisicoquímica y la Termodinámica, los fenómenos de transformación y cambio de la materia, que se manifiestan en hechos cotidianos y experimentales. Finalizado el curso podrán explicar y predecir los efectos sobre los distintos estados de la materia cuando se modifican las condiciones experimentales.</p> <p>Entre las temáticas principales, se incluyen la teoría cinético-molecular, las leyes de los gases y los principios fundamentales que conducen a la formulación de las leyes de la termodinámica (1ra, 2da y 3ra ley) y los modelos que se aplicarán a sistemas reales, a soluciones, al equilibrio de fases y al equilibrio químico.</p> <p>Los estudiantes deberán desarrollar capacidades para: identificar, evaluar y aplicar los postulados, leyes y modelos de la Termodinámica y de la Fisicoquímica, a sistemas macroscópicos simples y de composición variable, de interés para las ciencias químicas, bioquímicas, alimentarias y farmacéuticas.</p> <p>La metodología del curso consistirá en clases expositivas y seminarios de resolución de problemas.</p>				
RESULTADOS DE APRENDIZAJE				
<p>RA1: Analiza con rigurosidad científica los fenómenos de transformación física y química de la materia (sistemas) entre estados de equilibrio, en base a los modelos de la termodinámica, la física y la química, con la finalidad de explicar y predecir los cambios que se manifiestan cuando se modifican las variables de estado.</p> <p>RA2: Evalúa la consistencia y coherencia de los resultados obtenidos mediante el análisis de su validez y da explicaciones cualitativas de éstos, tanto en el desarrollo del proceso de estudio como en la respuesta final, corrigiendo y reformulando en caso de ser necesario.</p>				

RA a que contribuye la Unidad	Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
RA1-RA2	1	GASES	2
Contenidos		Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad
<p>1.1 Gases ideales. Leyes de los gases Ecuación de estado de los gases ideales. Ley de presiones parciales de Dalton.</p> <p>1.2. Teoría cinético-molecular de los gases. Postulados. Energía cinética media. Velocidades medias. Funciones de distribución. Distribución de velocidades y de energía de Maxwell. Presión del gas Principio de equipartición de la energía Colisiones en un gas. Colisiones moleculares. Camino libre medio y tiempo entre colisiones Colisiones contra una pared, Ley de efusión de Graham</p> <p>1.2 Gases reales: desviaciones de la idealidad, interacciones moleculares. Factor de compresibilidad Z. Isotermas de un gas real. Constantes críticas. Interacciones intermoleculares. Ecuación de van der Waals, isotermas. Ley de estados correspondientes. Diagrama de compresibilidad generalizado. Ecuación del Virial</p>		<p>En esta unidad los estudiantes deberán:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Reconocer las ecuaciones de estado, entender y explicar el comportamiento de los gases en la base a estos modelos. 2. Predecir cuantitativamente el comportamiento de los gases en diferentes condiciones de estado y la evolución del sistema frente a cambios en sus variables utilizando el modelo apropiado (ecuaciones de estado y teoría cinético molecular de los gases). 3. Reconocer los parámetros que a nivel microscópico explican las desviaciones de la idealidad. 4. Expresar en forma correcta los resultados, siguiendo una secuencia lógica y ordenada de desarrollo, utilizando ecuaciones y diagramas de estado con rigurosidad y exactitud. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Atkins, P.W., "Fisicoquímica" 3ra Ed. Addison Wesley Iberoamericana (1991). 2. Levine, I.N., "Fisicoquímica" 4^{ed} Ed. McGraw Hill (1996). 3. E. Abuin, E. A. Lissi, M. Páez, M. S. Ureta, Fisicoquímica, 1a Edición Corregida, Editorial Universidad de Santiago, 2009. 4. Castellan, G.W., "Fisicoquímica" 2da Ed. Español. Addison Wesley Iberoamericana (1987). 5. Gladstone, "Termodinámica para químicos". 6. R. Holist, A. PonieWiersky, Thermodynamics for Chemists, Physicists and Engineers, Springer, 2012.

Principio de continuidad de estados Fuerzas intermoleculares.		
--	--	--

RA a que contribuye la Unidad	Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
RA1-RA2	2	TERMODINÁMICA	5
Contenidos		Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad
<p>2.1 Definiciones Termodinámicas Sistema, entorno y universo. Límites Sistemas termodinámicos, tipos de sistemas. propiedades del sistema, cambios de estado y tipos de procesos Equilibrio termodinámico Estado termodinámico. Funciones de estado y de trayectoria.</p> <p>2.2 Ley cero de la termodinámica. Definición de la temperatura. Termómetros de mercurio y de gas.</p> <p>2.3 Primera ley de la termodinámica Conceptos generales sobre el calor, el trabajo y la energía interna. Convenio de Signos Trabajo reversible e irreversible. Trabajo de expansión isotérmico reversible e irreversible. Coeficientes de dilatación térmica y de compresibilidad. Cambios de estado a volumen y a presión constante. Entalpía. Propiedades de la energía interna, dependencia con la temperatura. Experimento de Joule. Propiedades de la entalpía. Entalpía a presión constante. Capacidades caloríficas a presión y volumen constante, dependencia con la temperatura.</p>		<p>Se espera que en esta unidad el estudiante:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Reconozca y relacione las variables de trayectoria y las variables de estado TD. 2. Prediga y evalúe cuantitativamente cambios de estados termodinámicos, funciones de estado y variables de trayectoria aplicando las leyes de la TD. 3. Resuelva problemas y exprese correctamente los resultados haciendo uso de diagramas y ecuaciones, empleando las unidades correspondientes en todo el proceso, siguiendo un orden lógico en su desarrollo 4. Reconozca, clasifique, explique y evalúe calores de reacción estándar y su dependencia con la temperatura. 5. Reconozca distintos tipos de máquinas térmicas y evalúe su eficiencia y efecto en el entorno. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Atkins, P.W., "Fisicoquímica" 3ra Ed. Addison Wesley Iberoamericana (1991). 2. Levine, I.N., "Fisicoquímica" 4^{ed} Ed. McGraw Hill (1996). 3. E. Abuin, E. A. Lissi, M. Páez, M. S. Ureta, Fisicoquímica, 1a Edición Corregida, Editorial Universidad de Santiago, 2009. 4. Castellan, G.W., "Fisicoquímica" 2da Ed. Español. Addison Wesley Iberoamericana (1987). 5. Gladstone, "Termodinámica para químicos". 6. R. Holist, A. Poniewierski, Thermodynamics for Chemists, Physicists and Engineers, Springer, 2012.

<p>Aplicaciones de la 1ª ley de la termodinámica.</p> <p>2.4 Termoquímica Calores de cambio de fase Calores de reacción: Reacciones endo- y exotérmicas, bajo condiciones isotérmicas y adiabáticas. Estado estándar. Reacción de formación y entalpía de formación estándar. Leyes termoquímicas. Efecto de la temperatura en la entalpía de reacción. Ecuación de Kirchhoff. Mediciones calorimétricas de cambios de energía interna y entalpía. Diversos tipos de entalpías. Temperatura de llama y de explosión. Ciclo de Born-Haber Energías de unión química</p> <p>2. 5 Segunda ley de la termodinámica. La entropía Limitaciones de la Primera Ley y reglas empíricas que condujeron a formular el Segundo Principio, procesos reversibles, espontáneos e imposibles Máquinas térmicas. Formulación de Kelvin-Planck y de Clausius sobre máquinas térmicas. Ciclo de Carnot. Eficiencia. Escala termodinámica de temperatura. Definición de entropía. La Entropía como criterio de espontaneidad Relación entre la 1ª y 2ª ley de la termodinámica. La entropía como Función de Estado Entropía en función de temperatura y volumen. Entropía en función de temperatura y presión. Cambios de entropía. Aplicaciones. Procesos reversibles e irreversibles aplicados a diferentes sistemas.</p>	<p>6. Relacione las imposibilidades físicas con la función de estado entropía y los enunciados de la 2da Ley de la TD.</p> <p>7. Reconozca el cambio de entropía de sistemas aislados cómo un criterio de espontaneidad.</p> <p>8. Formule y calcule rigurosamente variación de entropía para cambios de estado en diversas condiciones.</p> <p>9. Reconozca los cambios de entropía, energía libre de Helmholtz, F y Gibbs, G como criterios de espontaneidad y equilibrio y las condiciones en que aplican.</p> <p>10. Formule y calcule rigurosamente la variación de energía libre para reacciones y cambios de estado en diversas condiciones.</p> <p>11. Formule y aplique las ecuaciones TD de estado utilizando las relaciones de Maxwell.</p>	
---	--	--

<p>Entropía y probabilidad. Ecuación de Boltzmann.</p> <p>2.6 Tercera ley de la termodinámica Proposiciones de Nernst-Simon y de Planck. Cálculo de entropía partiendo desde el cero absoluto. Magnitudes de la entropía en sólidos, líquidos y gases. Cambio de entropía en reacciones químicas.</p> <p>2.7 Funciones de energía de Helmholtz y de Gibbs Transformación a temperatura constante. Energía libre de Helmholtz. Transformación a temperatura y presión constantes. Energía libre de Gibbs. Trabajo máximo.</p> <p>Criterios de espontaneidad, de equilibrio y de no-espontaneidad. Ecuaciones fundamentales de la termodinámica. Teorema de reciprocidad de Euler Relaciones de Maxwell. Dependencia de la energía libre con la temperatura. Ecuaciones termodinámicas de estado. Aplicaciones.</p>		
---	--	--

RA a que contribuye la Unidad	Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
RA1-RA2	3	EQUILIBRIO	4
Contenidos		Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad

<p>3.1 Aspectos generales Ecuación fundamental. Potencial químico.</p> <p>3.2 Equilibrio químico Condiciones de equilibrio. Variación de la energía libre en función del avance de la reacción. Equilibrio químico en una mezcla de gases ideales. Ecuación de Van't Hoff. Equilibrio químico en disoluciones. Equilibrio heterogéneo.</p> <p>3.3 Equilibrio de fases Regla de las fases. Relación del potencial químico con la presión y la temperatura. Ecuación de Clapeyron. Diagrama de fases. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Cambios de fase de orden superior.</p>	<p>En esta unidad los estudiantes deberán ser capaces de:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Establecer las condiciones de equilibrio TD utilizando el concepto de potencial químico y expresar la constante de equilibrio en términos de las funciones termodinámicas relacionadas. 2. Expresar y calcular la constante de equilibrio de una reacción química en sistemas homogéneos y heterogéneos en términos de las concentraciones y/o presiones de las especies en equilibrio o calcular éstas conocida la constante de equilibrio y las condiciones iniciales o finales del sistema. 3. Relacionar las diferentes expresiones de constantes de equilibrio (K_p, K_c, K_x, etc.) de una reacción química. 4. Reconocer los factores y parámetros que perturban el equilibrio y predecir el sentido en que evoluciona éste, cuando se modifican las condiciones de equilibrio. 5. Cuantificar el efecto de la temperatura sobre la constante de equilibrio. De su efecto sobre ésta, obtener los parámetros termodinámicos asociados a una reacción particular. 6. Distinguir fases y componentes en un sistema, las ecuaciones que lo describen, los grados de libertad. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Atkins, P.W., "Fisicoquímica" 3ra Ed. Addison Wesley Iberoamericana (1991). 2. Levine, I.N., "Fisicoquímica" 4^{ed} Ed. McGraw Hill (1996). 3. E. Abuin, E. A. Lissi, M. Páez, M. S. Ureta, Fisicoquímica, 1a Edición Corregida, Editorial Universidad de Santiago, 2009. 4. Castellan, G.W., "Fisicoquímica" 2da Ed. Español. Addison Wesley Iberoamericana (1987). 5. Gladstone, "Termodinámica para químicos". 6. R. Holist, A. Poniewiersky, Thermodynamics for Chemists, Physicists and Engineers, Springer, 2012.
---	--	---

	7. Relacionar el potencial químico al equilibrio de fases, expresándolo en diagrama P-T al aplicar las ecuaciones de Clausius y Clausius-Clapeyron, para predecir y evaluar las variables termodinámicas	
--	--	--

RA a que contribuye la Unidad	Número	Nombre de la Unidad	Duración en Semanas
RA1-RA2	4	SOLUCIONES de no electrolitos Y EQUILIBRIO DE FASES EN SISTEMAS MULTICOMPONENTES	4

Contenidos	Indicadores de desempeño	Bibliografía por unidad
<p>4.1 Propiedades molares parciales. Propiedades de mezcla y de exceso. Determinación de cantidades molares parciales.</p> <p>4.2 Soluciones ideales. Equilibrio líquido-vapor en soluciones ideales, Ley de Raoult Funciones termodinámicas de mezcla. Ecuación de Gibbs-Duhem.</p> <p>4.3 Soluciones diluídas Ley de Henry Termodinámica de soluciones diluidas Propiedades coligativas Disminución de la presión de vapor. Descenso crioscópico. Aumento de la temperatura de ebullición. Presión osmótica.</p> <p>4.4. Soluciones reales, Actividad y coeficientes de actividad. Funciones de exceso. Determinación de actividad y coeficientes de actividad.</p> <p>4.5 Equilibrio en sistemas de dos componentes Diagrama de fases Equilibrio líquido-vapor Regla de la palanca. Diagrama temperatura-composición. Mezclas no-ideales. Mezclas azeotrópicas.</p> <p>4.6 Equilibrio entre fases condensadas Equilibrio líquido-líquido. Miscibilidad parcial.</p>	<p>Los estudiantes en esta unidad deberán:</p> <p>Definir y calcular propiedades de cada componente y de la mezcla.</p> <p>Analizar y predecir el comportamiento de diferentes tipos de soluciones utilizando descriptores adecuados, considerando interacciones intermoleculares.</p> <p>Analizar y predecir la influencia de desviaciones del comportamiento ideal sobre el equilibrio líquido-vapor en términos de la actividad.</p> <p>Construir, interpretar y analizar los diagramas de composición de fases.</p> <p>Reconocer y describir equilibrios de fase líquido-vapor, líquido-líquido, sólido-líquido y sólido-sólido en términos de puntos, líneas y zonas críticas.</p>	<ol style="list-style-type: none"> Atkins, P.W., "Fisicoquímica" 3ra Ed. Addison Wesley Iberoamericana (1991). Levine, I.N., "Fisicoquímica" 4^{ed} Ed. McGraw Hill (1996). E. Abuin, E. A. Lissi, M. Páez, M. S. Ureta, Fisicoquímica, 1a Edición Corregida, Editorial Universidad de Santiago, 2009. Castellan, G.W., "Fisicoquímica" 2da Ed. Español. Addison Wesley Iberoamericana (1987). Gladstone, "Termodinámica para químicos". R. Holist, A. Poniewiersky, Thermodynamics for Chemists, Physicists and Engineers, Springer, 2012.

Equilibrio sólido-líquido. Disoluciones sólidas. Diagrama eutéctico simple. Solubilidad. Sistemas ternarios.		
--	--	--

Metodologías	Requisitos de Aprobación y Evaluaciones del Curso
Clases expositivas. Resolución de problemas en actividades de seminario.	<ul style="list-style-type: none"> - 2 Pruebas A: 35% cada uno - Controles semanales de seminario (estas actividades son irre recuperables): 30% <p>Si el estudiante obtiene un promedio igual o superior a 5.0 entre las pruebas A y los seminarios se podrá eximir del examen.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Ponderación del examen: 40% de la nota final del curso.
Bibliografía Obligatoria	
<ol style="list-style-type: none"> 1. Abuin, E. A. Lissi, M. Páez, M. S. Ureta, Fisicoquímica, 1a Edición Corregida, Editorial Universidad de Santiago, 2009. 2. Atkins, P.W., "Fisicoquímica" 3ra Ed. Addison Wesley Iberoamericana (1991). 3. Castellán, G.W., "Fisicoquímica" 2da Ed. Español. Addison Wesley Iberoamericana (1987). 4. Gladstone, "Termodinámica para químicos". 5. Levine, I.N., "Fisicoquímica" 4^{ed} Ed. McGraw Hill (1996). 6. R. Holist, A. Poniewierski, Thermodynamics for Chemists, Physicists and Engineers, Springer, 2012. 	
Elaborado por:	Germán Günter, Claudia Yáñez, Julio de la Fuente, Antonio Zanocco, Else Lemp.
Validado por:	CECs QF, BQ, Química, Ing. Alimentos, año 2017.