

PROGRAMA DE LA ASIGNATURA		
1. Nombre de la actividad curricular Fisicoquímica I		
2. Nombre de la actividad curricular en inglés Physical Chemistry I		
3. Unidad Académica: Escuela de Pedagogías Científicas Profesor Coordinador: Álvaro Aliaga Profesores Colaboradores: Paulina Valencia		
4. Ámbito: Ciencias Naturales Nivel: 5to semestre Carácter: Obligatorio Modalidad: Presencial Requisitos: Química General II		
4. Horas de trabajo	presencial (directas) 6,0	no presencial (indirectas) 3,0
5. Tipo de créditos SCT	4	2
5. Número de créditos SCT – Chile 6		
6. Requisitos	Química General II	
7. Propósito general del curso	Dotar a los estudiantes de conocimientos fisicoquímicos básicos, en particular conceptos termodinámicos, tales como: sistemas, calor, trabajo y energía, etc. Estudiar los principios que rigen el comportamiento termodinámico de reacciones y procesos químicos. Este propósito se consigue a través de clases y de laboratorios experimentales en	

	grupos con el desarrollo de informes individuales y/o grupales.
8. Competencias a las que contribuye el curso	<p>1.1: Conoce e integra los elementos estructurantes de la biología y de la química con el fin de desarrollar una visión multidimensional de los fenómenos naturales asumiendo una perspectiva de ciencia contemporánea vinculada con lo ético, social y tecnológico.</p> <p>1.2: Aplica los modelos fundamentales de la biología y de la química en la comprensión e interpretación de los fenómenos naturales.</p>
9. Subcompetencias	<p>E4: Comprende y relaciona los conceptos fundamentales que definen los estados de agregación de la materia, sus transformaciones físicas y la energía asociada a sus cambios.</p> <p>E5: Comprende los procesos químicos haciendo uso de interpretaciones estequiométricas, termodinámicas y cinéticas.</p> <p>E7: Muestra las habilidades propias del quehacer científico y comprende cómo se desarrolla este tipo de conocimiento.</p>
10. Resultados de Aprendizaje	
<p>Conocer elementos generales termodinámicos (calor y trabajo), aplicados a situaciones cotidianas, para desarrollar una visión de los fenómenos naturales desde la ciencia contemporánea.</p> <p>Utilizar cálculos termodinámicos, diferenciando conceptos relevantes (entalpía, entropía y energía libre de Gibbs), para comprender e interpretar fenómenos naturales.</p> <p>Aplicar el método científico y elaborar preguntas de investigación, para comprender los fenómenos naturales en casos concretos.</p> <p>Describir propiedades termodinámicas y de equilibrio, de soluciones y mezclas, para comprender y predecir la espontaneidad de los fenómenos naturales.</p> <p>Articular la profundidad de los conocimientos entregados durante el curso con el currículo nacional, para generar un espacio de enseñanza adecuada al contexto educativo.</p>	
<p>1. Introducción a la termodinámica. Conceptos termodinámicos de equilibrio, sistemas, estados, propiedades termodinámicas, propiedades extensivas e intensivas. Breve descripción de las leyes empíricas del modelo de gas ideal (Boyle, Charles, Gay Lussac y Avogadro, Ley Combinada de los Gases). Fenómenos naturales y desviaciones de parámetros considerando el modelo de gas ideal (ecuación de estado). Adecuaciones con el modelo de gas real (ajustes de parámetros según modelos de Van der Waals, Virial, Factor de Compresión). Comportamiento de las mezclas gaseosas.</p>	

2. Principios de la Termodinámica. Principio de Conservación de la Energía. Descripción de los conceptos de Energía interna, Calor, Trabajo, Función de estado. Establecimiento del Primer Principio de la Termodinámica. Descripción de procesos isotérmicos, adiabáticos, reversibles e irreversibles. Procesos endotérmicos y exotérmicos. Entalpía. Capacidades caloríficas. Calorimetría. Termoquímica: definición del calor de reacción, del calor de combustión y descripción de la ley de Hess. Descripción de las Energías y Entalpías de enlace.

3. Equilibrio Material. Segundo principio de la termodinámica. Entropía, Cálculo de los cambios de entropía. Reversibilidad. La escala de temperaturas termodinámicas. entropía y equilibrio. Las energías de Gibbs y Helmholtz. Relaciones termodinámicas para un sistema en equilibrio. Potenciales químicos. Equilibrio de fase. Equilibrio químico. Potencial químico en mezclas de gases ideales. Energía libre y entropía de mezcla. Equilibrio químico. Constante de equilibrio. Dependencia con la temperatura.

4. Soluciones. Solución ideal. Ley de Raoult. Funciones Termodinámicas de una solución ideal diluida. Ley de Henry. Propiedades Termodinámicas de Mezcla. Funciones de Exceso. Propiedades Coligativas. Diagramas Presión de Vapor. Composición y Temperatura-Composición.

12. Metodología

Las metodologías de aprendizaje empleadas este semestre se basa en una modalidad presencial, apoyada por la plataforma Ucourses (Test, Tareas, Material Docente, Votaciones).

La cátedra tendrá presentaciones mediante clase expositiva, explicación de cálculos y conceptos (90 min).

Las ayudantías tendrán resolución de ejercicios teórico-aplicados y revisión de casos en problemáticas de ciencia y medio ambiente (90 min).

Los laboratorios experimentales tendrán trabajos prácticos, con análisis y discusión de resultados, empleando el método científico y elaborando reportes con discusión de resultados experimentales (180 min). Se fomenta la expresión escrita.

La presentación de ciencia contemporánea abordará temas donde los/las estudiantes deberán discutir en grupo, aplicando modelos fundamentales de la fisicoquímica, en la comprensión e interpretación de los fenómenos naturales. Se debe seleccionar una temática que integre la biología y la química, enfocada en el conocimiento de los fenómenos de equilibrio material (unidad 3), en una perspectiva de ciencia contemporánea que vincule lo ético, social y tecnológico. Se presentará en formato de seminario participativo (clase). Se fomenta la expresión oral y se trabaja en grupos de 3 personas.

13. Evaluación

Cátedra: Prueba 1 (unidad 1 y 2), Presentación grupal (unidad 3), Prueba 2 (unidad 4).

Nota Cátedra = $P1 * 0,35 + P2 * 0,30 + PT1 * 0,35$

Ayudantía: 4 Controles (CA, unidades 1, 2, 3 y 4).

Nota Ayudantía = Promedio (CA1, CA2, CA3, CA4).

Laboratorio: 4 controles de entrada al Laboratorio (CL), 4 reportes de Laboratorios (IL).

Nota Laboratorio = Promedio (CL1, CL2, CL3, CL4) * 0,40 + Promedio (IL1, IL2, IL3, IL4) * 0,60

Nota Promedio= **Nota Cátedra** *0,65 + **Nota Ayudantía** *0,15 + **Nota Laboratorio***0,20

Nota Final

Si la Nota Promedio es igual (o superior) a 4,6, la Nota Final corresponde a la Nota Promedio y aprueba el curso.

Si la Nota Promedio esta entre 3,5 y 4,5, debe rendir obligatoriamente la Prueba Global, que contendrá todos los contenidos del semestre (cátedra, ayudantía y laboratorio).

Nota Final = Nota Promedio * 0,70 + Prueba Global * 0,30

Si la Nota Promedio es igual (o inferior) a 3,4, la Nota Final corresponde a la Nota Promedio y reprueba el curso.

14. Requisitos de aprobación

Nota Final 4,0 o superior (escala de 1,0 a 7,0).

15. Palabras Clave

Termodinámica, energía, equilibrio material, soluciones.

16. Bibliografía Obligatoria (no más de 5 textos)

Levine, I. (2004). Físicoquímica : volumen 1 . Disponible online:

<http://bibliografias.uchile.cl.us1.proxy.openathens.net/index.php/sisib/catalog/book/1268>

15. Bibliografía Complementaria

Abuin, E.; Lissi, E.; Páez, M. (2009). Físicoquímica: Tomo I. Edición: Universidad de Santiago. Disponible online:

<http://bibliografias.uchile.cl.us1.proxy.openathens.net/index.php/sisib/catalog/book/1192>

Castellan, G.W. (1983). Físicoquímica, 2a Edición. Adison-Wesley Publishing Company. Disponible online:

<http://bibliografias.uchile.cl.us1.proxy.openathens.net/index.php/sisib/catalog/book/1338>

Atkins, P. & De Paula J. (2008). Química Física, 8ª Edición. Médica Panamericana.

Disponible online:

<http://bibliografias.uchile.cl.us1.proxy.openathens.net/index.php/sisib/catalog/book/158>

16. Recursos web

Base de datos de moléculas PubChem, operado y mantenido por el National Center for Biotechnology Information (NCBI). <https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/>