

PROGRAMA DE LA ASIGNATURA		
1. Nombre de la actividad curricular Química General II		
2. Nombre de la actividad curricular en inglés General Chemistry II		
3. Unidad Académica: Escuela de Ciencias Ambientales y Biotecnología Profesor Coordinador: Antonio Galdámez Silva (AGS) Profesores Colaboradores: Natalia Inostroza Pino (NIP)		
4. Ámbito de Investigación Biológica Básica (IBB) Nivel: Segundo Semestre Carácter: Obligatorio Modalidad: Presencial Requisitos: Química General I		
4. Horas de trabajo	presencial (directas)	no presencial (indirectas)
Coordinador:	3 × 18 semanas Cátedra (AGS)	6
Colaboradores:	3 × 16 semanas Laboratorio (NIP)	6
	1,5 × 17 semanas (ayudante- ejercicios)	3
5. Tipo de créditos	SCT	
5. Número de créditos SCT – Chile		
8		

6. Requisitos	Química General I
7. Propósito general del curso	Comprender los cambios físicos y químicos de los procesos y reacciones químicas a partir de los cambios inter- e intra-moleculares de las especies químicas y su intercambio de energía con el entorno. A través de trabajos prácticos, los estudiantes contrastarán los resultados experimentales con los fundamentos teóricos adquiridos a fin de obtener un conocimiento integral de los fenómenos químicos.
8. Competencias a las que contribuye el curso	IBB2, G1, G5 y G6
9. Subcompetencias	NA
10. Resultados de Aprendizaje	
<ul style="list-style-type: none"> • Reconocer los distintos tipos de disoluciones y expresar sus concentraciones, de acuerdo con su clasificación. • Comprender las propiedades coligativas a través de la comparación de la presión de vapor, punto de congelación y punto de ebullición del solvente puro respecto de la disolución. • Comprender a nivel molecular comportamiento de la materia en los estados gaseoso, líquido y sólido considerando las condiciones ambientales a la que es sometida. • Comprender las leyes de la termodinámica identificando los conceptos de calor, entalpía, trabajo y función de estado, energía libre de Gibbs, espontaneidad y entropía. • Comprender el significado de equilibrio en las reacciones químicas considerando el estado de agregación de reactivos y productos y reconocer los factores que afectan el equilibrio de las reacciones. • Reconocer los distintos tipos de ácidos y bases químicas de acuerdo la fuerza relativa de los mismos. Relacionar el valor de las constantes de acidez y basicidad con la fuerza iónica de ácidos y bases. • Identificar reacciones de óxido-reducción en sistemas de celda y semi-celda, reconociendo los potenciales estándar de reducción involucrados y la fuerza electromotriz que impulsa las reacciones. 	

11. Saberes / contenidos

UNIDAD 1. DISOLUCIONES

- 1.1 Tipos de disoluciones. Formas de expresar la concentración (Fracción molar, Molaridad, Molalidad).
- 1.2 Factores que determinan la solubilidad. Efectos de temperatura y presión sobre la solubilidad. Propiedades coligativas. Disoluciones iónicas.

UNIDAD 2. ESTADO GASEOSO

- 2.1 Estado gaseoso, leyes de los gases, ecuación de estado de los gases ideales, presión parcial y total, teoría cinético molecular, desviación de la idealidad, gases Reales.
- 2.2 Interacciones moleculares: fuerzas de Van der Waals (dipolo-dipolo, dispersión de London, enlace hidrógeno), ion-dipolo.

UNIDAD 3. TERMODINÁMICA QUÍMICA

- 3.1 Primera ley. Sistemas, estado y función de estado. Trabajo y calor. Primera ley de la termodinámica. Entalpía y capacidad calorífica. Dependencia de la entalpía con la temperatura.
- 3.2 Termoquímica. Calor o entalpía de una reacción. Calorimetría. Ley de Hess. Estado estándar y entalpías de formación. Energía de enlace. Cambios de fase, diagrama de fase. Ciclo de Born Haber.
- 3.3 Segunda ley. Proceso espontáneo. Reversibilidad e irreversibilidad. Entropía y la segunda ley. Visión molecular de la entropía.
- 3.4 Tercera ley. Entropía estándar.
- 3.5 Energía libre. Energía libre y espontaneidad. Energía libre de formación. Significado de la energía libre. Cambio de energía libre en una reacción. Energía libre y equilibrio. Variación de la Energía libre en función de la temperatura.

UNIDAD 4. EQUILIBRIO QUÍMICO

- 4.1 Equilibrio en sistemas gaseosos. Condición de equilibrio, enfoque cinético y termodinámico. Constante de equilibrio (K_c y K_p). Grado de disociación. Equilibrios heterogéneos.
- 4.2. Efectos externos sobre el equilibrio. Efectos de concentración, temperatura y presión. Principio de Le Chatelier.

UNIDAD 5. EQUILIBRIO IÓNICO

- 5.1 Ácidos y bases. Conceptos de Arrhenius, Brønsted Lowry.
- 5.2 Autoionización del agua. Producto iónico del agua. pH, pOH y pK_w. Fuerza relativa de ácidos bases.
- 5.3 Ácidos y bases débiles. Constantes de disociación K_a y K_b . Hidrólisis. Ácidos polipróticos. Efecto de un ion común. Soluciones reguladoras. Indicadores y titulaciones ácido base
- 5.4 Sales poco solubles. Producto de solubilidad. Efecto de ion común.
- 5.5 Equilibrio de iones complejos. Iones complejos y solubilidad.

UNIDAD 6. ÓXIDO-REDUCCIÓN Y ELECTROQUÍMICA

6.1. Reacciones de óxido reducción. Métodos de igualación de ecuaciones redox: ion electrón. Indicadores y titulaciones redox.

6.2. Electrólisis. Conducción metálica y electrolítica. Ley de Faraday. Aplicaciones prácticas de la electrólisis.

6.3. Celdas electroquímicas. Semiceldas. Notación de celdas voltaicas. Fuerza electromotriz. Potenciales estándar de reducción. Ecuación de Nernst. Aplicaciones prácticas de las celdas electrolíticas (Pilas o baterías de uso comercial).

6.4. Corrosión. Efectos en el medio. Protección de metales.

TRABAJOS PRÁCTICOS

1.- Laboratorio N°1: Preparación de Disoluciones

2.- Laboratorio N°2: Propiedades coligativas

2.- Laboratorio N°3: Calorimetría

3.- Laboratorio N°4: Determinación Espectrofotométrica de una constante de Equilibrio

4.- Laboratorio N°5: Ácidos y Bases: Valoración química

6.- Laboratorio N°6: Corrosión y Electrolisis

12. Metodología

Consiste en actividades que incluyen conferencias/discusión, horas de trabajo en actividades prácticas y ejercitación por semana (ayudantía). Estas actividades fortalecen la capacidad de pensamiento crítico de los estudiantes, y las actividades incluyen la participación de los estudiantes en temas de interés actual basados en la Química.

- *Clases expositivas.*

El énfasis de las clases será una descripción general de los fenómenos, acompañando con explicaciones y demostraciones de los experimentos que han permitido dilucidar los fenómenos en estudio.

- *Trabajos prácticos.*

Sesiones de trabajo de asistencia obligatoria que permitirán desarrollar las habilidades de indagación científica fundamentales en las ciencias experimentales. Los trabajos prácticos serán dirigidos por un académico y serán evaluados.

- *Ayudantías.*

Estas sesiones de asistencia obligatoria serán actividades donde se realizarán clases de ejercicios con participación directa de los estudiantes. Esta sesión será evaluada y calificada.

13. Evaluación

a) El curso considera los siguientes instrumentos de evaluación:

PC: Promedio de Pruebas de Cátedra (3 pruebas)

A: Controles de ayudantía (CE)

LAB: 2 Controles escritos (70%), Reportes de actividades prácticas (30%)

PG: Prueba Global

b) La Nota de presentación del curso se obtiene:

$$\text{Nota de Presentación} = (0,40 \times \text{PC}) + (0,40 \times \text{LAB}) + (0,2 \times \text{A})$$

c) La Nota Final del curso se obtiene:

$$\text{Nota Final} = (0,7 \times \text{Nota de presentación}) + (0,3 \times \text{PG})$$

14. Requisitos de aprobación

- La nota de aprobación del curso es 4,0.
- El Laboratorio debe ser aprobado independiente. Los estudiantes con nota inferior a 4,0 en el laboratorio deberán rendir una prueba recuperativa. - La asistencia a laboratorios es de un 100%.
- La Ayudantía debe ser aprobada independiente. Los estudiantes con nota inferior a 4,0 deberán rendir una prueba recuperativa.
- Los estudiantes que obtengan nota inferior a 4,0 en más de una PC deberán rendir la PG.
- Los estudiantes con Nota de presentación inferior a 3,5 reprobarán el curso.
- Los estudiantes con Nota de presentación entre 3,5 y 3,9 tendrán derecho a rendir la Prueba Global (PG).

15. Palabras Clave

Estado gaseoso; disoluciones, termodinámica, equilibrio químico, equilibrio ácido base; electroquímica.

16. Bibliografía Obligatoria (no más de 5 textos)

a) Raymond Chang; Kenneth A. Goldsby (2017). "Química". Editorial: McGraw-Hill.

b) Theodore L. Brown (2014). "Química: la ciencia central". Editorial: Pearson.

15. Bibliografía Complementaria

- Ebbing D. (1996). Química General. Mc.Graw-Hill.

16. Recursos web

Los Textos anteriormente indicados, están disponibles en nuestra Biblioteca virtual (<https://www.uchile.cl/bibliotecas>), a la cual se puede acceder mediante clave pasaporte. En la sección de Libros electrónicos/Bibliografías básicas, encontrarán material de consulta *en línea*.

- **Brown, T. (2014). *Química: la ciencia central*.** Disponible en:

Palabra clave Buscador: "Theodore L. Brown"

<http://bibliografias.uchile.cl.uchile.idm.oclc.org/index.php/sisib/catalog/book/156>

Raymond Chang; Kenneth A. Goldsby

- **Chang, R. (2017). *Química*.** Disponible en:

Palabra clave Buscador: "Raymond Chang"

<http://bibliografias.uchile.cl.us1.proxy.openathens.net/index.php/sisib/catalog/book/1770>

Además, el curso considera material disponible de los temas en distintas fuentes, tales como IUPAC, Chemical Royal Society, American Chemical Society, Sociedades Científicas, páginas web de Universidades e Institutos y artículos de revista de educación química, entre otros.