

PROGRAMA DE CURSO

QUÍMICA

A. Antecedentes generales del curso:

Departamento	Ingeniería Química Biotecnología y Materiales					
Nombre del curso	Química	Código	IQ2211	Créditos	6	
Nombre del curso en inglés	Chemistry					
Horas semanales	Docencia	3	Auxiliares	2	Trabajo personal	5
Carácter del curso	Obligatorio	X		Electivo		
Requisitos	Sin requisitos					

B. Propósito del curso:

El curso tiene como propósito que el estudiante demuestre que **experimenta, resuelve problemas, analiza, discute la composición y estructura de los materiales**. Se busca, además, que el estudiante logre calcular e interpretar conceptos de **equilibrio químico** y reacciones tales como **ácido-base, oxidación y reducción**, entre otras.

Lo anterior permite que el estudiante relacione dichos contenidos con las propiedades de los materiales: estructura electrónica, tipos de enlazamientos, estados de la materia y de sus procesos de transformación química. Además, logra establecer la importancia de estos tópicos en la aplicación a casos de la ingeniería y las ciencias.

El curso tributa a las siguientes competencias: específica (CE) y genéricas (CG) del perfil de formación intermedia del plan común:

CE5: **Experimentar y analizar** fenómenos naturales e industriales que ocurren en procesos relacionados con la ingeniería y ciencias, utilizando los modelos y/o leyes fundamentales de la química.

CG3: Compromiso ético:

Reflexionar sobre el propio actuar y sus consecuencias, en el marco de la honestidad, la responsabilidad y el respeto, buscando la excelencia y rigurosidad en su proceder en contextos académicos, en las relaciones interpersonales y con su entorno.

CG4: Trabajo en equipo:

Realizar actividades académicas colaborativas, con responsabilidad y auto exigencia. Asimismo, poder relacionarse con el otro, demostrando disposición a escuchar, respetar y aceptar las opiniones del grupo.

C. Resultados de aprendizaje:

Competencias específicas	Resultados de aprendizaje
CE5	<p>RA1: Experimenta con diversos tipos de materiales, a partir del estudio de su composición, estructura o características químicas, con el fin de explicar sus propiedades y posibles usos en ciencia y aplicaciones tecnológicas.</p> <p>RA2: Resuelve problemas del entorno ambiental o industrial relacionados con las propiedades de la materia y su transformación, utilizando la estequiometría de reacciones, balances de masa y energía, alteraciones del equilibrio químico, etc., para interpretar los resultados obtenidos en estudios de casos.</p> <p>RA3: Relaciona las reacciones químicas con aspectos de sustentabilidad, considerando que los procesos que involucran transformación de la materia generan productos y desechos, logrando una mayor comprensión de este problema.</p>
Competencias genéricas	Resultados de aprendizaje
CG3	RA4: Demuestra el compromiso ético al responsabilizarse de su trabajo individual y grupal, además siendo honesto y respetuoso con su entorno.
CG4	RA5: Analiza con su equipo , reacciones y/o efectos químicos, a través de la experimentación, utilizando habilidades científicas de observación, comparación y predicción, con el fin de explicar fenómenos químicos.

D. Unidades temáticas:

Número	RA al que tributa	Nombre de la unidad	Duración en semanas
1	RA1; RA2; RA4; RA5	Composición, Enlace y Estructura	6 semanas
Contenidos		Indicador de logro	
<p>1.1 Tabla periódica</p> <p>1.1.1 Historia de la tabla periódica</p> <ul style="list-style-type: none"> - Contribuciones a la tabla periódica (mecánica cuántica, mecánica ondulatoria, ecuación de Schrödinger, función de onda, números cuánticos y orbitales, configuraciones electrónicas). <p>1.1.2. Tabla Periódica Moderna:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Configuraciones electrónicas, Número atómico, estados de oxidación, isótopos, tendencias a formar iones, nomenclatura de los compuestos. - Propiedades periódicas (carga nuclear efectiva, radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica) - Variaciones de propiedades físicas a lo largo del periodo. <p>1.2 Enlace químico</p> <ul style="list-style-type: none"> - Definición de enlace, Electronegatividad y Diagrama de ketelaar. Tipos de compuestos químicos, definición de enlace iónico, covalente, metálico y van der Waals. Visión general de la teoría de Lewis <p>1.3 Enlace iónico:</p> <ul style="list-style-type: none"> -Definición de enlace iónico. Nomenclatura. - Estructuras cristalinas: redes cristalinas cúbicas, número de coordinación, número de átomos por celda unidad, volumen ocupado por la celda unidad, factor de empaquetamiento atómico. Estructuras cristalinas iónicas 		<p>Al finalizar la unidad, el estudiante:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Justifica el ordenamiento y propiedades de los elementos de la tabla periódica. 2. Utiliza la tabla periódica para comparar las propiedades químicas y físicas de los elementos en materiales. 3. Diferencia los tipos de enlaces químicos presentes en compuestos. 4. Explica la geometría molecular basado en el concepto de enlace y en modelos 3D. 5. Explica la estructura y propiedades físicas y químicas de la materia, considerando el enlace químico y las interacciones intermoleculares. 6. Compara los distintos tipos de materiales y su estructura, dando cuenta de la importancia de algunos de ellos en el quehacer profesional de la ingeniería. 7. Ejecuta experimentos de laboratorio de compuestos basado en enlace y estructura realizados en equipo siguiendo protocolos. 8. Nombra y formula compuestos químicos según las reglas generales de la IUPAC. 9. Resuelve problemas de composición, enlace y estructura. 10. Observa los cambios químicos y el comportamiento de las sustancias en los experimentos realizados en el laboratorio y lo relaciona con la teoría. 11. Planifica en grupo y presenta los resultados obtenidos durante el laboratorio, o trabajados en la clase auxiliar, 	

<p>(ejemplos). Difracción de rayos X. Estructura amorfa.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Energía reticular. Ciclo de Born-Haber. Enlace covalente polar. Polarizabilidad, Reglas de Fajans. <p>1.4 Enlace covalente:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Estructuras de Lewis, enlace covalente dativo. Enlaces covalentes múltiples. Carga formal. Resonancia. Excepciones de la regla del octeto. - Geometría molecular y Teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia (RPECV). Nomenclatura. Momento dipolar. Orden, longitud de enlace y Energías de enlace. - Teoría de Enlace Valencia. Hibridación. Sistemas, σ, π y π conjugados. - Teoría de orbitales moleculares (TOM). Orden, longitud de enlace y energía. Electrones deslocalizados y sistemas π extendido <p>1.5 Fuerzas intermoleculares:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Tipos de Fuerzas intermoleculares. Propiedades que dependen de las fuerzas intermoleculares (Presión de vapor, tensión superficial, viscosidad, capilaridad, densidad) - Medidas de las fuerzas intermoleculares (Punto ebullición, punto de fusión, punto crítico, Entalpía de vaporización, entalpía de fusión, entalpía de sublimación). Diagramas de fase. <p>1.6 Enlace Metálico:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Teoría de bandas (conductor, semiconductor, aislante), semiconductores (intrínsecos y extrínsecos). 	<p>argumentando sus decisiones de manera razonada y razonable.</p> <p>12. Redacta la entrega los resultados de los ejercicios y preguntas planteadas basándose en sus capacidades, sin incurrir en plagio, copia, suplantación de identidad.</p>
--	--

<p>1.7 Iones complejos y compuestos de coordinación:</p> <p>-Teoría Werner, número de coordinación, ligandos, nomenclatura, isomería, propiedades magnéticas y ópticas, teoría del campo cristalino</p> <p>1.8 Tipos de sólidos</p> <p>-Tipos y propiedades de los sólidos: covalente, iónico, metálico y Van der Waals. Sólidos OD, 1D, 2D y 3D. Cristalino o amorfo. Ejemplos: Polímeros, materiales cerámicos, Aleaciones. Alotropía del Carbono y silicatos etc.</p>	
Bibliografía de la unidad	[1] R. Petrucci et al. (2011) <i>Química general</i> , 10 ^o Ed., Pearson. Cap. 8 -12, 13 y 24.

Número	RA al que tributa	Nombre de la unidad	Duración en semanas
2	RA1; RA2; RA3; RA4; RA5	Reacciones químicas y su energía. Equilibrio ácido base	4 semanas
Contenidos		Indicador de logro	
<p>2.1 Reacciones químicas:</p> <p>- Tipos de reacciones químicas y estequiometría. Reactivo en limitante. Cálculo de energía de reacción. Entalpía, entropía y Criterios de espontaneidad. Reacciones químicas y su energía. Combustión. Combustibles como fuente de energía. Fuentes de energía alternativa como metanol, etanol, biocombustibles. Química sustentable o verde.</p> <p>2.2 Equilibrio</p> <p>- Equilibrio dinámico. Acción de masas. Constante de equilibrio. Equilibrio en soluciones Kc.</p>		<p>El estudiante:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Balancea ecuaciones químicas, efectuando cálculos estequiométricos y balances de materia en diferentes tipos de reacciones químicas. 2. Analiza las energías asociadas en la formación de compuestos, cambios de fase y en reacciones químicas. 3. Identifica reacciones químicas sustentables, logrando una mayor comprensión de las fuentes de energía y posibles desechos. 4. Analiza el concepto de equilibrio químico, distinguiendo si una reacción se encuentra (o no) en equilibrio, mediante criterios de energía. 	

<p>Equilibrio homogéneos de Gases (Kp): Mezcla de gases, M, densidad y Equilibrio heterogéneo kc y kp. Equilibrio cuando intervienen sólidos y líquidos. Significado del valor numérico de la constante y Coeficiente de reacción. Principio de Le Chatelier.</p> <p>2.3. Ácidos y bases:</p> <ul style="list-style-type: none"> - Definiciones de ácidos y bases: Teoría de Arrhenius y Teoría de Bronsted-Lowry. Autodisociación del agua y escala de pH. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación. - Hidrólisis, iones como ácidos o bases. Ácidos y bases de Lewis. Equilibrios ácido-base. Efecto ion común. Ácidos polipróticos, sales ácidos polipróticos. - Disoluciones reguladoras (Buffer). Ecuación de Henderson-Hasselbalch. Indicadores. Reacciones de neutralización y curvas de valoración. 	<ol style="list-style-type: none"> 5. Calcula concentraciones y presiones en el equilibrio y su desplazamiento, en reacciones líquidas y gaseosas. 6. Evalúa los cambios en un equilibrio químico, basado en el principio de Le Chatelier. 7. Identifica las sustancias ácidas y básicas utilizando el concepto de pH, y calcula el grado de acidez o basicidad de soluciones. 8. Mide y grafica el pH de diferentes disoluciones en función de la concentración. 9. Ejecuta titulaciones para medir la acidez de distintas soluciones acuosas. 10. Explica las características y forma de preparar una solución buffer. 11. Ejecuta experimentos de laboratorio estudiando cambios en el equilibrio y reacciones ácido base realizados en equipo siguiendo un protocolo. 12. Observa los cambios químicos y el comportamiento de las sustancias en los experimentos realizados en el laboratorio y lo relaciona con la teoría. 13. Planifica en grupo y presenta los resultados obtenidos durante el laboratorio, o trabajados en la clase auxiliar, argumentando sus decisiones de manera razonada y razonable. 14. Redacta la entrega de los resultados de los ejercicios y preguntas planteadas basándose en sus capacidades, sin incurrir en plagio, copia, suplantación de identidad.
<p>Bibliografía de la unidad</p>	<p>[1] R. Petrucci et al. (2011) <i>Química general</i>, 10° Ed., Pearson. Cap. 7, 15, 16, 17 y 19</p>

Número	RA al que tributa	Nombre de la unidad	Duración en semanas
3	RA1; RA2; RA4; RA5	Solubilidad y redox. Química de los Metales	4 semanas
Contenidos		Indicador de logro	
<p>3.1 Solubilidad.</p> <ul style="list-style-type: none"> -Constante del producto de solubilidad, Kps. Efecto del ion común. Limitaciones del concepto del kps. Criterios de precipitación. -Precipitación completa. Precipitación fraccionada. Solubilidad y pH. Equilibrios de solubilidad de iones complejos. Análisis cualitativo de cationes. <p>3.2 Electroquímica</p> <ul style="list-style-type: none"> - Reacciones oxidación-reducción - Celda Galvánica. Potencial estándar de una celda E_{cel}. Semireacciones y notación de las pilas. Escala de potenciales estándar de electrodo. Sentido y espontaneidad de las reacciones redox. Ecuación de Nernst. Relación con solubilidad y pH. - Tipos de Baterías y pilas. Electrolisis, sobrepotencial, Balance de materia. Procesos industriales de electrolisis. - Corrosión. Tipos de corrosión. Materiales resistentes a la corrosión. Medios para la prevención y el control de la corrosión, Protección anódica y catódica de metales. <p>3.3 Química de los metales</p> <ul style="list-style-type: none"> - Propiedades generales de los elementos de transición. Principios de la minería extractiva. Metalurgia del Hierro, Acero y Cobre entre otros. 		<p>El estudiante:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Identifica la hidrólisis de sales conjugadas en solución. 2. Identifica los iones en solución y calcula su concentración. 3. Identifica los productos de una reacción de precipitación y comprende su equilibrio. 4. Calcula tanto los productos formados como los potenciales involucrados en una reacción Redox. 5. Explica las características de los procesos electroquímicos y su importancia. 6. Identifica procesos involucrados en la metalurgia de diferentes metales. 7. Ejecuta experimentos de laboratorio de solubilidad, ácido base y redox realizados en equipo siguiendo protocolos. 8. Observa los cambios en los equilibrios y reacciones de los experimentos realizados en el laboratorio y lo relaciona con la teoría. 9. Planifica en grupo y presenta los resultados obtenidos durante el laboratorio, o trabajados en la clase auxiliar, argumentando sus decisiones de manera razonada y razonable. 10. Redacta la entrega de los resultados de los ejercicios y preguntas planteadas basándose en sus capacidades, sin incurrir en plagio, copia, suplantación de identidad. 	

E. Estrategias de enseñanza:

El curso utiliza una metodología activo-participativa en laboratorio y en aula. Las estrategias utilizadas son:

- Clases expositivas con capsulas de laboratorios.
- Trabajo dirigido individual durante la clase, con resolución de problemas.
- Trabajo dirigido grupal durante la clase auxiliar con resolución de problemas.
- Trabajo dirigido grupal en el laboratorio realizando experimentos siguiendo protocolos.
- Estudio de casos en el contexto de las ciencias y de la ingeniería.
- Clase invertida (b-learning) con videos de casos de estudio y ejemplos y/o lecturas temáticas en línea.

F. Estrategias de evaluación:

La evaluación permitirá que los estudiantes demuestren los resultados de aprendizaje alcanzados en los distintos momentos del proceso de enseñanza y considera estrategias diversas, tales como:

Tipo de evaluación	Unidad temática / RA a la que tributa	ponderación		
Prueba 1: Teoría y laboratorio	Unidad 1 / RA1; RA2; RA4; RA5	70%	42%	21%
Prueba 2: Teoría y Laboratorio	Unidad 2 y 3 / RA1; RA2; RA3; RA4; RA5			21%
Examen	Unidad 1, 2 y 3 / RA1; RA2; RA3; RA4; RA5		28%	28%
Actividades evaluativas	Nota Auxiliar (10 %) + Nota laboratorio (12%) + Nota en línea (8%)	30%	30%	30%

- 2 pruebas y un examen (70%). El examen dará cuenta de los resultados de aprendizaje

general del curso.

- La nota de actividades (30 %) se compone de la suma de las notas de trabajo en clase auxiliar (10%), trabajo en laboratorio (12%) y trabajo en línea (8%).
 - En clase auxiliar se resuelven ejercicios en grupo, propiciando el efecto par como motor de aprendizaje.
 - En cada laboratorio semanal se entrega en grupo una ficha de resultados obtenidos y discusión.
 - El trabajo en línea se basa en la metodología clase invertida (b-learning) en el que se trabaja con videos y/o lecturas temáticas.
- Como consta en el reglamento de la escuela en su artículo 33, “cada una de las actividades complementarias (trabajo en clase auxiliar, trabajo en laboratorio y trabajo en línea) deben tener al menos 4,0 como nota en cada una de ellas, para pasar el curso”.

G. Recursos bibliográficos:

Bibliografía obligatoria:

- (1) R. Petrucci et al. (2011) *Química general*, 10° Ed., Pearson.

Texto complementario:

- R. Chang (2010) *Química*, 10ª Ed., McGraw Hill México.
- M. S. Silberberg (2002) *Química*, 2ª Ed., McGraw Hill México.
- I. Berlanga y J. Caroca (2017) *Química: Cuaderno de Trabajo CM1001*, u-cursos, Facultad de Ciencias Físicas y Matemáticas, Universidad de Chile.
- D.F. Shriver & P.W. Atkins (2008) *Química inorgánica*, 4° Ed., Mc Graw Hill México.

H. Datos Generales sobre elaboración y vigencia del programa de curso:

Vigencia desde:	2020
Elaborado por:	Mónica Soler – Isadora Berlanga – Joseline Iribarra
Validado por:	CTD del Dept. de Ingeniería Química, Biotecnología y Materiales
Revisado por:	Área de Gestión Curricular