



UNIVERSIDAD DE ANTOFAGASTA
FACULTAD: CIENCIAS BÁSICAS
DEPARTAMENTO: QUÍMICA
PROGRAMA: BACHILLERATO EN CIENCIAS DE LA SALUD

PROGRAMA DE ASIGNATURA

ANTECEDENTES GENERALES

NOMBRE DE LA ASIGNATURA	Química General e Inorgánica
CÓDIGO DE LA ASIGNATURA	QU135
CARRERA	Bachillerato en Ciencias de la Salud
CURSO	I Año
COORDINADOR RESPONSABLE	Prof. Samuel Pedreros Tapia
EQUIPO DOCENTE	Prof. Jorge Bórquez Ramírez Prof. Ruth Pulido Venegas Prof. Alexander Trujillo Mandiola
ÁREA DE LA ASIGNATURA	Obligatorio
RÉGIMEN DE ESTUDIO	Semestral
CARACTERÍSTICAS DE LAS HORAS	4 horas Teoría, 3 horas Laboratorio
ASIGNATURAS PREVIAS	
REQUISITO PARA	
FECHA DE INICIO	07 de abril de 2025
FECHA DE TÉRMINO	01 de agosto de 2025

DESCRIPCIÓN DE LA ASIGNATURA

Asignatura que contempla unidades relacionadas con: Estructura de la Materia, Nomenclatura Inorgánica, Estequiometría, Soluciones, Termodinámica, Cinética Química, Equilibrio Químico, Equilibrio Ácido-Base y Equilibrio Redox. Se profundiza en estos temas para alcanzar los objetivos propuestos más adelante y dejar una base apropiada para posteriores cursos relacionados con las materias en cuestión.

COMPETENCIAS

1. COMPETENCIAS GENERALES

- Flexibilidad y Proactividad
- Comunicación

2. COMPETENCIAS ESPECÍFICAS

Demostrar capacidad para entender la complejidad del ser vivo, con énfasis en el ser humano, desde una perspectiva de la constitución de sus tejidos.

Tener habilidad y destreza para manejar instrumental de laboratorio (balanzas, peachímetros, etc.) y muestras de laboratorio relacionadas con los pasos prácticos.

OBJETIVOS

1. OBJETIVOS GENERALES

Conocer y comprender los tópicos relacionados con: estructura de la materia, nomenclatura inorgánica, estequiometría, soluciones, termodinámica, cinética química, equilibrio químico, equilibrio ácido-base y equilibrio redox.

2. OBJETIVOS ESPECÍFICOS

- Distinguir entre sustancias puras y mezclas, elementos y compuestos químicos. Número másico, número atómico e isótopos. Masa atómica y masa molar.
- Escribir la configuración electrónica de los elementos químicos. Diferenciar entre enlace iónico y enlace covalente. Concepto de Electronegatividad.
- Aplicar elementos de nomenclatura de compuestos inorgánicos.
- Comprender el concepto de Mol. Significado de un símbolo y una fórmula química.
- Interpretar el significado de una ecuación química y resolver problemas de ecuaciones químicas.
- Adquirir el concepto de solución. Tipos de disoluciones, basado en los estados físicos de los componentes. Resolver problemas relativos a la concentración de soluciones. Preparación de disoluciones.
- Escribir la expresión de la constante de equilibrio a partir de una ecuación química, en función de las concentraciones (K_C) y en función de las presiones parciales (K_P).
- Comprender el significado del concepto de electrolito. Distinguir entre un electrolito y un no electrolito. Electrolitos fuertes y electrolitos débiles.
- Definir ácido y base según las diferentes teorías existentes y representar, mediante una ecuación química, reacciones ácido-base. Pares ácido-base conjugados.
- Aplicar la definición de pH y pOH. Calcular el pH de disoluciones de ácidos y bases fuertes; disoluciones de ácidos y bases débiles. Comprender el concepto de sistema tampón y calcular el pH de disoluciones tampones comunes.

- Comprender los conceptos de oxidante, reductor, oxidación y reducción. Ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción mediante el método ion electrón.

UNIDADES DE APRENDIZAJE

UNIDAD I: ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Contenidos

- 1.1 Conceptos básicos: Materia, sustancia, mezcla, combinación. Cambios físicos y químicos.
Estructura atómica: electrones, protones y neutrones. Número másico, número atómico. Isótopos. Números cuánticos, n, l, m y s. Configuración electrónica.
- 1.2 Ley Periódica y Sistema Periódico. Grupos y períodos. Tipos de elementos. Propiedades periódicas; Energía de ionización, Afinidad electrónica, Radio Atómico, Radio Iónico.
- 1.3 Estructura molecular. Electrones de valencia.
Enlace iónico, Enlace covalente.
Estructura de Lewis. Regla del octeto, Excepciones a la regla del Octeto.
Electronegatividad. Polaridad de enlace y de moléculas.
- 1.4 Nomenclatura de compuestos Inorgánicos: óxidos, hidróxidos, ácidos, hidruros, sales.

UNIDAD II: ESTEQUIOMETRÍA

Contenidos

- 2.1 Reacciones químicas, Ecuación química, Estequiometría.
- 2.2 Cantidad de sustancia. Número de Avogadro. Masa molecular. Concepto de mol. Masa molar. Volumen molar.
- 2.3 Significado de símbolos químicos y fórmulas.
- 2.4 Ecuaciones químicas. Cálculos, incluyendo la ecuación de estado de los gases ideales: $PV = nRT$.

UNIDAD III: DISOLUCIONES

Contenidos

- 3.1 Solute-solvente. Solubilidad. Diluciones
- 3.2 Formas de expresar la composición de una solución. % m/v, % m/m, molaridad (M), Normalidad (N).

UNIDAD IV: NOCIONES DE TERMODINÁMICA

Contenidos

- 4.1 Propiedades termodinámicas de estado. Diagramas de representación.
- 4.2 Primer Principio. Energía interna. Entalpía.

4.3 Segundo Principio. Entropía. Energía libre de Gibbs.

UNIDAD V: CINÉTICA QUÍMICA

Contenidos

- 5.1 Concepto de velocidad de reacción.
- 5.2 Factores que afectan la velocidad de reacción.
- 5.3 Expresión de la velocidad de reacción. Ley cinética.
- 5.4 Mecanismo de reacción. Molecularidad. Diagrama de energía de reacción. Intermediarios de reacción. Etapa determinante.

UNIDAD VI: EQUILIBRIO QUÍMICO

Contenidos

- 6.1 Naturaleza del equilibrio químico. Principio de Le Chatalier.
- 6.2 Expresiones de la constante de equilibrio (K_c y K_p).
- 6.3 Cálculo de concentraciones en el equilibrio.

UNIDAD VII: EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE

Contenidos

- 7.1 Electrolitos y no electrolitos. Fuerza relativa de electrolitos.
- 7.2 Teorías ácido-base de Arrhenius, de Brönsted y Lowry, de Lewis. Par ácido-base. Ácidos y bases fuertes.
- 7.3 Equilibrio iónico del agua. K_w . Definición de pH y pOH. Escala de medición de pH. Cálculos de pH de soluciones de ácidos y bases fuertes.
- 7.4 Reacción de ácidos y bases fuertes. Neutralización.
- 7.5 Ácidos y bases débiles. K_a , pK_a , K_b y pK_b . Cálculos de pH de soluciones de ácidos y bases débiles.
- 7.6 Disociación de ácidos polipróticos. Sistema $CO_2(g)/H_2O$.
- 7.7 Cálculos de pH en soluciones de sales. Hidrólisis.
- 7.8 Soluciones tampones. Capacidad tampónica.
- 7.9 Indicadores de pH. Rango de viraje.

UNIDAD VIII: EQUILIBRIO REDOX

Contenidos

- 8.1 Concepto de oxidante, reductor, oxidación y reducción.
- 8.2 Balance de ecuaciones por el método del ión electrón.
- 8.3 Concepto de par Redox.
- 8.4 Potencial redox normal (E^0).
- 8.5 Cálculo del potencial normal de una reacción.
- 8.6 Predicción del sentido de una reacción redox. $\Delta G = -nE^0F$.

METODOLOGÍA

1. ESTRATEGIAS DEL APRENDIZAJE

Clases de Teoría.

Trabajos Grupales de Ejercicios.

Revisión Bibliográfica.

2. TECNOLOGÍA, AUXILIARES DIDÁCTICOS Y EQUIPOS AUDIOVISUALES

Diapositivas

Video

Presentaciones Computacionales

Laboratorio de Química

EXIGENCIAS DE LA ASIGNATURA

1. Asistencia mínima de un 75% a clases teóricas y un 100% a trabajos prácticos y laboratorio, según el Reglamento General del Estudiante de Pre-Grado, Art.28, para la aprobación de la asignatura.
2. Presentación personal de acuerdo con la actividad e indicaciones
3. Materiales de trabajo según las necesidades de la actividad

Para aprobar la asignatura la Nota Final debe ser igual o superior a 4,0.

Las calificaciones con Nota 3,9 como promedio de Presentación, tienen derecho a rendir un examen de primera oportunidad. En este caso, la nota de presentación posee una ponderación de un 60% y el examen de un 40%. En la eventualidad de obtener una calificación en el examen de primera oportunidad inferior a la necesaria para aprobar la asignatura, se tiene el derecho a rendir un examen de segunda oportunidad, conservando la nota de presentación.

EVALUACIÓN

Teoría 60%

Laboratorio 40%

TEORÍA:

Se aplicarán cuatro (04) Pruebas que abarcarán los temas de las clases teóricas. Éstas serán pruebas aplicativas de contenidos teóricos y con resolución de ejercicios. El promedio aritmético de estas cuatro evaluaciones corresponderá a un 60% de la Nota Final de la asignatura.

EVALUACIÓN DE LABORATORIO:

Se realizarán tres (03) Pruebas de Laboratorio, bajo la modalidad de Pruebas escritas (teoría) y Práctica, en las cuales el estudiante debe fundamentalmente realizar actividades propias del laboratorio apoyado en conocimientos teóricos. El promedio ponderado de estas tres evaluaciones será ponderado en un 40% de la Nota Final de la asignatura.

BIBLIOGRAFÍA

BÁSICA

- Química, La Ciencia Central. Theodore L. Brown H. Eugene Lemay y Bruce E. Bursten, 9ª Ed., Pearson Educación, 2004, México. Cód. Biblioteca Central U.A. 540 BRO 2004. 50 ejemplares.
- Química. Raymond Chang, 6ª Ed., Edit. McGraw-Hill, 1998, México. Cód. Biblioteca Central U.A. 540 CHA 1999. 4 ejemplares.
- Química General. R. Petrucci, W. Harwood y F. Geoffrey Herring. Vol I y II. Editorial. Prentice Hall, 8ª Ed., 2003. Cód. Biblioteca Central U.A. 540 PET 2003. 30 ejemplares.

COMPLEMENTARIA

- Química, Ralph Burns, Prentice Hall, 4ª Edición, 2003.

CALENDARIZACIÓN DE ACTIVIDADES DE LABORATORIO

FECHA	GRUPOS	ACTIVIDADES
Lunes 05 Martes 06 Mayo	1 - 2 - 3 - 4	<u>Laboratorio N° 1</u> <ul style="list-style-type: none"> Reglas y Medidas de Seguridad en el laboratorio. Reconocimiento del material básico e instrumentos empleados en el laboratorio químico.
Lunes 12 Martes 13 Mayo	1 - 2 - 3 - 4	<u>Laboratorio N° 2</u> <ul style="list-style-type: none"> Uso específico y práctico del material e instrumentos en el laboratorio químico. Lectura mínima e incerteza de un instrumento de medición. Cifras significativas (revisar PPT de la Cátedra).
Viernes 23 Mayo	Todos	PRIMERA PRUEBA DE LABORATORIO 30% Laboratorios 1 y 2 (Prueba Teórica)
26 al 30 Mayo	Todos	SEMANA CHUNGUNGA
02 al 06 Junio	Todos	SEMANA DE SALUD MENTAL
Lunes 09 Martes 10 Junio	1 - 2 - 3 - 4	<u>Laboratorio N° 3</u> <ul style="list-style-type: none"> Medición de volúmenes de líquidos. Determinación de la densidad de sólidos y líquidos.
Lunes 16 Martes 17 Junio	1 - 2 - 3 - 4	<u>Laboratorio N° 4</u> <ul style="list-style-type: none"> El método científico.
Viernes 27 Junio	Todos	SEGUNDA PRUEBA DE LABORATORIO 30% Laboratorios 3 y 4 (Prueba Teórica)
Lunes 30 Junio Martes 01 Julio	1 - 2 - 3 - 4	<u>Laboratorio N° 5</u> <ul style="list-style-type: none"> Reacciones químicas en solución acuosa.

Lunes 07 Martes 08 Julio	1 - 2 - 3 - 4	Laboratorio N° 6 • Preparación de disoluciones.
Lunes 14 Julio	1 y 2	TERCERA PRUEBA DE LABORATORIO 40% Laboratorios 5 y 6 (Prueba Práctica)
Martes 15 Julio	3 y 4	TERCERA PRUEBA DE LABORATORIO 40% Laboratorios 5 y 6 (Prueba Práctica)
Viernes 18 Julio	Todos	TERCERA PRUEBA DE LABORATORIO 40% Laboratorios 5 y 6 (Prueba Teórica)
Lunes 21 Martes 22 Julio	Todos	EVALUACIONES DE LABORATORIO PENDIENTES DEBIDAMENTE JUSTIFICADAS

CALENDARIZACIÓN DE EVALUACIONES PARCIALES DE TEORÍA Y EXÁMENES

FECHA	CONTENIDOS
Jueves 22 Mayo	Prueba 1, UNIDAD I: Estructura de la Materia.
Jueves 12 Junio	Prueba 2, UNIDADES II y III: Estequiometría y Disoluciones.
Jueves 03 Julio	Prueba 3, UNIDADES IV, V y VI: Nociones de Termodinámica, Cinética Química y Equilibrio Químico.
Jueves 31 Julio	Prueba 4, UNIDADES VII y VIII: Equilibrio Ácido-Base y Equilibrio Redox
Miércoles 06 Agosto	Examen 1ª oportunidad: Todo el contenido del Programa
Miércoles 13 Agosto	Examen 2ª oportunidad: Todo el contenido del Programa.

Nota: Cualquier modificación a esta calendarización deberá ser de mutuo acuerdo entre el profesor y la totalidad de los estudiantes del curso, acuerdo que deberá quedar escrito mediante un documento simple firmado por cada estudiante. Toda evaluación administrada bajo esta situación se realizará fuera del horario regular de la asignatura, en la hora y fecha que se fije de común acuerdo.