



EXTENSIÓN AÚLICA BARILOCHE

CARRERA: INGENIERÍA MECÁNICA

PROGRAMA ANALÍTICO:

QUÍMICA GENERAL

Año Académico: 2017

Área: Ciencias Básicas

Bloque: Química

Nivel: 1°

Tipo: Obligatoria

Modalidad: Anual

Carga horaria total: 120 Hs Reloj

FUNDAMENTACIÓN

La Química General brinda la base teórica y práctica para que el ingeniero pueda interpretar la estructura y las propiedades de los materiales con los que ha de trabajar durante su ejercicio profesional.

Los temas abarcan un amplio campo, que va desde la constitución de la materia hasta la descripción de sus propiedades buscando afianzar los principios y las teorías fundamentales que son la base de las aplicaciones industriales y tecnológicas. Se debe destacar la relación que tienen muchos de los temas a desarrollar, con las industrias afines a cada una de las carreras y que le brindan al alumno conocimientos que aplicará durante su profesión.

En el recorrido temático se trata de delinear el perfil del futuro Ingeniero Tecnológico dándole las bases para formar un profesional: *“capacitado para desarrollar sistemas de ingeniería y paralelamente aplicar la tecnología existente, comprometido con el medio, lo que le permita ser*



promotor del cambio, con capacidad de innovación, al servicio de un conocimiento productivo, generando empleos y posibilitando el desarrollo social”.

Su formación se basa en cuatro pilares fundamentales: la creatividad, la capacidad de evaluación, la comunicación pluridisciplinaria y la responsabilidad social.

La Química es una ciencia fáctica, por lo que los trabajos prácticos de laboratorio permitirán que el estudiante pueda adquirir seguridad al trabajar con sustancias químicas, fomentando así el desarrollo de habilidades que les permitan relacionar la teoría con la práctica.

Por este motivo, en el desarrollo de las clases teóricas y de problemas se seguirá una secuencia de dificultad gradual con el planteo de situaciones sencillas hacia otras más complejas en el campo de la ingeniería, buscando estimular el desarrollo de un método de trabajo sistemático, evitando las memorizaciones, incentivando la creatividad y capacitando al futuro ingeniero para utilizar libros y manuales que incluyan conceptos químicos, asociar ecuaciones con reacciones químicas, con cantidades de materia y cambio de energía, interpretar el carácter dinámico de los procesos químicos y fisicoquímicos y sobre todo que pueda relacionar los cambios químicos con hechos corrientes a fin de vincularlos con procesos de importancia científica, tecnológica y social.

OBJETIVOS

Objetivos Generales

- Conocer los fundamentos de las ciencias experimentales.
- Adquirir interés por el método científico y por la actitud experimental.

Objetivos Específicos

- Comprender la relación entre la estructura y las propiedades de los materiales.
- Aplicar el concepto de las relaciones cuantitativas y energéticas en los sistemas materiales para hacer posible su empleo en Ingeniería.
- Proporcionar el conocimiento fundamental de las propiedades de algunos materiales básicos.

CONTENIDOS MÍNIMOS

Sistemas materiales. Notación. Cantidad de sustancia. Estructura de la materia. Fuerzas intermoleculares. Termodinámica química. Estados de agregación de la materia. Soluciones. Soluciones diluidas. Dispersiones coloidales. Equilibrio químico. Cinética química. Equilibrio en



solución. Electroquímica y pilas. Introducción a la química inorgánica. Introducción a la química orgánica. Introducción al estudio del problema de residuos y efluentes.

CONTENIDOS ANALÍTICOS

Unidad Temática 1: Sistemas materiales.

Propiedades intensivas y extensivas. Sistema homogéneo, heterogéneo e inhomogéneo; concepto de variables de estado. Estados físicos o de agregación y nombres de los cambios. **Dispersiones groseras**; clasificación y ejemplos según el estado de agregación. Coloides: Noción. Criterio de heterogeneidad. Breve descripción de sedimentación, centrifugación, decantación, filtración, separación magnética, tamizado, etc. Propiedades aprovechadas para efectuar estas separaciones. **Soluciones**. Clasificación; criterio experimental para distinguir solución de sustancia pura. Fraccionamiento por destilación, cristalización y extracción por solventes. Sustancia pura. Sustancia simple y compuesta. Elemento. Leyes de los cambios de estado de agregación. Cambios físicos y químicos.

Unidad Temática 2: Estructura atómica.

Número atómico y número de masa. Isótopos. Comparación entre diámetro atómico y nuclear. Masa y carga del protón, neutrón y electrón. Masa atómica. Unidad de masa atómica (uma), masa atómica relativa, masa molecular relativa, masa atómica absoluta. Equivalencia de la uma con el gramo. Comparación entre masa atómica y nuclear. **Cantidad mínima de sustancia**; moléculas y otras unidades mínimas. Significado conceptual de las fórmulas. Masa de la unidad mínima de una sustancia no formada por moléculas. Unidad mol del Sistema Internacional y Sistema Métrico Legal Argentino; constante de Avogadro; Ley de Avogadro: Volumen molar y Volumen molar normal. Ley de Lavoisier de conservación de la masa y de Einstein de la materia y energía. Ley de las proporciones definidas de Proust. Balanceo de ecuaciones por tanteo y por método algebraico. **Cálculos estequiométricos** con masas, volúmenes y número de moles. Reactivo limitante. Pureza de reactivos y rendimiento de las reacciones.

Unidad Temática 3: Gases.



Descripción cinético-molecular del estado gaseoso y correlación con las propiedades presión, temperatura, volumen, densidad, miscibilidad y compresibilidad de los gases. Punto crítico; isoterma crítica. **Gases ideales**. Ecuación de estado y Ecuación general. Ley de las presiones parciales de Dalton y ley de la difusión de Graham. Gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de van der Waals. **Cálculos estequiométricos**.

Unidad Temática 4: Estructura electrónica.

Razón de su estudio en química. Modelos atómicos. Espectros. Cuantos. Dualidad onda-partícula. Principio de incertidumbre; concepto probabilístico de distribución de electrones. Orbital. Significados de los números cuánticos n , l , m y s . Orden de llenado; niveles y subniveles de energía; regla de las diagonales. Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. **Configuración electrónica** de los átomos en orbitales y casilleros. Tabla periódica. Ley periódica moderna. Configuración electrónica de valencia; bloques s , p , d , f . Tendencias del radio atómico, potencial de ionización y afinidad electrónica en grupos y períodos; características de los elementos metálicos, no metálicos, semimetálicos e inertes.

Unidad Temática 5: Uniones químicas.

Modelo atómico orbital del enlace. Regla del octeto. Escala de electronegatividades de Pauling. Unión covalente simple, doble, triple y coordinada. Unión covalente polar y no polar. Ejemplos de uniones covalentes en moléculas y en redes de átomos. Red covalente. Notación de Lewis. **Fuerzas de cohesión intermolecular** por dipolos permanentes, puentes hidrógeno y dipolos temporarios. Redes moleculares. Unión iónica; red iónica. Unión metálica; red metálica. Origen de la repulsión interna en los cuerpos; significado de la temperatura; agitación térmica; concepto del cero absoluto. Existencia de las sustancias como cuerpo sólido, líquido o gaseoso según predomine la cohesión o la repulsión internas. **Escritura de fórmulas**. Número de oxidación. Nomenclatura tradicional y sistemática de Stock de óxidos, ácidos, hidróxidos y sales sencillas. Mínimo número de fórmulas de química del carbono para ilustrar la diversidad de cadenas, funciones e isomería.

Unidad Temática 6: Líquidos.



Descripción de su estructura interna. Presión de vapor; punto de ebullición; calor latente de vaporización. Viscosidad. Tensión superficial. **Sólidos**. Descripción de su estructura interna: amorfos y cristalinos. Cohesión interna y puntos de fusión comparativos de los sólidos moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Calor latente de fusión. Presión de vapor del sólido; punto de sublimación; calor latente de sublimación. Diagrama de fases de una sustancia. Punto triple. Gráficos presión-temperatura del agua y del dióxido de carbono. Su interpretación.

Unidad Temática 7: Soluciones.

Soluciones gaseosas, líquidas y sólidas. Composición y concentración: % m/m, % m/v, % v/v, molaridad, molalidad y fracción molar. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Curva de solubilidad de sólidos en líquidos. Soluciones de gases en líquidos: ley de Henry. Ley de distribución. **Propiedades coligativas**. Descenso de la presión de vapor; ley de Raoult. Descenso crioscópico; anticongelantes. Ascenso ebulloscópico. Presión osmótica. Aplicaciones. Electrolitos y no electrolitos; teoría de Arrhenius; conductividad electrolítica. Grado de disociación; electrolitos fuertes y débiles; mención del efecto de la disociación de los electrolitos sobre las propiedades coligativas. Neutralización; equivalente gramo; normalidad de soluciones.

Unidad Temática 8: Termoquímica.

Entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Leyes de la Termoquímica. Cálculo del calor de una combustión y otra reacción sencilla, usando los datos de la tabla estándar de entalpías de formación. Concepto de poder calorífico superior e inferior de combustibles.

Unidad Temática 9: Cinética química.

Definición de velocidad de reacción; curva de concentraciones de reactivos y productos en función del tiempo; velocidad media; velocidad instantánea. Rango: desde infinitamente lentas (H_2 con O_2 a temperatura ambiente), hasta las deflagraciones. Expresión genérica de la velocidad instantánea en función de las concentraciones. Velocidad específica; efecto de la temperatura; nociones de catálisis. **Reacciones totales y reversibles**. Equilibrio molecular; constante de equilibrio en término de concentraciones molares. Perturbación del equilibrio; principio de Le Chatelier – Braun; noción



de reacción exotérmica y endotérmica. Comparación del cociente de reacción Q vs. la constante de equilibrio K_c y K_p . **Equilibrio iónico.** K_w , K_a y K_b ; pH y pOH. Hidrólisis.

Unidad Temática 10: Reacciones redox:

Ejemplos de química inorgánica y combustiones. Método del ion-electrón para balancear ecuaciones redox en medio acuoso. Potenciales patrón de reducción y oxidación; reacciones espontáneas y no espontáneas. Pilas. Cálculo de f.e.m en condición patrón; mención del efecto de las concentraciones y de la temperatura. Descripción y ecuaciones de la pila de Daniell y acumulador de plomo; descripción de la pila de Leclanché. Otras pilas. **Electrólisis**; carga del electrón; carga de 1 mol de electrones, constante de Faraday. Cálculos estequiométricos con lectura de las semiecuaciones; cantidad de electricidad circulada a partir del número de moles de electrones intercambiados; correlación con la expresión final de las leyes de Faraday. Obtención de aluminio. Refinación del cobre. Nociones sobre corrosión y protección metálica.

Unidad Temática 11: Agua.

Clasificación según procedencia. Aguas duras. Ablandamiento. Agua potable. Nociones sobre contaminación microbiana. Nociones sobre: Tratamiento de efluentes. Agujero de ozono. Efecto invernadero. Contaminación ambiental: monóxido de carbono. Oxidos de nitrógeno. Desechos peligrosos. Lluvia ácida.

DISTRIBUCIÓN DE CARGA HORARIA ENTRE ACTIVIDADES TEÓRICAS Y PRÁCTICAS

Cada uno de los trabajos prácticos tiene una carga horaria de 5 horas cátedra. Si bien se presentan las hs. asignadas a clases teóricas y de resolución de problemas por separado, las clases son de carácter teórico-prácticas.

Tipo de actividad	Carga horaria total en hs. reloj
Formación Teórica	100



Formación Práctica	20
Formación experimental	20

Trabajos Prácticos de Laboratorio

Trabajo Práctico N° 1: Corresponde a la Unidad Temática 1

a) Elementos de Laboratorio.

Objetivo: Presentación y demostración del uso de los elementos de Laboratorio.

b) Sistemas materiales.

Objetivo: Separar los componentes de sistema de materiales heterogéneos y homogéneos con la finalidad que el alumno domine las técnicas y el manipuleo del del material de laboratorio.

Trabajo Práctico N° 2: Corresponde a la Unidades Temáticas. 2, 3 y 8

a) Determinación de la masa atómica relativa del magnesio.

Objetivo: La determinación se basa en la medición cuantitativa y volumétrica de la reacción entre el magnesio y el ácido clorhídrico.

b) Determinación de la concentración de una solución de peróxido de hidrógeno.

Objetivo: Medición del oxígeno desprendido mediante la descomposición del peróxido de hidrógeno por la acción del dióxido de manganeso como catalizador. Se expresan las concentraciones utilizando distintas formas empíricas y normalizadas.

Trabajo Práctico N° 3: Corresponde a la Unidad Temática 7.

a) Soluciones. Preparación y valoración de una solución de ácido clorhídrico.

Objetivo: Comprensión de las técnicas de volumetría, utilización de diferentes indicadores y las verificaciones del punto de equivalencia y punto final de una titulación.

b) Solubilidad. Determinación de la solubilidad del clorato de potasio.



Objetivo: Aprender el manejo de las curvas de solubilidad determinando la masa de una muestra incógnita.

Trabajo Práctico N° 4: Corresponde a la Unidades Temáticas 8 y 9.

a) Potencial hidrógeno (pH) y potencial hidróxido (pOH).

Objetivo: Familiarizar a los alumnos con el manejo y aplicación de los medidores de pH (peachímetros) y papeles indicadores, como así también el fenómeno de hidrólisis de sales.

b) Oxido-reducción.

Objetivo: Realizar experimentalmente distintas reacciones redox, visualizando lo ocurrido en cada una de ellas y explicando lo observado mediante hemireacciones.

c) Electroquímica.

Objetivo: Consustanciarse con las leyes básicas de los procesos electrolíticos (electrólisis, pilas, etc.)

Trabajo Práctico N° 5: Corresponde a la Unidades Temáticas 6 y 11.

a) Aguas.

Objetivo: Diferenciar los tipos de aguas de acuerdo a su grado de dureza, por la determinación volumétrica de las mismas. Comparar los distintos tratamientos de ablandamiento: cal / soda y resinas de intercambio.

b) Petróleo.

Objetivo: Conocer los distintos métodos de análisis de los derivados del petróleo e interpretar los resultados de los mismos.

ESTRATEGIAS METODOLÓGICAS

a) Modalidades de enseñanza empleadas según tipo de actividad (teórica-práctica)

En relación a las clases teóricas Se propone la enseñanza y el aprendizaje a partir de necesidades y problemas del campo profesional y laboral del área. Para ello se considera importante desarrollar



actividades didácticas que posibiliten procesos de acción de los alumnos sobre la realidad profesional-laboral concreta.

Se realiza búsqueda de información, fundamentación de los problemas y la elaboración de propuestas de solución.

El alumno participa activamente en las clases teóricas, pues el docente propone problemas reales que suceden en el ámbito laboral a los efectos que los alumnos elaboren las soluciones.

Para las actividades prácticas se propone la realización de trabajos prácticos grupales, en los cuales los alumnos aplican los conocimientos teóricos de la asignatura.

b) Recursos didácticos para el desarrollo de las distintas actividades (guías, esquemas, lecturas previas, computadoras, software, otros)

- Guía de ejercicios y problemas
- Guía de Trabajos Prácticos de laboratorio.

MODALIDAD DE EVALUACIÓN

En las clases se observará la participación de los alumnos en el grupo a través de preguntas, ejemplos y consultas. En las producciones escritas se tendrán en cuenta para evaluar: los contenidos, la redacción, el poder de síntesis y la claridad conceptual. Las evaluaciones parciales son individuales y escritas

REQUISITOS DE REGULARIDAD Y PROMOCIÓN DE LA ASIGNATURA

Para la regularización de la asignatura y acceder al examen final:

- Tener el presentismo mínimo para cumplir con la condición de alumno regular (75%).
- Aprobación de 2 parciales con 6 (seis) o mayor nota (se contará con 2 instancias de recuperación por parcial).
- Aprobación de los Trabajos Prácticos.

Para la promoción de la asignatura:

- Tener un presentismo mínimo del 75%



- Aprobación de 2 parciales con 8(ocho) o mayor nota cada uno. Se contará con 1 instancia de recuperación para uno solo de los parciales a elección del alumno, en una sola fecha establecida por la cátedra antes del segundo parcial).

- Aprobación de los Trabajos Prácticos

NOTAS:

✓ El ausente en cualquiera de los 2 parciales se considerará como si tuviera un aplazo tanto para la regularización como para la promoción de la asignatura.

✓ Cuando se recupere un parcial, la cátedra decidirá si la nota del recuperatorio podrá reemplazar o no a la nota del parcial que se recupere (sea la calificación del recuperatorio menor, mayor o igual a la obtenida en el parcial a recuperar para poder acceder a la promoción).

ARTICULACIÓN HORIZONTAL Y VERTICAL CON OTRAS MATERIAS

La Química es una disciplina abierta, considerada una *ciencia central que* conecta conceptos y procedimientos provenientes de otras ciencias, y su campo de estudio abarca muchas subdisciplinas que se solapan con los campos de investigación de otras ciencias y que por otra parte nunca ha perdido de vista la aplicación del conocimiento a la resolución de problemas prácticos.

El estudio de la química busca cimentar las bases teórico-prácticas que posibiliten encarar en los años sucesivos las distintas disciplinas con la que dicha asignatura está conectada a lo largo de cada especialidad. Teniendo como eje la materia integradora se busca relacionar los contenidos de la asignatura con las demás materias del primer nivel de la carrera.

Química General forma parte del plan de estudios de ingeniería junto a otras asignaturas de primer nivel que brindan la formación básica que se requiere para abordar las asignaturas de la carrera de niveles superiores como la futura formación a lo largo de su vida profesional.

Con respecto a la articulación horizontal, Química general se articula con Ingeniería Mecánica I que es una materia integradora.

La mayor articulación con materias del mismo año se da con Física I, en tanto se pueden describir los procesos de la naturaleza través de las reacciones químicas y desde los procesos físicos involucrados. La Química es una de las ciencias que más afinidad tiene con la Física ya que muchos



fenómenos físicos ocurren generalmente junto con los químicos. Un ejemplo de tal vinculación ha sido la búsqueda de la estructura del átomo desde los trabajos físicos para explicar las propiedades químicas de los elementos. En este sentido, la estructura de la materia es la base para poder elaborar una teoría fundada científicamente en temas relacionados con los conductores y semiconductores, de amplia aplicación en muchas de las carreras.

La articulación vertical también se da través de asignaturas integradoras en los diferentes niveles. Verticalmente se relaciona con distintas asignaturas de las diferentes especialidades, en particular aquellas que estudien o describan los materiales comúnmente usados en la actividad industrial inherente a cada especialidad, como por ejemplo las asignaturas Química Aplicada y Materiales metálicos en la especialidad Ingeniería Mecánica.

BIBLIOGRAFÍA OBLIGATORIA

Andoni Garritz y otros (2005) Química Universitaria Pearson

Angelini y otros. (2001) Temas de Química General. Buenos Aires: EUDEBA

Atkins, P. (1992) Química General. Omega

Brown(1993) Química. Prentice Hall

Burns (1996) Fundacion Química. Prentice Hall

Chang, R. (2010) Química. Mc. Graw Hill

Keenan y otros (1980) Química General Universitaria. CECSA

Kennth W., Whitten, R., Davis, R, Peck, L y Stanley, G. (2008) Química. Cengage armingm

Kennth W. Whitten, R y Davis, L. (2009) Química: La Ciencia Central Pearson

Naveira de Piñeriro (2002) Química General para todos. CEIT

Ritter (2008) Introducción a la Química. Reverté

Sienko Plane (1980) Química Teórica y Descriptiva. Aguilar

Umland (2000) Química General. Thomson

Whiten y otros. (2002) Química General. Mc. Graw Hill

Wolfe (1995) Química General y Orgánica Biológica. Mc. Graw Hill

