

DEPARTAMENTO: Área de QUÍMICA



UNIVERSIDAD NACIONAL DEL COMAHUE
Centro Regional Universitario Bariloche

Programa de la asignatura: Química General I

Carrera: Ingeniería Química

Año: 2015

Plan de estudios PLAN N° 803/97

Modif. 533 (2000) y 1089 (2006)

Año a la que pertenece: primer año

Número de horas semanales: 7 horas

Número de horas teóricas: 3 horas

Número de horas prácticas 4 horas

Régimen: cuatrimestral

Encargado de cátedra: Dra. Ana Bohé

Trabajos de laboratorios y problemas: Mag. Andrea Bellver y Lic. Nicolás Seoane

Asignaturas correlativas: No tiene

1. FUNDAMENTACIÓN:

Un curso de química general debe cumplir diversos objetivos que contribuyan a la formación del estudiante. El primero es proveer una base sólida de conceptos teóricos y de experimentos químicos, en particular aquellos que serán necesarios para el desempeño de los futuros ingenieros. El curso de química debe mostrar al estudiante la importancia que tiene la química para la sociedad en general y para la vida diaria en particular.

2. OBJETIVOS:

La naturaleza lógica de las ciencias exactas requiere que el curso de química aporte las herramientas necesarias para la resolución de problemas y estimule el pensamiento analítico. En el presente curso de química se propone lograr comprender conjuntamente la teoría y los experimentos. De esta manera, el estudiante podrá apreciar mejor cómo se realiza la investigación científica, cómo ésta provee el conocimiento a través de la formulación de teorías y cómo dichas teorías permiten predecir el comportamiento de otros sistemas.

Por otra parte, permitirá el trabajo en grupos que llevará a la integración de los estudiantes para futuros trabajos en distintos tipos de equipos. Así como también el conocimiento de la realización de mediciones instrumentales acompañadas de sus respectivos errores y limitaciones.

3. CONTENIDOS MÍNIMOS SEGÚN PLAN DE ESTUDIO:

1. Aspectos generales en el estudio de la química.
2. Los componentes de la materia.
3. Estequiometría : Relaciones entre Mol y Masa en sistemas químicos.
4. Los tipos más importantes de reacciones químicas.
5. Gases y Teoría Cinética Molecular.
6. Teoría cuántica y estructura atómica.
7. Configuración electrónica y Periodicidad química.
8. Modelos de enlace químico.
9. Formas moleculares y teorías del enlace covalente.
10. Fuerzas inter-moleculares: líquidos, sólidos y cambios de estado.
11. Las propiedades de las mezclas: soluciones y coloides.
12. Propiedades de los Elementos. Propiedades periódicas de los principales grupos de elementos, enlaces, estructuras y reactividad.

4. CONTENIDOS PROGRAMA ANALÍTICO:

1. Aspectos generales en el estudio de la química.

Definiciones fundamentales:

- Propiedades de la materia
- Los tres estados de la materia
- La importancia de la energía en el estudio de la materia.

Solución de problemas químicos:

- Unidades y factores de conversión en los cálculos.
- Cómo resolver problemas en química.
- Mediciones en estudios científicos:
- Aspectos generales del sistema internacional de unidades SI
- Unidades del sistema SI utilizadas frecuentemente en química.

Incerteza en las Mediciones: su significado:

- Reglas para la determinación de cifras significativas.
- Propagación de errores
- Precisión, incertidumbre y Calibración de Instrumentos.

2. Componentes de la materia.

Elementos , compuestos y mezclas.

Observaciones que demuestran la composición atómica de la materia:

Principio de conservación de la materia: conservación de la masa durante una transformación química.

Relaciones constantes de las masas de los elementos en un compuesto; ley de las proporciones definidas.

- Ley de las proporciones Múltiples.
- Teoría atómica de Dalton.
- Masas atómicas algunas controversias.

Estudios que condujeron al modelo atómico nuclear.

- Descubrimiento del electrón y sus propiedades.
- Descubrimiento del núcleo atómico.

La teoría atómica actual:

- Estructura del átomo.
- Número atómico, Número másico y Símbolos atómicos.
- Isótopos y masas atómicas de los elementos.

Elementos: una primera visión de la tabla periódica:

Compuestos: introducción al enlace químico:

Formación de compuestos iónicos.

Formación de compuestos covalentes.

Fórmulas, nombre y masas.

Mezclas: clasificación y separación.

3. Estequiometría : Relaciones entre Mol y Masa en sistemas químicos.

El Mol:

Definición.

Determinación de la fórmula de un compuesto desconocido:

Formula empírica y molecular.

Fórmulas químicas y la estructura de las moléculas.

Escritura y balance de ecuaciones químicas.

Cálculos de las cantidades de productos y reactivos.

Fundamentos de la estequiometría de soluciones:

Concentración de soluciones.

Reacciones químicas en solución, cálculos estequiométricos.

4. Tipos de reacciones químicas.

Reacciones de combinación

Reacciones de descomposición

Reacciones de desplazamiento

El rol del agua como solvente:

Solubilidad de compuestos iónicos

Naturaleza polar del agua.

Reacciones acuosas iónicas:

Reacciones de precipitación

Reacciones de neutralización

Reacciones de oxidación-reducción: balance de ecuaciones redox.

5. Gases y Teoría Cinética Molecular.

Medidas de la presión de los gases.

Las leyes de los gases ideales y sus fundamentos experimentales.

Relación entre volumen y presión: Ley de Boyle.

Relación entre volumen y temperatura: Ley de Charles

Relación entre volumen y cantidad de gas: Ley de Avogadro

Comportamiento de los gases en condiciones estándar.

Ley de los gases ideales y constante de los gases.

Otras aplicaciones de los gases ideales:

Densidad

Masa Molar de un gas desconocido.

Mezcla de gases: Ley de Dalton de las presiones parciales.

La ley de los gases ideales y la estequiometría de una reacción

La teoría cinética molecular: un modelo del comportamiento de los gases:

Explicación de las leyes de los gases

Efusión y difusión

El caótico mundo de los gases: velocidad molecular, camino libre medio y frecuencia de colisiones.

Gases Reales. Desviación del comportamiento ideal

Efecto de las condiciones extremas en el comportamiento de los gases.

Ecuación de Van der Waals

6. Teoría cuántica y estructura atómica.

La naturaleza de la luz

Espectros atómicos y el modelo atómico de Bohr.

La dualidad onda partícula de la materia

Naturaleza ondulatoria de los electrones

Principio de incertidumbre de Heisenberg.

Modelo mecano cuántico del átomo:

Orbitales atómicos y probabilidad de ubicación del electrón

Números cuánticos de un orbital atómico.

Forma de los orbitales atómicos

Niveles de energía del átomo de hidrógeno

7. Configuración electrónica y Periodicidad química.

Principios generales de la configuración electrónica de los distintos elementos en los diferentes períodos.

Algunas propiedades periódicas:

Tamaño del átomo

Energía de ionización

Afinidad electrónica

Conexión entre la estructura atómica y la reactividad química

8. Modelos de enlace químico.

Propiedades atómicas y enlace químico:

Tipos de enlace

Estructuras de Lewis. Regla del octeto.

Resonancia

Enlace iónico:

Consideraciones generales: importancia de la energía de red.

Tendencia periódica de la energía de red.

Como se explican las propiedades de compuestos iónicos a través de estos modelos

Electronegatividad y polaridad del enlace:

Electronegatividad

Enlace covalente polar y polaridad de enlace

Carácter parcial iónico de enlaces covalentes.

9. Formas moleculares y teorías del enlace covalente.

Determinación de la forma de la molécula utilizando la teoría de la repulsión de los pares de electrones de valencia (VSEPR):

Polaridad de enlace, ángulo de enlace y momento dipolar

Determinación de la forma de la molécula utilizando la teoría del enlace de valencia (VB) y orbitales híbridos.

Teoría del orbital molecular (MO) y des-localización de electrones.

10. Fuerzas inter-moleculares : líquidos, sólidos y cambios de estado.

Tipos de fuerzas inter-moleculares:

Fuerzas ión-dipolo

- Fuerzas dipolo -dipolo
- Enlace puente hidrógeno
- Distorsión de la nube electrónica, dipolos inducidos
- Fuerzas de London
- Propiedades del estado líquido;
 - Tensión superficial
 - Capilaridad
 - Viscosidad
- Propiedades del estado sólido
 - Redes cristalinas y celda unitaria
 - Empaquetamiento de esferas
 - Tipos y propiedades de cristales sólidos
 - La importancia de defectos en cristales
- Algunos aspectos sobre los cambios de estado:
 - Calor involucrado
 - Naturaleza del equilibrio de un cambio de fase
 - Diagramas de equilibrio: efecto de la presión y la temperatura

11. Las propiedades de las mezclas: soluciones y coloides.

Tipos de soluciones: fuerzas intermoleculares y predicción de la solubilidad:

- Fuerzas intermoleculares en solución
- Soluciones líquidas y rol de la polaridad molecular.
- Soluciones gaseosas y sólidas.

Cambios energéticos en procesos de formación de una solución.

- Calor de formación de una solución y calor de hidratación
- El proceso de formación de una solución y la tendencia hacia el desorden.

Equilibrio en un proceso de formación de una solución.

- Efecto de la temperatura sobre la solubilidad.
- Efecto de la presión sobre la solubilidad.

Distintas Expresiones de la concentración:

Molalidad, molaridad, normalidad, %m/m, %m/v y fracción molar.

Unidades de conversión de concentración.

Propiedades coligativas de las soluciones:

- Propiedades coligativas de un no-electrolito no-volátil.

- Descenso crioscópico.
- Descenso de la presión de vapor
- Ascenso ebulloscópico.
- Presión osmótica en sistemas biológicos

- Propiedades coligativas de soluciones electrolíticas

Las estructuras y propiedades de los coloides.

12. Propiedades de los Elementos.(seminario

Propiedades periódicas de los principales grupos de elementos, enlaces, estructuras y reactividad).

- Los elementos en la naturaleza.

5. BIBLIOGRAFÍA:

-Brady, J.E. y Humiston, G.E. "Química básica, principios y estructuras", 2a.ed, . ed. Limusa, 1988.

- Mahan, B. "Química - Curso Universitario", Addison Wesley Iberoamericano. 4 ed. 1990
- Angelini M et. al, "Temas de Química General" Eudeba, 1998
- Sienko, M. y Plane, "Química Teórica y Descriptiva", Mc-Graw Hill 1988
- Silberberg, M. "Chemistry, the molecular nature of matter and change", Mosby 1996.
- Kotz, J.C. y Vining, W.J. "Saunders Interactive General Chemistry CD-ROM", Saunders College Pub., 1996
- Chang, Química General. 2000.
- Brady y Holum, Estudio de la Materia y sus cambios, 3a.ed, . ed. Limusa, 1990.
- Atkins, General Chemistry. CD
- Brown, Lemay y Burstein, Química, La Ciencia Central. Ptice-Hall, 1993.
- W.H. Freeman, Chemistry, no editado aún, se dispone de prueba de galera.

6. PROPUESTA METODOLÓGICA:

Se plantean tres tipos de actividades diferentes pero complementarias. Por un lado en las clases teóricas se desarrollarán exhaustivamente los conceptos básicos de los contenidos antes expuestos, acompañados de ejemplos de la vida diaria o de la industria para visualizar mejor los modelos que se plantean. Se harán un análisis profundo de las limitaciones de los modelos matemáticos que interpretan y predicen los comportamientos de los sistemas químicos. Además, se utilizarán tanto transparencias, diapositivas y videos que permitan seguir las explicaciones orales y plantear situaciones hipotéticas en las cuales se apliquen estos conocimientos.

Por otra parte se realizarán las actividades en los laboratorios, donde se accederán a metodologías de trabajo que permitan lograr adquirir una cierta experiencia en la realización de procesos químicos, trabajando siempre bajo normas de seguridad y protección del entorno físico y de personas.

Por último, los problemas teóricos plantearán situaciones similares a las reales que se presentan en la industria o en la naturaleza. Permitiendo de esta manera acrecentar las concepciones de abstracción necesarias para el desarrollo de modelos y a comprensión de fenómenos físico-químicos.

7. EVALUACIÓN Y CONDICIONES DE ACREDITACION:

Para lograr la aprobación del curso completo es indispensable cumplir con los siguientes requerimientos:

- Asistir al 100% de los trabajos de laboratorio, cumpliendo con las normas allí establecidas.
- Aprobar la evaluación de cada laboratorio, que se realizará antes de la ejecución de los mismos.
- Aprobar los informes que contengan los resultados y conclusiones de cada laboratorio.
- Asistir al 100% de las clases de problemas.

Realizar todos los problemas que se presentan en las guías y aprobarlos antes del cierre de la cursada.

Aprobar con una calificación superior a cinco (en la escala de 1 al 10), los contenidos exigidos en cada uno de los tres parciales obligatorios o en alguna de sus respectivas recuperaciones.

Aprobar la presentación oral del seminario final.

Para promocionar la materia debe tener todos los laboratorios, las clases de problemas aprobados y el seminario oral aprobados, habiendo además logrado una calificación igual o superior a ocho en la primera instancia de cada uno de los tres parciales obligatorios, sin opción a una recuperación.

8. DISTRIBUCIÓN HORARIA

Trabajos prácticos de problemas: 17,30 hs a 21,30 hs

Trabajos prácticos de laboratorio: 17,30hs a 21,30 hs

Clases teóricas: 09,00 hs a 12,00 hs

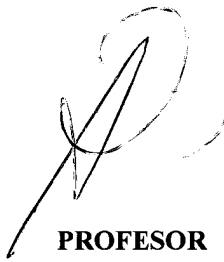
9. CRONOGRAMA TENTATIVO

	FECHA	ACTIVIDAD	TEMÁTICA
lunes	09-mar	Problemas	Contenidos del Curso de Nivelación
viernes	13-mar	Problemas	Contenidos del Curso de Nivelación
lunes	16-mar	Problemas	Contenidos del Curso de Nivelación
viernes	20-mar	PRIMER PARCIAL	
lunes	23-mar	FERIADO	
viernes	27-mar	Teórica	Configuraciones electrónicas de los elementos.
lunes	30-mar	Laboratorio 1 a	Introducción a los trabajos de laboratorio
viernes	03-abr	SEMANA SANTA	
lunes	06-abr	Laboratorio 1 b- Problemas	Introducción a los trabajos de laboratorio. Problemas sobre Config. electrónicas. Propiedades periódicas
viernes	10-abr	Teórica	Configuraciones electrónicas de los elementos. Modelo de Bohr. Transiciones electrónicas.
lunes	13-abr	Lab. 2-Problemas	Preparación de soluciones. Problemas sobre Config. electrónicas.
viernes	17-abr	Teórica	Propiedades periódicas.
lunes	20-abr	Problemas	Problemas sobre propiedades periódicas
viernes	24-abr	Teórica	Teorías del Enlace Químico. Estructura de Lewis
lunes	27-abr	Lab. 3 - Problemas	Lab. Estequiometría- Problemas sobre Config. Electrónicas y Teorías del enlace químico
viernes	01-may	FERIADO	
lunes	04-may	Lab. 4 - Problemas	Lab. Titulaciones - Problemas sobre Config. Electrónicas y Teorías del enlace químico
viernes	08-may	Teórica	Teorías del Enlace Químico. TREPEV.
lunes	11-may	Lab. 5 - Problemas	Lab. aplicando la Ley de Lambert & Beer y problemas sobre Teorías del enlace químico
viernes	15-may	Teórica	Teorías del Enlace Químico. Hibridización.
lunes	18-may	Problemas	Teorías del enlace químico
viernes	22-may	Teórica y Problemas	Teorías del Enlace Químico. TOM.
lunes	25-may	FERIADO	
viernes	29-may	SEGUNDO PARCIAL	
lunes	01-jun	Teórica	Gases Ideales – Ecuación de Estado
viernes	05-jun	Teórica	Gases Reales – Ecuación de Estado
lunes	08-jun	Lab. 6-Problemas	Gases Ideales y Reales – Ecuación de Estado
viernes	12-jun	Teórica	Propiedades Coligativas –Enlaces Intermolec. y Propiedades asociadas
lunes	15-jun	Lab. 7-Problemas	Propiedades Coligativas –Enlaces Intermolec. y Propiedades asociadas
viernes	19-jun	TERCER PARCIAL	

lunes	22-jun	PRESENTACIÓN DE TRABAJOS ORALES
viernes	26-jun	RECUPERATORIO SEGUNDO Y TERCER PARCIAL

**Fin del
cuatrimestre:** 26/06/2015

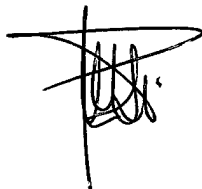
Exámenes 6 al 11 de julio
3 al 7 de agosto



PROFESOR



Dra. Patricia S. Satti



CONFORMIDAD DEL DEPARTAMENTO

CONFORMIDAD DEL CENTRO REGIONAL UNIVERSITARIO BARILOCHE