

DEPARTAMENTO: Área de QUIMICA



UNIVERSIDAD NACIONAL DEL COMAHUE
Centro Regional Universitario Bariloche

Programa de la asignatura: QUIMICA GENERAL

Carrera: LICENCIATURA EN BIOLOGIA

Año: 2013

Plan de estudios N°: 0094/85-0883/93

Año a la que pertenece: Primer año

Número de horas semanales: 6 horas

Número de horas teóricas: 3 horas

Número de horas prácticas: 3 horas

Régimen: Anual

Encargado de cátedra: Prof. Dr. Andrés Raviolo (araviolo@bariloche.com.ar)

Trabajos prácticos de problemas: Ing. Manuela Pardo; Lic. Marina Arbetman

Trabajos prácticos de laboratorio: Ing. Manuela Pardo; Lic. Marina Arbetman

Asignatura correlativas: ninguna

1. FUNDAMENTACIÓN:

La Química General brinda un panorama introductorio en el estudio de la Química, con el desarrollo de las principales teorías y conceptos fundamentales. También capacita en las habilidades procedimentales de laboratorio y de resolución de problemas. La Química es una materia central para el estudio de la Biología, por ello la asignatura busca constantemente ilustrar los conceptos abordados con cuestiones biológicas. Estos conocimientos serán aplicados por los estudiantes en muchas otras asignaturas de su plan de estudio.

2. OBJETIVOS:

- Acceder a la comprensión de los conceptos químicos fundamentales y de las teorías de la química más explicativas.
- Desarrollar la capacidad para interpretar y relacionar fenómenos químicos cotidianos y de aplicación biológica.
- Desarrollar habilidades de resolución de problemas y procedimientos de laboratorio.
- Fomentar actitudes científicas con vinculaciones CTS (ciencia, tecnología y sociedad).



3. CONTENIDOS MÍNIMOS SEGÚN PLAN DE ESTUDIO:

Fórmulas. Ecuaciones. Leyes de la química. Teoría atómica. Unión química. Clasificación periódica. Estados: gaseoso, líquido y sólido. Teoría ácido-base. Nociones de radiactividad. Vida media. Equilibrios: químico, fases, iónico. Electroquímica. Cinética química.

4. CONTENIDOS PROGRAMA ANALÍTICO:

Módulo inicial (Curso de Ingreso):

Magnitudes y unidades. Estructura de la materia: Átomo, molécula. Formulación de sustancias inorgánicas. Estados de la materia. Cantidades químicas. Masas atómicas. Masas moleculares. El mol. Soluciones: soluto y solvente. Unidades de concentración. Reacciones químicas y estequiometría.

Módulo principal:

1) Campo de estudio de la química. Importancia de su estudio. Método científico. Materia. Sistemas materiales: clasificación. Mezclas homogéneas y heterogéneas. Sustancias: simples y compuestos. Elementos. Estados de agregación. Propiedades físicas y químicas. Mediciones. Notación científica. Cifras significativas. Factor unitario.

2) Teoría atómica. Estructura del átomo. Modelos de Thomson y Rutherford. Número atómico y número másico. Isótopos. Átomo, molécula e ion. Fórmulas moleculares y empíricas. Nomenclatura de compuestos.

3) Estequiometría. Masa atómica. Masa molar. Número de Avogadro: determinación. Espectrómetro de masas. Composición porcentual de un compuesto. Ecuaciones químicas. Cantidades de reactivos y productos. Reactivo limitante. Rendimiento de reacción.

4) Reacciones en disolución acuosa. Propiedades de las disoluciones acuosas. Electrolito. Reacciones de precipitación. Solubilidad. Ecuaciones moleculares y ecuaciones iónicas. Reacciones ácido-base. Propiedades de ácidos y bases. Neutralización. Reacciones de óxido-reducción. Tipos. Número de oxidación. Unidades de concentración de disoluciones. Dilución de soluciones. Análisis gravimétrico. Titulaciones.

5) Gases. Presión atmosférica. Leyes de los gases. Gas ideal. Ecuación del gas ideal. Estequiometría con gases. Presiones parciales. Presión de vapor de agua. Teoría cinética molecular. Desviación del comportamiento ideal.

6) Termoquímica. Energía. Cambios energéticos en las reacciones químicas. Calor de reacción. Entalpía. Calorimetría. Calor específico y capacidad calorífica. Entalpía estándar de formación. Calor de disolución y de dilución. Primer principio de la termodinámica. Calor y trabajo. Energía interna.

7) Teoría cuántica y estructura electrónica de los átomos. Ondas electromagnéticas. Teoría cuántica. Efecto fotoeléctrico. Espectros de emisión. Modelo de Bohr. Naturaleza dual del electrón. Mecánica cuántica. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuraciones electrónicas. Principio de Exclusión de Pauli. Regla de Hund.

8) Tabla periódica. Clasificación periódica de los elementos. Grupos y períodos. Divisiones. Configuraciones electrónicas de cationes y aniones. Propiedades periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.

9) Enlace químico. Representación de Lewis. Enlace iónico. Energía reticular. Enlace covalente. Comparación de propiedades. Electronegatividad. Carga formal. Resonancia. Energía de disociación del enlace.

10) Geometría molecular. Momento dipolar. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos. Enlaces dobles y triples. Enlace sigma y pi. Teoría del orbital molecular: nociones.

11) Fuerzas intermoleculares. Dipolo-dipolo. Dipolo-dipolo inducido. Unión puente hidrógeno. Fuerzas de dispersión. Propiedades de los líquidos. Estructura y propiedades del agua. Idoneidad del entorno acuoso para los organismos vivos. Estructura cristalina. Tipos de cristales. Clasificación de sólidos. Sólidos amorfos. Cambios de fase. Diagramas de fase.

12) Propiedades físicas de las disoluciones. Tipos de disoluciones. Efecto de la temperatura en la solubilidad. Efecto de la presión en la solubilidad. Propiedades coligativas. Descenso de la presión de vapor. Ley de Raoult. Aumento ebulloscópico. Descenso crioscópico. Presión osmótica. Propiedades coligativas de disoluciones de electrolitos. Factor de van't Hoff. Coloides.

13) Cinética química. Velocidad media e instantánea. Ley de velocidad de reacción. Constante de velocidad específica. Orden. Reacciones de orden cero. Reacciones de primer orden. Tiempo de vida media. Determinación edades. Teoría de las colisiones y teoría del estado de transición. Energía de activación. Diagramas. Ecuación de Arrhenius. Mecanismos de reacción. Catalizadores. Enzimas.

14) Equilibrio químico. Equilibrio dinámico. Constantes de equilibrio. K_c y K_p . Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Cociente de reacción Q . Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier. Aplicaciones industriales: proceso Haber.

15) Ácidos y bases conjugados. Propiedades ácido-base del agua: K_w , pH. Fuerza de los ácidos y bases. Constante de ionización K_a y K_b . Ácidos dipróticos y polipróticos. Propiedades ácido-base de las sales. Hidrólisis. Ácidos y bases de Lewis.

16) Equilibrio ácido-base. Efecto del ión común. Ecuación de Henderson-Hasselbalch. Disoluciones reguladoras. Titulaciones ácido-base. Curvas. Indicadores. Equilibrios de solubilidad. Producto de solubilidad: K_{ps} . Efecto ión común y solubilidad. El pH y la solubilidad. Equilibrios de iones complejos.

17) Entropía. Los tres principios de la termodinámica. Energía libre de Gibbs. Criterios de espontaneidad. Energía libre y equilibrio químico. Termodinámica en los seres vivos: reacciones acopladas.

18) Electroquímica. Reacciones redox: balanceo. Celdas electroquímicas. Pila de Daniell. Potenciales estándar de electrodo. Espontaneidad de reacciones redox. Ecuación de Nerst. Pilas de concentración: potencial de membrana. Pilas comerciales: ácida, alcalina y recargable. Baterías. Celda combustible. Electrólisis. Electrólisis del agua y de una disolución acuosa de cloruro de sodio. Constante de Faraday. Aspectos cuantitativos de la electrólisis.

19) La química de la atmósfera. Atmósfera terrestre. Fenómenos en capas externas. Disminución de ozono en estratosfera. Efecto invernadero. Lluvia ácida. Esmog fotoquímico.

5. BIBLIOGRAFÍA:

- Libro de Cátedra: “Química” Chang, R. (6º, 7º, 9º o 10º edición). 2010, 10º Edición. Mc Graw Hill.

- Libros de consulta:

- “Química”. Brown, LeMay y Bursten. 9º edición, 2004. Pearson. México
- “Química General”. Umland y Bellana. 3º edición. 1999. Thomson.
- “Química Básica”. Brady, J. y Humiston, G. 1994. Ed. Limusa.
- “Principios de Química”. Atkins, P. y Jones, L. (3º edición, 2006). Ed. Médica Panamericana.
- “Temas de Química General”. Angellini, M. y otros. (Edición 1994). Eudeba.
- “Química”. Garritz, A. y Chamizo, J. 1994. Addison-Wesley.
- “Bioquímica”. Lehninger. Capítulo 2: El agua.
- “General Chemistry”. McQuarrie D. and Rock P. (Third edition, 1991). Ed. Freeman.
- “Chemistry and the Living Organism”. Bloomfield M. (Fifth edition, 1992). Ed. Wiley.
- “An Introduction to Chemistry for Biology Students”. Sackheim, G. (Fifth edition, 1995). Ed. Benjamin/Cummings.

- Lista de videos: sobre técnicas de laboratorio.

- Materiales de Cátedra:

- Definiciones básicas de la Química

6. PROPUESTA METODOLÓGICA:

Se procura en todo momento la participación activa del alumno. El enfoque metodológico propuesto tiende a reducir la separación entre la teoría y la práctica. Cada estudiante cuenta con un libro de texto con lo cual su tarea no se reduce a la escritura mecánica de apuntes. Se promueve la discusión en clase, ya sea en grupo pequeño o con toda la clase con la participación del profesor. Las imágenes y demostraciones tienen un papel muy importante en el desarrollo de las clases, por ello se emplean diapositivas en Power Point y software de simulaciones.

7. EVALUACIÓN Y CONDICIONES DE ACREDITACION:

Los estudiantes deben cumplir los siguientes requisitos para la aprobación de la materia: (a) 75 % de asistencia en todas las instancias (b) cuatro parciales aprobados; cada parcial tiene su respectivo recuperatorio y (c) la presentación, en tiempo y forma de informes y/o tareas que se les asignen.

Para promocionar la materia tienen que haber aprobado todos los parciales con promedio mayor a 80%, sin haber recurrido a instancias de recuperatorio.

8. DISTRIBUCIÓN HORARIA

- Teóricos e integración (3 horas): martes de 8:30 a 10 y jueves de 11:30 a 13.
- Problemas (3 horas): jueves de 14 a 17
- Laboratorios (3 horas): jueves de 14 a 19 (en comisiones, semana por medio)

Trabajos prácticos de problemas:

Se realizarán prácticos de problemas de todas las unidades del programa.

Trabajos prácticos de laboratorio:

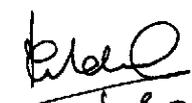
1. Introducción al laboratorio químico
2. Relaciones estequiométricas
3. Soluciones y titulación
4. Gases
5. Termodinámica: Calorimetría.
6. Propiedades físicas y fuerzas intermoleculares
7. Estructura atómica: Colorimetría.
8. Propiedades coligativas
9. Cinética química
10. Equilibrio químico Equilibrio ácido-base. pH
11. Electroquímica.

9. CRONOGRAMA TENTATIVO

Primer cuatrimestre: Unidades del programa 1-9 con sus respectivos problemas; trabajos de laboratorio 1-5; Primer parcial (unidades 1-4). Segundo parcial (unidades 1-6).

Segundo cuatrimestre: Unidades del programa 10-19 con sus respectivos problemas; trabajos de laboratorio 6-11; Parciales tercero y cuarto (unidades 7- 12 y 13-18 respectivamente).


PROFESOR
A. Pardo


CONFORMIDAD DEL DEPARTAMENTO
ALC. coord. Área Química


CONFORMIDAD DEL CENTRO REGIONAL UNIVERSITARIO BARILOCHE
Prof. Marisa N. Fernandez
Secretaria Académica
Centro Regional Universitario Bariloche
Universidad Nacional del Comahue