



**UNIVERSIDAD NACIONAL DEL COMAHUE**  
**Centro Regional Universitario Bariloche**  
**Año Académico: 2016**

**ASIGNATURA: Química General 2**

**DEPARTAMENTO: QUÍMICA**

**ÁREA: QUÍMICA FÍSICA**

**ORIENTACIÓN: QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA**

**CARRERA/S: Licenciatura en Biología**

**PLAN/ES DE ESTUDIOS – ORD.Nº: 094/85,883/93,877/01 Modificatoria 1249/13**

**CARGA HORARIA SEMANAL: 6 horas**

**RÉGIMEN: *cuatrimestral***

**CUATRIMESTRE: *segundo***

**OBLIGATORIA**

**EQUIPO DE CATEDRA:**

**Encargado de cátedra: Prof. Dr. Andrés Raviolo ([andres.raviolo@crub.uncoma.edu.ar](mailto:andres.raviolo@crub.uncoma.edu.ar))**

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

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

**ASIGNATURAS CORRELATIVAS (*S/Plan de Estudios*):**

- PARA CURSAR: Química General 1
- PARA RENDIR EXAMEN FINAL: Química General 1

---

**1. FUNDAMENTACION:**

La Química General brinda un panorama introductorio en el estudio de la Química, con el abordaje 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 - PROPOSITOS:**

- 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 SEGÚN PLAN DE ESTUDIOS:**

Geometría molecular. Hibridación. Fuerzas intermoleculares. Propiedades del agua. Sólidos. Diagramas de fases. Propiedades coligativas. Cinética química. Equilibrio químico. Ácidos y bases. Equilibrio ácido base. Equilibrio de solubilidad. Segundo principio de la termodinámica. Entropía y energía libre. Electroquímica. Pilas y electrólisis. Química de la atmósfera. Elementos y compuestos inorgánicos de importancia biológica.

4. **CONTENIDO PROGRAMA ANALÍTICO:**

Unidad 1: Enlace químico. Representación de Lewis. Enlace iónico. Energía reticular. Enlace covalente. Comparación de propiedades. Electronegatividad. Carga formal. Resonancia. Energía de disociación del enlace.

Unidad 2: 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.

Unidad 3: 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.

Unidad 4: 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.

Unidad 5: 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.

Unidad 6: 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. 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.

Unidad 7: 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.

Unidad 8: 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.

Unidad 9: 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.

## 5. BIBLIOGRAFÍA BÁSICA CONSULTA:

- Libro de Cátedra: “Química” Chang, R. (6º, 7º, 9º, 10º o 11º edición). 11º Edición, año 2013, 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.

- “Bioquímica”. Lehninger. Capítulo 2: El agua.

- “Chemistry and the Living Organism”. Bloomfield M. (Fifth edition, 1992). Ed. Wiley.

- 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:

**ALUMNOS REGULARES:** Los estudiantes deben cumplir los siguientes requisitos para la aprobación de la materia: (a) 75 % de asistencia en todas las instancias (b) dos 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.

**ALUMNOS PROMOCIONALES:** Para promocionar la materia tienen que haber aprobado todos los parciales con promedio mayor a 80%, sin haber recurrido a instancias de recuperatorio, incluyendo un parcial sobre temas de teoría que se realiza a final del cuatrimestre.

**ALUMNOS LIBRES:** Por el carácter de ciencia experimental, es requisito obligatorio vivenciar los trabajos prácticos de laboratorio, por lo tanto, no se recomienda rendir libre esta materia. El alumno debe comunicarse con anterioridad con el profesor.

## 8. DISTRIBUCIÓN HORARIA:

**HORAS TEORICOS:** Teóricos e integración (3 horas): miércoles de 9 a 10:30 y jueves de 11:30 a 13 horas.

**HORAS PRACTICOS:** Problemas (3 horas): jueves de 14 a 17  
Laboratorios (3 horas): jueves de 14 a 19 (en comisiones, semana por medio)

## 9. CRONOGRAMA TENTATIVO:

Jueves 13/8 Problemas Cap. 9 y 10. Uniones químicas y Geometría molecular.  
Jueves 20/8 Laboratorio 6. Espectrofotometría.  
Jueves 27/8 Problemas Cap 11 y 12. Fuerzas intermoleculares y propiedad. coligativas.  
Jueves 03/9 Laboratorio 7. Fuerzas intermoleculares y propiedades coligativas.  
Jueves 10/9 Problemas Cap 13. Cinética química.  
Jueves 17/9 Laboratorio 8. Cinética química. Repaso.  
Jueves 24/9 (no clases, mesas de examen)  
Jueves 1/10 Parcial 1  
Jueves 8/10 Problemas Cap. 14. Equilibrio químico.  
Jueves 15/10 Problemas Cap 15. Ácidos y bases.  
/10 Recuperatorio Parcial 1  
Jueves 22/10 Problemas Cap 16. Equilibrio ácido base y de solubilidad.  
Jueves 29/10 Laboratorio 9. Equilibrio químico.  
Jueves 05/11 Problemas Cap 18 y 19. Termoquímica II y Electroquímica.  
Jueves 12/11 Laboratorio 10. Electroquímica. Repaso.  
Jueves 19/11 Parcial 2  
Jueves 26/11 Recuperatorio Parcial 2

  
**PROFESOR**  
A RAVI

  
**CONFORMIDAD DIRECTOR/DELEGADO**  
**DEPARTAMENTO**

  
P. Satti

  
LIC. MARIA INÉS SANCHEZ  
Secretaria Académica  
Centro Regional Universitario Bariloche  
Universidad Nacional del Comahue

**CONFORMIDAD SECRETARIA ACADEMICA**  
**CENTRO REGIONAL UNIVERSITARIO BARILOCHE**