

## Programa de QUÍMICA II

**Carrera:** *Licenciatura en Biotecnología*

**Asignatura:** *Química II*

**Núcleo al que pertenece:** *Obligatorio (Ciclo Inicial)*

**Profesor:** *Chiaramoni, Nadia Silvia; Porro, Silvia; Roncaglia, Diana Inés; Andreasen, Gustavo Alfredo; Romero, Eder Lilia*

**Correlativas previas:** *Química I*

### **Objetivos:**

Esta asignatura está concebida para completar la formación química básica luego de Química I, además de introducir a la/os estudiantes en las prácticas de laboratorio tanto desde el punto de vista de su habilidad manual como para la adquisición de conocimientos del análisis numérico y estadístico de los datos experimentales obtenidos. Química II integra elementos básicos de la llamada Química analítica tradicional con el tratamiento de datos empleando los programas informáticos y técnicas modernas. La segunda parte de la asignatura recorre los elementos básicos de la Química Inorgánica: teorías modernas del enlace químico, aplicación de los conceptos incorporados previamente (estequiometría, equilibrio, electroquímica, etc.) a los grupos de elementos representativos, complejos de metales de transición tipo de enlace y aplicaciones y herramientas básica de radioquímica.

### **Contenidos mínimos:**

Equilibrios en solución acuosa: equilibrio ácido-base, de precipitación, óxido-reducción y formación de complejos. Sus aplicaciones en química analítica: métodos volumétricos y gravimétricos. Química de no metales, metales de transición y coordinación. Química nuclear.

**Carga horaria semanal:** 7 (siete) horas

### **Programa analítico:**

#### **Unidad 1: Propiedades generales de los ácidos y bases**

Naturaleza de los ácidos y las bases. Concepto de Bronsted-Lowry. Pares ácido-base conjugados. Disociación del agua y la escala de pH. Ácidos fuertes y débiles. La estructura molecular y la fuerza de los ácidos. Bases fuertes y

débiles. Carácter ácido- base y la estructura química. Oxidos ácidos, básicos y anfóteros. Acidos y bases de Lewis.

### **Unidad 2: Equilibrios en solución acuosa y volumetría ácido- base**

Ácidos débiles y constante de disociación. Bases débiles y constante de disociación. Acidosdiproticos y polipróticos. Valoración de ácidos mono y polipróticos. Propiedades ácido – base de las sales. Hidrólisis. Efecto del ión común. Soluciones amortiguadoras o buffer: preparación y capacidad reguladora. Titulaciones. Elección de indicadores. Curvas de titulación. Fuentes de error.

### **Unidad 3: Equilibrios de solubilidad y volumetría de precipitación**

La solubilidad y el producto de solubilidad. La constante del producto de solubilidad. Precipitación selectiva de iones. Solubilidad y pH. Efecto de ión común. Aplicación del producto de solubilidad al análisis cualitativo. Efecto de la formación de complejos sobre la solubilidad. Volumetría de precipitación. Argentometría.

### **Unidad 4: Equilibrio y volumetría redox.**

Las reacciones de óxido- reducción. Potencial de electrodo. La ecuación de Nerst. Espontaneidad de las reacciones. Pilas. Influencia del pH, agentes precipitantes y complejantes. Valoraciones redox. Curvas de titulación. Punto final. Indicadores. Permanganimetría, iodometría.

### **Unidad 5: Estructura molecular**

Modelo de repulsión del par electrónico del nivel de valencia. Momentos dipolares. Teoría de enlaces de valencia. Orbitales híbridos (TEV). Enlacesmúltiples.Descripción por orbitales moleculares (OM).

### **Unidad 6:Química nuclear**

Reacciones nucleares. Radiactividad. Tipos de desintegración radiactiva. Estabilidad nuclear. Series radiactivas. Fisión y fusión. Cinética de desintegración. Período de semidesintegración. Cálculos.

### **Unidad 7: Química de los no metales (Hidrógeno, oxígeno, carbono y nitrógeno)**

Su ubicación en la clasificación periódica. Tendencias periódicas. Reacciones químicas características. Principales compuestos. Obtención y propiedades: Hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, carbono. Estudio individual y comparativo.

### **Unidad 8: Química de los no metales (Boro, silicio, azufre, fósforo, halógenos y gases nobles)**

Su ubicación en la clasificación periódica. Reacciones químicas características. Principales compuestos. Obtención y propiedades: Boro. Silicio y silicatos.

Azufre, selenio y telurio. Fósforo y arsénico. Halógenos. Gases inertes. Estudio individual y comparativo.

### **Unidad 9: Química de los metales de transición y los compuestos de coordinación.**

Propiedades de los metales de transición. Configuraciones electrónicas. Formación de iones complejos. Compuestos de coordinación. Estructura de los complejos. Cargas, números de coordinación, geometría. Nomenclatura. Isomería estructural, estereoisomería. Teoría del campo cristalino. Configuración electrónica en los complejos octaédricos, tetraédricos y cuadrado planos. Equilibrio de complejación. Constantes parciales y globales. Estabilidad de los iones complejos. Quelatometría.

### **Trabajos prácticos de laboratorio**

**TP N°1: Volumetría ácido base.** Determinar la acidez de una muestra de vinagre comercial mediante volumetría ácido base. Estandarización de soluciones utilizando patrones primarios y secundarios.

**TP N°2: Preparación de soluciones *buffer*.** Aprender a preparar una solución *buffer* de un pH determinado, sabiendo elegir los pares conjugados. Comprobar la capacidad reguladora de las soluciones *buffer*. Aprender a utilizar el pH metro.

**TP N°3: Curvas de titulación ácido base.** Realizar curvas de titulación de ácidos o bases débiles. Reconocer las distintas zonas en dicha curva. Usar correctamente los indicadores de pH.

**TP N°4: Volumetría de precipitación.** Determinación de haluros. Emplear diferentes técnicas de volumetría de precipitación en la determinación de cloruros. Aplicando las técnicas aprendidas, comprobar la pureza de una muestra de sal de mesa.

**TP N°5: Equilibrio REDOX; Reacciones REDOX y Pilas.** Mediante volumetría Redox determinar cloro activo en una muestra de lavandina. Estudiar reacciones Redox en tubo de ensayo. Armar celdas galvánicas de diferentes tipos. Medir la diferencia de potencial generada en los modelos experimentales y compararla con los datos teóricos.

**TP N°6: Química del Carbono, Hidrógeno y Oxígeno.** Generación de hidrógeno gaseoso mediante reacciones Redox en tubos de ensayo. Caracterización de una solución de peróxido de hidrógeno. Determinación de su concentración y ensayo de su capacidad oxidante y reductora. Generación de gas dióxido de carbono mediante reacciones Redox. Análisis mediante reactividad ácida luego de burbujeo en agua destilada.

**TP N°7: Química del Nitrógeno, Azufre y Halógenos.** Generación de diferentes gases nitrogenados mediante reducción del ácido nítrico. Reacciones de

desplazamiento de compuestos con azufre y halógenos. Análisis del carácter reductor del sulfito. Caracterización de agua de cloro. Obtención de HCl y análisis de su acidez. Generación de cristales de Iodo y análisis de solubilidad.

**TP N°8: Química de los iones complejos.** Reacciones de formación de complejos. Desplazamiento de ligandos. Observación de color y análisis mediante espectroscopía UV-visible. Aplicación de una técnica colorimétrica para determinar la estequiometría de formación de un complejo.

**TP N°9: Volumetría de complejos.** Determinar dureza cálcica y total de una muestra de agua potable mediante complejometría.

## **Bibliografía:**

### **Química General**

1. **Química, La Ciencia Central**, Brown T. L., LeMay H. E. Jr, Burnsten B. E., Ed. Pearson Educación. 9ª Edición: 2004.
2. **Química universitaria**. Garritz. Pearson Educación. 2005.
3. **Principios de química**. Atkins – Jones. Editorial Médica Panamericana. 2006.
4. **Química. La naturaleza molecular del cambio y la materia**. Silberberg. Mc Graw Hill. 2ª. Edición. 2002.
5. **Química General**. Umland – Bellama. Ed. Thomson. 3ª. Edición: 2000.
6. **Química**, Atkins P., Jones L. Ed. W.H. Freeman Co. 4ª Edición. 1999.
7. **Química General, Vol. 2: Reactividad Química. Compuestos Inorgánicos y Orgánicos**. R.H.Petrucci; W.S. Harwood. Ed. Prentice Hall 8ª Edición. 2003.
8. **Química**, Chang R. Ed. McGraw-Hill. 6ª Edición. 2001.
9. **Química Universitaria**, Mahan, Ed Addison Wesley. 4ª Edición. 1998
10. **Química General Superior**, Masterton. Mc Graw Hill. 6ª Edición. 1992.
11. **El mundo de la química**, Moore – Stanitski – Word – Kotz. Ed. Pearson Educación. 2ª. Edición: 2000.
12. **Química Básica**, Brady. Ed. Limusa Wiley. 2ª. Edición: 2000.

### **Química Analítica**

13. **Fundamentos de Química Analítica**. Skoog – West - Holler – Crouch. Ed. Thomson. 8ª. Edición: 2005.
14. **Química Analítica**, Skoog - West – Holler - Crouch, Mc Graw Hill, 7ª Edición. 2001.
15. **Análisis Químico Cuantitativo**, Harris D. C., Ed Reverté, 2ª Edición 2001.
16. **Introducción a los Equilibrios Iónicos**, Manuel Aguilar Sanjuán. Ed. Reverté, 1999.

**17. Química Analítica Cuantitativa**, R.A.DayJr; A.L.Underwood. Ed. Prentice Hall. 5ª Edición..1989.

**18. Introducción a la Química Analítica**. Skoog – West. Editorial Reverté S. A. 1986.

### **Química Inorgánica**

**19. Química Inorgánica**, Glen E. Rodgers. Ed. Mac Graw Hill. 2000.

**20. Química Inorgánica**. Shriver – Atkins – Langford. 2a. Edición. Editorial Reverté S. A. 1997.

**21. Química Inorgánica Básica**, Cotton – Wilkinson. Ed. Limusa. 1994

**22. Química Inorgánica**, Butler – Harrod. Ed. Addison Wesley Iberoamericana. 1992

**23. Química Inorgánica Avanzada**. Cotton y Wilkinson. Limusa Noriega. 1990.

**24. Química Bioinorgánica**, Baran. Ed. Mac Graw Hill. 1995.

### **Química General en Inglés**

**25. Chemistry**. Brady – Russell – Holum. John Wiley & Sons, Inc. 2000.

**26. Chemistry**, Jones. Atkins. Ed. Freeman. 4ª Edición. 1999.

**27. Chemical principles**, Atkins – Jones. Ed. Freeman. 1999

**28. General Chemistry**, Pauling. Ed. Dover. 1988.

La bibliografía que no se encuentra en la Biblioteca de la UNQ es suministrada por los docentes, ya sea porque se dispone de las versiones electrónicas y/o se dispone del ejemplar en el grupo de investigación asociado.

**Organización de las clases:** Las clases de seminario constan de teoría y resolución de problemas. Se inicia con una introducción teórica del tema, empleando diapositivas ppt, película o tiza y pizarrón, dependiendo de la temática. Y posteriormente la resolución a cargo de los alumnos, normalmente trabajan en grupos, de problemas que fueron entregados al comienzo de la cursada.

Los Trabajos Prácticos de Laboratorio constan de un protocolo, una explicación del trabajo a realizar generalmente dada en la clase anterior a su realización.

**Modalidad de evaluación:** Evaluación mediante un interrogatorio escrito e individual de aspectos relacionados al TP.

Realización del Trabajo y Discusión conjunta de resultados.

Confección de 1 o 2 informes asignados a cada alumno para el cuatrimestre, a ser evaluado con nota.

**Aprobación de la asignatura según Régimen de Estudios vigente de la Universidad Nacional de Quilmes (Res. CS 04/08):**

La aprobación de la materia bajo el régimen de regularidad requerirá: Una asistencia no inferior al 75 % en las clases presenciales previstas, y cumplir con al menos una de las siguientes posibilidades:

- (a) la obtención de un promedio mínimo de 7 puntos en las instancias parciales de evaluación y de un mínimo de 6 puntos en cada una de ellas.
- (b) la obtención de un mínimo de 4 puntos en cada instancia parcial de evaluación y en el examen integrador, el que será obligatorio en estos casos. Este examen se tomará dentro de los plazos del curso.

Lo/as alumno/as que obtuvieron un mínimo de 4 puntos en cada una de las instancias parciales de evaluación y no hubieran aprobado el examen integrador mencionado en el Inc. b), deberán rendir un examen integrador, o en su reemplazo la estrategia de evaluación integradora final que el programa del curso establezca, que el docente administrará en los lapsos estipulados por la UNQ.

**Modalidad de evaluación exámenes libres:**

En la modalidad de libre, se evaluarán los contenidos de la asignatura con un examen escrito, un examen oral e instancias de evaluación similares a las realizadas en la modalidad presencial. Los contenidos a evaluar serán los especificados anteriormente incluyendo demostraciones teóricas y problemas de aplicación.



### CRONOGRAMA TENTATIVO

Semana	Tema/unidad	Actividad*				Evaluación
		Teórico	Práctico			
			Res Prob	Lab	Otros Especificar	
1	Repaso. Equilibrio químico	X	X			
2	Ácidos y bases. <b>TP1</b>	X	XX			
3	Ácidos y bases. Hidrólisis	X	X			
4	Soluciones amortiguadoras. <b>TP 2</b>	X	XX			
5	Soluciones amortiguadoras. <b>TP3</b>	X	XX			
6	Titulaciones. <b>TP4</b>	X	XX			
7	Equilibrios de solubilidad. Redox	X	X			
8	Redox. <b>TP5</b> . Repaso	X	XX			
9	<b>1<sup>er</sup> parcial</b>					X
10	Geometría Molecular	X	X			
11	Qca. de metales de transición y complej.	X	X			
12	Radioquímica. <b>TP6</b>	X	XX			
13	Radioquímica. <b>TP7</b>	X	XX			
14	Química de los elementos representativ. <b>TP 8 y 9</b>	X	XX			
15	Química de los elementos representativ. Repaso	X	XX			
16	<b>2<sup>do</sup> parcial</b>					X
17	<b>Recuperatorio 1° y/o 2<sup>do</sup> parcial</b>					X
18	<b>Coloquio integrador</b>					X



