

Programa de QUÍMICA I

Carrera: *Licenciatura en Biotecnología*

Asignatura: *Química I*

Núcleo al que pertenece: *Obligatorio (Ciclo Inicial)*¹

Profesores/las: *Morilla, María José; Martinetti-Montanari, Jorge Aníbal; Fornasari, María Silvina; Ramírez, Silvia Susana; Zinni, María Alejandra; Capobianco, Carla; Segatori, Valeria; Ferrada, Bárbara; Casiraghi, Leandro; Padín, Emilse; Reche, Cecilia; Hainich, Cristian; Higa, Leticia; Lapponi, María José; Frassanito, Bruno.*

Correlatividades previas: Introducción al Conocimiento de la Física y la Química

Objetivos:

Que las/os estudiantes comprendan:

- la manera en que se genera el conocimiento científico, en particular en química,
- conceptos básicos de química abordados en la asignatura,
- la diferencia entre leyes, modelos y teorías,
- los alcances y las limitaciones de las teorías, leyes y modelos que se dan en química I.
- el significado físico/químico de expresiones matemáticas utilizadas en la asignatura,
- el lenguaje de la química.

Que las/os estudiantes valoren:

- la utilidad de los conocimientos de química para el mundo en que vivimos
- la utilidad de los conocimientos de química para los científicos y tecnólogos, en especial para Ingeniería en automatización y control,
- el trabajo en el aula y en el laboratorio para el aprendizaje de la química.

Que las/os estudiantes:

- predigan y expliquen hechos desde los conocimientos de la asignatura,
- se expresen de manera oral y escrita con el lenguaje de la química,
- resuelvan problemas de química que involucren diferentes habilidades cognitivo-lingüísticas,

¹ En plan vigente, Res CS N° 125/19. Para el plan Res CS N° 277/11, pertenece al Núcleo Básico. Para el Plan Res CS N° 179/03 pertenece al Núcleo Básico Obligatorio.

- realicen trabajos grupales en el aula, en el laboratorio y extra áulico,
- conozcan y cumplan normas de higiene y seguridad en el laboratorio de química,
- busquen información relacionada con los temas abordados,
- seleccionen información útil para resolver problemas
- desarrollen destrezas manuales útiles para los laboratorios de química,
- adquieran una actitud activa en su aprendizaje, generen preguntas
- registren lo realizado en los trabajos prácticos de laboratorio mientras se están llevando a cabo,
- elaboren informes de laboratorio,
- tengan una actitud crítica fundamentada en los conocimientos disciplinares adquiridos.

Contenidos mínimos:

Teoría atómica y molecular de la materia. Propiedades periódicas generales de los elementos. Metales y no metales. Uniones químicas. Estados de agregación de la materia. Leyes de los gases. Soluciones. Estequiometría y nociones de equilibrio químico. Cinética básica.

Carga horaria semanal: 5 (cinco) horas

Programa analítico:

Unidad 1. Medidas y Unidades

El sistema métrico. Prefijos para las unidades. Unidades derivadas. Conversión de unidades. Análisis dimensional. Incertidumbre en las mediciones. Exactitud y precisión. Notación científica. Cifras significativas.

Unidad 2. Estructura atómica

Teoría atómica de la materia. Estructura atómica: partículas subatómicas; masa, tamaño y carga. Número atómico y Numero másico.

Estructura electrónica de los átomos. Espectros atómicos y niveles de energía. El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno. Limitaciones del modelo atómico de Bohr. El principio de incertidumbre. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Átomos polielectrónicos. El principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica de átomos y iones. (Trabajo Experimental: Ensayo a la llama)

Unidad 3. Propiedades periódicas de los elementos

Tabla periódica. Estructura electrónica y tabla periódica. Iones. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Radios atómicos e iónicos. Carácter metálico y no-metálico. Predicción de propiedades periódicas.

Unidad 4. Metales y compuestos iónicos

Enlace metálico. Teoría de bandas. Conductores metálicos, semiconductores y superconductores. Aleaciones intersticiales y de sustitución. Propiedades de los metales. Enlace iónico. Fuerzas coulómbicas. Energía de red. Propiedades de los compuestos iónicos.

Unidad 5. Compuestos covalentes

Enlace covalente. Electronegatividad. Polaridad de los enlaces. Longitud y fuerza de los enlaces. Estructuras de Lewis. La regla del octeto. Excepciones a la regla del octeto. Resonancia. Enlaces múltiples y pares electrónicos libres. Cargas parciales. Números de oxidación. Estructura molecular. Polaridad de las moléculas.

Unidad 6. Nomenclatura

Óxidos, ácidos y bases. Sales. Nombre de iones. Nombre de compuestos covalentes simples.

Unidad 7. Fuerzas intermoleculares-Interacciones no covalentes

Interacciones entre moléculas. Atracciones dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido. Fuerzas de London. Puentes de hidrógeno. Repulsión entre moléculas: radio de van der Waals. Magnitud de las fuerzas de interacción entre moléculas. (Trabajo Experimental: Fuerzas Intermoleculares y solubilidad).

Unidad 8. Líquidos y sólidos

Propiedades de los líquidos, nivel macroscópico y microscópico. Viscosidad y tensión superficial.

Sólidos amorfos y cristalinos. Clasificación de los sólidos cristalinos de acuerdo a la naturaleza de sus enlaces: metálicos, iónicos y moleculares. Ejemplos y propiedades. (Trabajo Experimental: Determinación de densidad de sólidos y líquidos)

Unidad 9. Cantidades en química

Masa de un átomo, masa de una molécula. Masas relativas, la unidad de masa atómica. Número de Avogadro y mol. Conversión entre número de átomos y moles. La masa molar. Relación entre masas molares y fórmulas empíricas, mínimas y moleculares.

Unidad 10. Termoquímica.

Sistema y entorno. Propiedades intensivas y extensivas. Energía interna, calor y trabajo. Unidades. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Cambios de entalpía en transformaciones físicas y químicas.

Unidad 11. Gases

Propiedades a nivel microscópico y microscópico. Presión, unidades. Leyes fenomenológicas. Ley de Boyle, ley de Gay-Lussac y Principio de Avogadro. El gas ideal y la ecuación general de los gases ideales. Mezclas de gases, ley de Dalton. Teoría cinética molecular. Difusión y efusión. Gases reales. Ecuación de Van der Waals. (Trabajo Experimental: Difusión de gases y líquidos).

Unidad 12. Transformaciones físicas

Cambios físicos. Presión de vapor. Diagrama de fases para sistemas de un componente. (Trabajo Experimental: Cambios de estado)

Disoluciones. Descripción macroscópica y microscópica. Interacciones involucradas. Solubilidad. Solute, solvente, solución. Definiciones. Ejemplos. Proceso de disolución, interacciones involucradas. Solubilidad. Soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas. Factores que afectan la solubilidad: efecto de la temperatura, de la presión. Solubilidad de compuestos iónicos. Coloides. Definición. Ejemplos. (Trabajo Experimental: Solubilidad de compuestos iónicos)

Unidad 13. Composición de las soluciones

Concentración de las soluciones. Unidades químicas: molaridad, molalidad, formalidad y fracción molar. Unidades físicas: porcentaje peso en peso (%p/p), porcentaje peso en volumen (%p/v) y porcentaje volumen en volumen (%v/v). Cálculos de concentración. Soluciones acuosas. Diluciones. (Trabajo Experimental: soluciones y diluciones)

Unidad 14. Transformaciones químicas

Definición. Descripción macroscópica y microscópica. Ley de conservación de la masa. Representación de las reacciones químicas mediante ecuaciones. Balanceo de ecuaciones. Rendimiento de reacción, rendimiento teórico, rendimiento porcentual. Reactivo limitante. Estequiometría. Cálculos en reacciones que involucran gases y soluciones.

Reacciones ácido – base. Reacciones con transferencia de electrones. Reacciones de precipitación y complejación. Peso equivalente y Normalidad. (Trabajo Experimental: Transformaciones químicas)

Unidad 15. Cinética química

Transformación de los reactivos en el tiempo. Definición de la velocidad de reacción. Gráficos de concentración versus tiempo. Determinación gráfica de la velocidad instantánea. Ley de velocidad. Orden de reacción. Reacciones elementales y complejas. Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción. Catalizadores. (Trabajo Experimental: cinética química)

Unidad 16. Equilibrio químico

Estado de equilibrio de un sistema. Equilibrio químico. Constantes de equilibrio: K_c , K_p y K . Relación entre equilibrio y cinética. Equilibrios heterogéneos.

Influencia del agregado o remoción de reactivos o productos sobre un sistema en equilibrio. Efecto de la temperatura.

Bibliografía:

- Atkins, P., Jones, L. (2006): Principios de química. Los caminos del descubrimiento. Buenos Aires. 3a. ed. Sudamericana.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Murphy, C., Woodward, P. (2014): Química, la ciencia central. México. 12a ed. Pearson Educación.
- Chang, R., College, W. (2007): Química. México. 7a. ed. Mc Graw-Hill
- McMurry, J., Fay, R. (2009): Química General. México. Pearson Editorial. 5a. ed.
- Petrucci, R., Herring, F., Madura, J., Bissonette, C. (2011): Química General. Principios y aplicaciones modernas. Madrid. Prentice Hall Pearson. 10a ed.
- Whitten, K. W., Davis, R. E. y Peck, G. S. (2009): Química. México, D. F.: Cengage learning.

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 serán teóricas-prácticas. Se desarrollarán clases teóricas combinadas con actividades prácticas. Estas últimas consistirán en resolución de problemas en el aula (individuales y grupales), realización de trabajos prácticos de laboratorio (grupales) y realización de actividades extra áulicas (podrán ser problemas o propuestas de actividades prácticas sencillas). Se realizarán discusiones con todo el curso sobre las actividades prácticas realizadas.

Clases teóricas: todos los temas son expuestos y explicados en clase utilizando pizarrón y presentaciones en *power point*, con apoyo de imágenes. Las clases teóricas se desarrollan en un ambiente tendiente a promover el diálogo y la formulación de preguntas a fin de favorecer la comprensión de los diferentes contenidos disciplinares. Se trata de proporcionar ejemplos de interés general o en relación con la carrera de grado de la/os alumna/os.

Clases prácticas de resolución de problemas (seminarios) y de consultas:

La/os estudiantes cuentan con guías de actividades que incluyen preguntas y problemas para cada una de las unidades de la asignatura. En las clases prácticas la/os docentes atienden consultas individuales o grupales vinculadas con las actividades propuestas. Se promueve la participación activa de la/os

estudiantes en el desarrollo de estas clases en un ambiente de discusión, favoreciendo la expresión escrita y oral.

Clases de trabajos prácticos de laboratorio: Las/os estudiantes cuentan con una guía de trabajos prácticos de laboratorio (TP). La misma incluye (a) recomendaciones para el trabajo en laboratorio y uso del material básico, (b) el registro de la actividad en un cuaderno de laboratorio y para la presentación de la actividad en un informe de laboratorio y (c) una explicación sobre cada trabajo de laboratorio. La mayoría de los TPs son pautados. Hay un trabajo práctico mostrativo (Cambios de estado) y dos TPs donde la/os estudiantes eligen con qué reactivos trabajar proporcionando una hipótesis fundamentada acerca de lo que esperan observar (Fuerzas Intermoleculares y solubilidad y Transformaciones químicas). Dependiendo del TP se realizan determinaciones cualitativas y/o cuantitativas. Previo a la realización de cada TP la/os estudiantes cuentan con una breve explicación proporcionada por un docente. La/os estudiantes trabajan en grupos (de 4) tanto en el laboratorio como en la realización del informe. En el laboratorio cuentan con la guía de los docentes del curso.

Los trabajos prácticos de laboratorio a desarrollar son:

- 1) *Ensayo a la llama:* se realizan observaciones cualitativas del color de la llama que resulta de exponer a la misma diferentes muestras que contienen iones metálicos.
- 2) *Determinación de densidad de sólidos y líquidos:* se realizan mediciones de masa y volumen, tratamiento de datos y cálculos de error relativo porcentual de los resultados obtenidos. Uso de balanza analítica, picnómetro y material volumétrico.
- 3) *Fuerzas Intermoleculares y solubilidad:* se realizan estudios cualitativos de miscibilidad entre líquidos y de la solubilidad de diferentes sustancias en agua y en solvente orgánico.
- 4) *Difusión de gases:* se estudia de manera cualitativa y cuantitativa la velocidad de difusión de dos sustancias en estado gaseoso.
- 5) *Cambios de estado:* se estudia el comportamiento de un sistema agua líquida-agua vapor al cambiar las condiciones de presión y temperatura. en situación de no equilibrio y en equilibrio dinámico líquido-vapor.
- 6) *Solubilidad de compuestos iónicos:* se estudia de manera cualitativa la solubilidad de diferentes compuestos iónicos en agua. Se relaciona la solubilidad de cada compuesto con la carga de los iones que lo forman.

- 7) *Preparación de soluciones y diluciones*: Se realizan cálculos de masa necesaria de solutos sólidos para preparar volúmenes establecidos de soluciones de diferentes concentraciones. Se preparan soluciones. Se realizan cálculos para preparar diluciones a partir de las mismas. Se preparan diluciones.
- 8) Transformaciones químicas: Se realizan mezclas en tubos para estudiar, de manera cualitativa, la reactividad de diferentes sustancias y diferentes tipos de reacciones químicas.
- 9) Cinética química. Factores que afectan la rapidez de una reacción: se realizarán mediciones de tiempo de reacción a distintas temperaturas, y a distintas concentraciones de uno de los reactivos. Se estudia los efectos de los cambios de concentración de reactivos y de la temperatura sobre la velocidad de una reacción.

Modalidad de evaluación: Habrá dos evaluaciones parciales y una evaluación integradora, cada una de estas pruebas tendrá una instancia de recuperación. las evaluaciones parciales e integradora (representan un 75 % de la nota final). los informes de laboratorio (representan un 15 % de la nota final) el desempeño en las clases: trabajo en el aula y en el laboratorio: incluye la participación y el cumplimiento con las consignas dadas (puede llegar a representar hasta un 10% de la nota final) La asignatura se promociona cuando la nota mínima de cada parcial sea de 6 (seis) puntos y el promedio de las calificaciones de los dos exámenes parciales sea al menos de 7 (siete) puntos.

Aprobación de la asignatura según Régimen de Estudios vigente de la Universidad Nacional de Quilmes:

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.

Los/as alumnos/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, en las fechas que la Universidad destine para tal fin.

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, laboratorios y problemas de aplicación.

CRONOGRAMA TENTATIVO

Semana	Tema/unidad	Actividad*				Evaluación
		Teórico	Práctico			
			Res Prob.	Lab.	Otros Especificar	
1	Presentación de la asignatura Unidad 1: Medidas y unidades. Unidad 2: Estructura atómica	x	x			
2	Unidad 2: Estructura atómica T P 1: Ensayo a la llama	x	x	x	Informe de laboratorio	
3	Unidad 3: Propiedades periódicas de los elementos	x	x			
4	Unidad 4: metales y compuestos iónicos <i>T P 2: Solubilidad de compuestos iónicos</i>	x	x	x	Informe de laboratorio	
5	Unidad 5: Compuestos covalentes	x	x			
6	Unidad 6: Nomenclatura Unidad 7: Fuerzas intermoleculares	x	x			
7	Unidad 7: Fuerzas intermoleculares- <i>T P 3: Fuerzas Intermoleculares y solubilidad</i> Unidad 8: Líquidos y sólidos <i>T P 4: Determinación de densidad de sólidos y líquidos</i>	x	x	x	Informe de laboratorio	
8	Unidad 9: Cantidades en química	x	x			

9	Primera evaluación parcial (primera fecha) Unidad 10: Termoquímica.					x
10	Unidad 11: Gases <i>TP 5: Difusión de gases y líquidos</i>	x	x			
11	Unidad 12: Transformaciones físicas <i>TP 6: Cambios de estado</i>	x	x	x	Informe de laboratorio	
12	Unidad 13: Composición de las soluciones. <i>TP 7: Soluciones y diluciones</i>	x	x	x	Informe de laboratorio	
13	Unidad 14: Transformaciones químicas <i>TP 8: Transformaciones químicas.</i>	x	x	x	Informe de laboratorio	
14	Primera evaluación parcial (segunda fecha) Unidad 15: Cinética química	x	x			x
15	Unidad 15: Cinética química. - <i>TP 9: Cinética química</i> Unidad 16: Equilibrio químico.	x	x	x	Informe de laboratorio	
16	Clase de consulta Segunda evaluación parcial (primera fecha)		x			x
17	Clase de consulta Segunda evaluación parcial (segunda fecha)					
18	Clase de consulta Examen integrador		x			x