

Química I**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO****FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
"ZARAGOZA"****Plan de estudios
Carrera Química Farmacéutico Biológica**Programa del Módulo: **QUÍMICA I**

Clave 1110	Semestre Primero	Créditos 14	Orientación:	N/A		
			Ciclo:	Básico		
			Área:	Química		
Modalidad	TEO (X) TA (X) LAB () CLIN () SEM ()			Tipo	T () P () T/P (X)	
Carácter	Obligatorio (X)			Horas		
				Semana		Semestre / Año
				Teóricas	6	Teóricas 96
				Prácticas	2	Prácticas 32
				Total	8	Total 128

Seriación	
Ninguna (X)	
Obligatoria ()	
Módulo antecedente	Ninguno
Módulo subsecuente	Ninguno

Objetivo general:

Adquirir y comprender el lenguaje químico y los conocimientos necesarios para formular los cambios químicos que proporcionen los antecedentes para el trabajo de laboratorio y de los cursos siguientes de Química y Físicoquímica.

Objetivos específicos:

- Utilizar adecuadamente los fundamentos de la estequiometría y la nomenclatura para formular los cambios químicos.
- Predecir la espontaneidad de las reacciones químicas con base en el estudio e interpretación de los cambios de energía que ocurren en éstas.
- Predecir el comportamiento de las especies iónicas: en disolución acuosa y sólida.
- Emplear adecuadamente los conceptos fundamentales de la estructura electrónica de los átomos para explicar posteriormente, los modelos sencillos de enlace químico.

Índice temático			
	Tema	Horas semestre / año	
		Teóricas	Prácticas
1	Nomenclatura y estequiometría	36	12
2	Introducción a las relaciones energéticas de las reacciones	18	6
3	Equilibrio iónico en disolución acuosa	24	8
4	Estructura electrónica del átomo	18	6
Total		96	32

Contenido Temático Teoría	
	Tema y subtemas
I	Nomenclatura y estequiometría 1.1 Principios estequiométricos. Leyes Ponderales 1.1.1 Ley de conservación de la materia. 1.1.2 Ley de las proporciones constantes. 1.1.3 Ley de las proporciones múltiples y de los volúmenes de combinación. 1.1.4 Modelo de Dalton. Masas atómicas y masas moleculares de compuestos. 1.1.5 Hipótesis y número de Avogadro. 1.1.6 Concepto y uso del mol. 1.2 Representación de los elementos y compuestos. 1.2.1 Nomenclatura y formulación química. 1.2.2 Información que proporcionan los símbolos y las fórmulas. 1.2.3 Cálculos estequiométricos con fórmulas químicas. 1.2.4 Determinación de fórmula empírica y molecular. 1.3 Disoluciones. Expresiones de la concentración. Interconversión de unidades. 1.3.1 Porcentaje. 1.3.2 Partes por millón. 1.3.3 Molalidad. 1.3.4 Molaridad. 1.3.5 Normalidad. 1.3.6 Formalidad 1.3.7 Fracción mol de soluto 1.4 Balanceo de ecuaciones químicas. 1.4.1 Técnica de prueba-error 1.4.2 Técnica del cambio en el número de oxidación. 1.4.3 Técnica del ión electrón. 1.5 Predicciones estequiométricas. 1.5.1 Cálculos estequiométricos con reacciones químicas balanceadas. 1.5.2 Reactivo limitante y reactivo en exceso. 1.5.3 Rendimiento de una reacción. 1.5.4 Reacciones sucesivas o en serie.
II	Introducción a las relaciones energéticas de las reacciones 2.1 Procesos con variaciones de calor. 2.1.1 Expresión matemática del calor involucrado en un proceso. 2.1.2 Procesos endotérmicos y exotérmicos. 2.2 Calorimetría. 2.2.1 Calorímetro de taza de café. 2.2.2 Bomba calorimétrica.

	2.3 Energía o fuerza de enlace. 2.3.1 Explicación de las reacciones químicas como un proceso de ruptura y formación de enlaces. 2.3.2 Clasificación de calores de reacción. 2.3.3 Cálculo de calores de reacción. 2.3.4 Entalpía. 2.4 Información que proporciona una ecuación termoquímica. 2.5 Ley de Hess. 2.5.1 Cálculo de calores de reacción a partir de ley de Hess. 2.6 Funciones que regulan el cambio espontáneo. 2.6.1 Entropía. 2.6.2 Energía libre de Gibbs. 2.7 Estabilidad termodinámica de un compuesto. 2.7.1 Cálculo de la energía libre de Gibbs. 2.7.2 Ecuación de Gibbs-Helmoltz. 2.7.3 Comparación entre las energías libres de Gibbs para óxidos del mismo elemento.
III	Equilibrio iónico en disolución acuosa 3.1 Características del equilibrio químico. 3.1.1 Constantes de equilibrio: K_c y K_p. 3.1.2 Variables que afectan el equilibrio químico. 3.1.3 Relación entre la constante de equilibrio y el cambio en la energía libre de Gibbs. 3.2 Reacciones con iones en disolución acuosa: ácido-base. 3.2.1 Definiciones de Arrhenius, Brönsted-Lowry y Lewis 3.2.2 Propiedades ácido-base del agua y pH. 3.2.3 Constantes de acidez y basicidad. 3.2.4 Hidrólisis de sales. 3.3 Reacciones con iones en disolución acuosa: oxidación-reducción. 3.3.1 Celdas galvánicas. 3.3.2 Potenciales estándar de media celda. 3.3.3 Celdas electrolíticas. 3.3.4 Ecuación de Nernst.
IV	Estructura electrónica del átomo 4.1 Experimentos sobre la naturaleza eléctrica de los átomos. 4.1.1 Rayos catódicos 4.1.2 Experimento de Thomson 4.1.3 Experimento de Millikan 4.2 Modelos atómicos. 4.2.1 Modelo de Thomson. 4.2.2 Modelo de Rutherford. 4.2.3 Modelo de Bohr. 4.3 Experimentos y conceptos que originaron la mecánica cuántica. 4.3.1 Radiación de un cuerpo negro. 4.3.2 Efecto fotoeléctrico. 4.3.3 Espectros. 4.4 Principios de la mecánica cuántica ondulatoria. 4.4.1 Hipótesis de Louis De Broglie. 4.4.2 Principio de incertidumbre de Heisenberg. 4.4.3 Ecuación de onda de Schrödinger. 4.5 Resultados de la ecuación de onda de Schrödinger. 4.5.1 Números cuánticos. 4.5.2 Orbitales atómicos. 4.6 Átomos polielectrónicos. 4.6.1 Configuraciones electrónicas. 4.6.2 Tabla periódica.

Actividades didácticas		Evaluación del aprendizaje	
Exposición	(X)	Exámenes parciales	(X)
Trabajo en equipo	()	Examen final	(X)
Investigación documental	()	Trabajos y tareas	(X)
Trabajo de investigación	(X)	Presentación de tema	()
Prácticas y/o Proyecto (taller o laboratorio)	(X)	Participación en clase	(X)
Prácticas clínicas	()	Asistencia	()
		Proyecto	()
Otras (especificar)		Práctica clínica	()
		Otras (especificar) Experiencias de cátedra	(X)

Perfil profesigráfico del docente	
Título o grado	Licenciatura en Química Farmacéutico Biológica o áreas afines, o posgrado en Química.
Experiencia docente	Experiencia mínima de dos años en Química Inorgánica y Química General y docente en el área con un mínimo de un año.
Otra característica	Con conocimientos y habilidades didácticas obtenidas en cursos de docencia.

Bibliografía básica:

- Atkins PW. Principios de química general. Los caminos del descubrimiento. Buenos Aires: Médica Panamericana; 2007.
- Brown TL. Química la ciencia central. México: Pearson Educación; 2004
- Chang R. Principios esenciales de química general. México: McGraw-Hill; 2006.
- Chang R. Química. 11a ed. México: McGraw Hill; 2011.
- Hein M. Fundamentos de química. 11a ed. México: International Thomson; 2006.
- Keenan CW. Química general universitaria. 3a ed. México: CECSA; 1985.
- Kotz JC. Química y reactividad química. 6a ed. México: International Thomson; 2005.
- Masterton WL. Química general superior. 6a ed. México: McGraw-Hill; 1989.
- Negro JL. Iniciación al lenguaje químico inorgánico. Madrid: Alhambra; 1979.
- Petrucci RH. Química general. 8a ed. Madrid: Pearson Education; 2003.
- Silberberg MS. Química: la naturaleza molecular del cambio y la materia. México: McGraw-Hill; 2002.
- Umland JB. Química general. 3a ed. México: International Thomson; 2000.
- Whitten KW, Davis RE, Peck ML. Química. 8a ed. México: Cengage Learning Editores; 2008.

Bibliografía complementaria:

- García GC. Química general en cuestiones. Madrid: Addison-Wesley Iberoamericana; 1990.
- Guenther BW. Unified equilibrium calculations. New York: John Wiley & Sons; 1991.
- Holum RJ. Fundamentos de química general, orgánica y bioquímica. México: Limusa Wiley; 2001.
- Lewis M, Waller G. Thinking chemistry. London: Oxford University Press; 1994.
- McQuarrie DA, Rock PA. General chemistry. Oxford: Freeman; 1987.
- Rosenberg, J. Química. 9a ed. Serie Schaum. México: McGraw Hill; 2009.
- Seager LS, Slabangh RM. Chemistry for today. General organic and biochemistry. Minneapolis: West Publishing; 1997.
- Spencer J. Química. Estructura y dinámica. México: Grupo Editorial Patria; 2000.
- Stoker HS. Introduction to chemical principles. 3th ed. New York: McMillan Publishing; 1990.
- Zumdahl, S. Química. 1a ed. México: Grupo Editorial Patria; 2007.