

**Química I**

	<b>UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO</b> <b>FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES</b> <b>“ZARAGOZA”</b> <b>Plan de estudios</b> <b>Carrera Química Farmacéutico Biológica</b>	
---	---	---

Programa del Módulo: **QUÍMICA I**

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

<b>Seriación</b>	
<b>Ninguna ( X )</b>	
<b>Obligatoria ( )</b>	
<b>Módulo antecedente</b>	Ninguno
<b>Módulo subsecuente</b>	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 Fisicoquímica.

**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
<b>Total</b>		<b>96</b>	<b>32</b>

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

	<p>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.</p> <p>2.4 Información que proporciona una ecuación termoquímica.</p> <p>2.5 Ley de Hess.                  2.5.1 Cálculo de calores de reacción a partir de ley de Hess.</p> <p>2.6 Funciones que regulan el cambio espontáneo.                  2.6.1 Entropía.                  2.6.2 Energía libre de Gibbs.</p> <p>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.</p>
<b>III</b>	<p>Equilibrio iónico en disolución acuosa</p> <p>3.1 Características del equilibrio químico.                  3.1.1 Constantes de equilibrio: <math>K_c</math> y <math>K_p</math>.                  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.</p> <p>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.</p> <p>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.</p>
<b>IV</b>	<p>Estructura electrónica del átomo</p> <p>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</p> <p>4.2 Modelos atómicos.                  4.2.1 Modelo de Thomson.                  4.2.2 Modelo de Rutherford.                  4.2.3 Modelo de Bohr.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>4.5 Resultados de la ecuación de onda de Schrödinger.                  4.5.1 Números cuánticos.                  4.5.2 Orbitales atómicos.</p> <p>4.6 Átomos polielectrónicos.                  4.6.1 Configuraciones electrónicas.                  4.6.2 Tabla periódica.</p>

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 profesiográfico 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.