

**UNIVERSIDAD INTERAMERICANA DE PUERTO RICO
RECINTO METROPOLITANO
FACULTAD DE CIENCIAS Y TECNOLOGÍA
DEPARTAMENTO DE CIENCIAS NATURALES**

PRONTUARIO

I. INFORMACIÓN GENERAL

Título del Curso	:	Química General II
Código y Número	:	CHEM 2212
Créditos	:	4 créditos
Término Académico	:	2022-33
Profesor	:	Dra. Kenia A. Parga-Rivera
Horas de Oficina	:	martes 3:00 pm – 4:00 pm, 4:00 pm – 5:00 pm consejería; jueves 4:00 pm – 5:00 pm
Teléfono de la Oficina	:	787-250-1912 ext. 2323
Correo Electrónico	:	Por Blackboard.

II. DESCRIPCIÓN

Estudio de los principios fundamentales de la química y sus aplicaciones con énfasis en el estudio cuantitativo de las propiedades estructurales y energéticas asociadas a la materia y sus transformaciones. Incluye temas relacionados con estados sólido y líquido, soluciones, termodinámica, cinética química, equilibrio y electroquímica entre otros. Requiere 45 horas de conferencia y 45 horas de laboratorio cerrado. Requisitos: MATH 1500 o MATH 1511 y CHEM 1111.

III. OBJETIVOS

Se espera que, al finalizar el curso, el estudiante pueda:

1. Aplicar los conceptos de geometría molecular, polaridad de moléculas y fuerzas intermoleculares para explicar las propiedades macroscópicas de la materia.
2. Diferenciar entre los estados sólido, líquido y gas de la materia física y termodinámicamente.
3. Demostrar destrezas en la preparación, dilución y determinación de concentración de soluciones.
4. Aplicar las leyes fundamentales de termodinámica a sistemas químicos.
5. Aplicar conceptos de cinética de reacción para determinar el orden de la reacción, los factores que afectan la rapidez de la reacción y el mecanismo.
6. Aplicar los principios básicos de equilibrio químico para predecir la dirección la espontaneidad de una reacción y las condiciones que afectan un equilibrio.
7. Diferenciar teórica y experimentalmente, entre ácidos y bases.
8. Determinar y calcular grados de acidez y basicidad de diferentes soluciones (pH).
9. Diferenciar entre celdas galvánicas y celdas electrolíticas experimental y termodinámicamente.

COMPETENCIAS DEL PERFIL DE EGRESADO QUE SE ATIENDE EN ESTE CURSO

- Predecir las propiedades físicas y el comportamiento químico de la materia a base de su composición y estructura.
- Conocer los procedimientos y reglamentos para el manejo, uso y disposición de productos químicos.

- Analizar problemas cualitativos y cuantitativos de química utilizando la instrumentación y la tecnología adecuada.

IV. **CONTENIDO**

1. Utilizar la configuración electrónica de átomos y sus propiedades para determinar tipos de enlace químico y la estructura de las sustancias.

- 1.1. Distinguir entre enlaces iónicos, covalentes, covalentes polares y metálicos.
- 1.2. Distinguir entre compuestos iónicos y compuestos moleculares.
- 1.3. Escribir estructuras de Lewis basándose en el número de electrones de valencia de los elementos representativos incluyendo carga formal y excepciones a la regla del octeto.
- 1.4. Predecir la geometría del arreglo de los pares de electrones de la molécula usando VSEPR.
- 1.5. Comparar geometría cuando hay electrones enlazantes y cuando hay electrones no enlazantes.
- 1.6. Relacionar VSEPR con hibridación.
- 1.7. Predecir la polaridad de enlaces a base de las electronegatividades de los átomos en un enlace.
- 1.8. Predecir la polaridad de las moléculas haciendo uso de la polaridad de enlaces y la geometría molecular.

2. Describir las fuerzas y leyes intermoleculares para explicar las propiedades macroscópicas que explican los estados de la materia y sus transformaciones. Visualizar las estructuras geométricas a compuestos e iones comunes.

2.1. Fuerzas Intermoleculares

- 2.1.1. Explicar las propiedades físicas de compuestos y soluciones: solubilidad, tensión superficial, presión de vapor, viscosidad, punto de ebullición, capilaridad, etc. a base de las fuerzas intermoleculares.
- 2.1.2. Explicar un diagrama de fase sencillo.

2.2. Estado Sólido

- 2.2.1. Identificar las redes cristalinas cúbicas de sólidos.
- 2.2.2. Determinar la cantidad de átomos por celda unitaria, de acuerdo con su posición en la celda.
- 2.2.3. Reconocer y dar ejemplos de los diferentes sólidos cristalinos a base de las fuerzas intermoleculares involucradas.

3. Describir el proceso de preparación, dilución y determinar la concentración de soluciones.

3.1. Soluciones

- 3.1.1. Preparar soluciones de molaridad deseada.
- 3.1.2. Calcular la molaridad de una solución, dados la masa de solutos y volumen de solución.
- 3.1.3. Utilizar por ciento por masa o volumen para preparar una solución o calcular su concentración.
- 3.1.4. Calcular las cantidades de soluto necesarias para preparar soluciones, dada la concentración en unidades de molaridad (M), por ciento por masa, y porcentaje por volumen.

- 3.1.5.Preparar soluciones cuyas concentraciones estén dadas en unidades de molaridad, porcentaje por masa o porcentaje por volumen.
- 3.1.6.Determinar la relación entre las diferentes unidades de concentración.
- 3.1.7.Preparar soluciones por dilución.
- 3.1.8.Definir las propiedades coligativas y sus aplicaciones.
- 3.1.9.Resolver problemas asociados con las propiedades coligativas.

4. Describir, analizar y aplicar los principios y variables que gobiernan la cinética química (velocidad, orden, Energía de Activación, Estado de transición y catálisis) a las reacciones químicas y deducir sus mecanismos.

4.1. Variables cinéticas y ecuaciones de velocidad

- 4.1.1.Escribir las expresiones de la rapidez de la reacción.
- 4.1.2.Reconocer la expresión de rapidez para una reacción de orden cero, primer orden y de segundo orden.
- 4.1.3.Calcular el orden de la reacción utilizando los datos experimentales de rapidez inicial.
- 4.1.4.Determinar la rapidez de reacción utilizando una gráfica de concentración versus tiempo.
- 4.1.5.Utilizar las expresiones matemáticas que describen reacciones de cero, primer y segundo orden para calcular constantes de rapidez, tiempo de vida media, tiempo de reacción y concentraciones de reactantes a un tiempo dado.

4.2. Teoría de mecanismos de reacción

- 4.2.1.Describir la teoría de colisión de reacciones.
- 4.2.2.Determinar los factores que afectan la frecuencia de colisión.
- 4.2.3.Describir una reacción en términos del perfil de reacción (diagrama de reacción) que incluye los complejos activados, los intermediarios, la energía de activación, los cambios de energía y el efecto de los agentes catalíticos.

5. Describir y aplicar los conceptos de equilibrio químico y su expresión matemática. Evaluar la constante de equilibrio y aplicarla en la determinación de concentración de las especies presentes. Establecer la relación entre equilibrio químico y la termodinámica química.

5.1. Constante de Equilibrio, expresión y cálculo

- 5.1.1.Describir la condición de equilibrio en una reacción reversible.
- 5.1.2.Escribir la expresión para la constante de equilibrio, K_c , dada la ecuación química para una reacción reversible.
- 5.1.3.Derivar el valor de K_c para situaciones donde las ecuaciones químicas se han invertido o multiplicado por coeficientes constantes o se han sumado.
- 5.1.4.Escribir una expresión para la constante de equilibrio en términos de presiones parciales de gases, K_p .
- 5.1.5.Relacionar el valor de K_p al valor correspondiente de K_c .
- 5.1.6.Dada la ecuación balanceada y las concentraciones en equilibrio para una reacción química, calcular el valor numérico para la constante de equilibrio.
- 5.1.7.Predecir la dirección en que el equilibrio se desplazará comparando el cociente de reacción Q con K_c .
- 5.1.8.Calcular las concentraciones finales de equilibrio en una reacción reversible dado las condiciones iniciales, la ecuación química y K_c .
- 5.1.9.Predecir cualitativamente la dirección en la que se desplaza el equilibrio al alterar las condiciones de reacción.

6. Conocer y categorizar soluciones ácidas y alcalinas, su fuerza relativa y las reacciones de neutralización. Evaluar el equilibrio ácido-base.

6.1. Definiciones y categorización de ácidos y bases.

- 6.1.1. Establecer las distintas definiciones de ácido, base y sus implicaciones, a saber: Arrhenius, Lewis, Brönsted-Lowry.
- 6.1.2. Establecer fortaleza de un ácido o una base utilizando las constantes K_a y K_b .
- 6.1.3. Nombrar y escribir la fórmula de ácidos y bases comunes.
- 6.1.4. Explicar el equilibrio de la autoionización del agua, K_w .
- 6.1.5. Utilizar las relaciones básicas entre $[H_3O^+]$, $[OH^-]$, pH y pOH en cálculos numéricos.
- 6.1.6. Identificar un ácido o base débil dado nombre o fórmula.
- 6.1.7. Reconocer ácidos polipróticos y sus bases conjugadas.

6.2. Aplicación del equilibrio a soluciones ácido-base

- 6.2.1. Escribir una ecuación química para representar la disociación de un ácido o base; débil o fuerte.
- 6.2.2. Calcular constantes de disociación, concentración de ácido y base no disociados y concentraciones de sus iones en soluciones.
- 6.2.3. Predecir la fuerza relativa de ácidos y bases conociendo su estructura molecular.
- 6.2.4. Predecir qué soluciones de sales comunes serán ácidas básicas o neutrales.
- 6.2.5. Escribir ecuaciones iónicas para representar hidrólisis y calcular el pH de una solución de una sal en la cual ocurre hidrólisis dado K_a ó K_b y concentración de la solución.

7. Evaluar el cálculo de soluciones amortiguadoras.

7.1. Soluciones Amortiguadoras "Buffers"

- 7.1.1. Describir el efecto de ión común en soluciones compuestas de ácidos o bases débiles y sus sales correspondientes.
- 7.1.2. Explicar como actúan las especies en solución para ejercer la función amortiguadora.
- 7.1.3. Utilizar la ecuación de Henderson Hasselbach para determinar el pH de una solución amortiguadora y preparar una solución amortiguadora de pH determinado.
- 7.1.4. Calcular la magnitud en que actúa una solución amortiguadora controlando el cambio de pH.

8. Conocer y describir los procesos electroquímicos por transferencia de electrones en solución acuosa y evaluar potenciales de celda.

8.1. Celdas Voltaicas

- 8.1.1. Determinar el estado de oxidación de átomos en compuestos.
- 8.1.2. Balancear ecuaciones de oxidación-reducción en medio ácido y básico.
- 8.1.3. Escribir las medias reacciones de oxidación y reducción.
- 8.1.4. Describir una celda voltaica y sus componentes (galvánica).
- 8.1.5. Describir el electrodo estándar de hidrógeno y explicar cómo se establecen los potenciales de reducción estándar.

- 8.1.6. Evaluar potenciales de celda usando la ecuación de Nernst.
- 8.1.7. Utilizar valores de E° para determinar E°_{celda} para una reacción redox. Predecir la espontaneidad de una reacción, como está escrita.
- 8.1.8. Describir el efecto de variar condiciones (concentración, presión de gases) en los valores de E°_{celda} , cualitativa y cuantitativamente.
- 8.1.9. Aplicar las relaciones entre ΔG° , E°_{celda} y K .
- 8.1.10. Describir algunas celdas voltaicas comunes.

8.2. Celdas Electrolíticas

- 8.2.1. Describir una celda electrolítica.
- 8.2.2. Describir cómo se diferencia de una celda voltaica de una electrolítica.
- 8.2.3. Calcular relaciones entre cantidad de sustancia que reacciona y la de electrones envueltos en una electrólisis.

9. Aplicar los conceptos tratados en la conferencia de forma experimental, en un ambiente basado en la investigación.

- 9.1. Formular y demostrar una hipótesis y la importancia de la exactitud, la precisión y la reproducibilidad de tal experimentación.
- 9.2. Generar y analizar datos utilizando razonamiento concreto y/o abstracto para la interpretación y como comunicar efectivamente el resultado de los análisis.
- 9.3. Desarrollar destrezas de laboratorio y como utilizar las mismas de acuerdo con los procedimientos de seguridad del laboratorio.

Resumen tabulado del contenido:

Módulo - Unidad	Contenido Temático-Subtemas	Capítulo (4ta Edición)
Parte 1 – Examen Parcial 1		
<u>Módulo 1:</u> Enlace covalente y estructura molecular	<i>Tipos de enlaces químicos, representaciones Lewis de átomos e iones, Lewis de compuestos iónicos, estructura Lewis de compuestos covalentes, electronegatividad, polaridad de enlace, estructuras Lewis de compuestos e iones poliatómicos, resonancia y carga formal, excepciones a la regla del octeto, Teoría VSEPR (estructuras básicas, efecto de los pares solitarios, determinación de geometrías, representación de geometrías, geometría de moléculas con dos o más átomos internos), polaridad molecular, teoría de enlace de valencia, hibridación de orbitales atómicos.</i>	Cap. 9 (9.2-9.9) Cap. 10 (10.2-10.7)
<u>Módulo 2:</u> Sólidos, líquidos y fuerzas intermoleculares	<i>Fuerzas intermoleculares (dispersión, dipolo-dipolo, puente de hidrógeno, ion-dipolo), propiedades dependientes de fuerzas intermoleculares (tensión superficial, viscosidad, capilaridad, evaporación y presión de vapor, punto de ebullición, cambios de estado (evaporación-condensación, fusión-congelación, sublimación-deposición), evaporación y presión de vapor, punto crítico, sublimación, fusión, diagramas de fase, sólidos amorfos vs. cristalinos, celdas unitarias de sólidos cristalinos (tipos y cantidad de átomos), clasificación de sólidos cristalinos y sus fuerzas intermoleculares.</i>	Cap. 11 (Tabla 11.2) (11.3-11.5, 11.9, 11.6, 11.8) Cap. 12 (12.3-12.6) Cap.9 (9.11)
<u>Módulo 3:</u> Soluciones	<i>Solubilidad – efecto de las fuerzas intermoleculares, proceso de disolución endotérmico o exotérmico – efecto de las fuerzas intermoleculares, factores que afecta la solubilidad (temperatura y presión), unidades de concentración (molaridad, molalidad, partes por masa, partes por volumen,</i>	Cap. 13 (13.2 -13.6)

	<i>fracción molar, propiedades coligativas.</i>	
Parte 2 – Examen Parcial 2		
<u>Módulo 4:</u> Equilibrio químico	<i>Conceptos básicos de equilibrio dinámico, constante de equilibrio (expresión y magnitud), relación entre la constante de equilibrio y la ecuación química, constante de equilibrio en términos de presiones parciales y relación entre K_c y K_p, constante de equilibrio heterogéneo, cálculo de la constante utilizando concentraciones en equilibrio, cociente de la reacción – predecir dirección del cambio, cálculo de concentraciones, utilizando la constante de equilibrio, cálculo de concentraciones a partir de concentraciones o presiones iniciales, principio de Le Châtelier: efecto de concentración - volumen o presión - temperatura (laboratorio).</i>	Cap. 15 (15.2-15.9)
<u>Módulo 5:</u> Ácidos y Bases	<i>Ácidos y bases, definiciones Arrhenius y Brønsted-Lowry, fortaleza de ácidos (ácido fuerte, ácido débil, equilibrio de ionización de ácidos débiles, pares conjugados, constante de ionización de ácidos débiles – K_a, ácidos politrópicos y sus constantes), fortaleza de bases (base fuerte, base débil, equilibrio de ionización de bases débiles, pares conjugados, constante de ionización de bases débiles - K_b) autoionización de agua, constante de disociación de agua-K_w, K_w en cálculos, escala de pH, pOH, otras escalas p (pK_a, pK_b y pK_b), cálculo de concentración de hidronio y pH en disoluciones de: (ácidos fuertes, ácidos débiles, porcentaje de ionización, cálculo de concentración de hidróxido y pH en disoluciones de bases fuertes y bases débiles, propiedades ácido-base de iones y sales.</i>	Cap.16 (16.2-16.8)
<u>Módulo 6:</u> Equilibrio Iónico en Soluciones Acuosas	<i>Soluciones amortiguadoras (componentes, funcionamiento - efecto del ion común, ecuación de Henderson-Hasselbach, cálculos de pH) efectividad del amortiguador (intervalo de pH y capacidad), titulación y curvas de pH (laboratorio), equilibrio de solubilidad, constante del producto de solubilidad -K_{ps}, cálculos de K_{ps} y solubilidad molar, efecto del ion común y efecto de pH en la solubilidad.</i>	Cap. 17 (17.2-17.3, 17.5)
Parte 3 – Examen Parcial 3		
<u>Módulo 7:</u> Termodinámica	<i>Espontaneidad, procesos espontáneos y no-espontáneos, segunda ley de termodinámica, entropía en procesos físicos y reacciones químicas que involucran gases, cambio entropía (ΔS), predecir signo de ΔS, transferencia de calor y entropía de los alrededores, energía libre de Gibbs, efecto de ΔH, ΔS y T en la espontaneidad, cálculos de ΔS°_r, cálculos de ΔG°_r, relación entre ΔG°_r y la constante de equilibrio.</i>	Cap. 18 (18.2-18.10)
<u>Módulo 8:</u> Electroquímica	<i>Balanceo de ecuaciones oxidación-reducción (laboratorio), celdas voltaicas o galvánicas, potencial de celda, partes de la celda electroquímica, notación de la celda electroquímica, potenciales estándares de reducción, predecir espontaneidad de la reacción oxidación-reducción, predecir disolución de metales en ácido, potencial de celda - energía libre - constante de equilibrio, ecuación de Nerst-potencial de celda bajo condiciones no-estándares</i>	Cap. 19 (19.2-19.6)
<u>Módulo 9:</u> Cinética química	<i>Definición de rapidez de reacción (rapidez promedio, rapidez instantánea – coeficientes estequiométricos), factores que afectan la rapidez de reacción (tipo de reacción, concentración, temperatura, catalítico), ley de rapidez (efecto</i>	Cap. 14 (14.2-14.4)

	<i>de la concentración en la rapidez – órdenes de reacción, determinación de ordenes de reacción y constante de rapidez, ecuaciones integradas, tiempo de vida media</i>	
EXAMEN FINAL COMPRENSIVO – Módulos 1-9		

V. ACTIVIDADES

A. Prácticas de Laboratorio

1. Introducción al laboratorio de Química General: Reglas de seguridad, SDS, normas y criterios de evaluación
2. Álgebra de la Química General II
3. ¿Cómo son las moléculas?
4. ¿Por qué el alcohol es soluble en agua y el aceite no?
5. ¿Cómo podemos describir una solución?
6. ¿Se puede alterar un equilibrio?
7. ¿Cómo puedo identificar un ácido débil?
8. ¿Cómo funciona un amortiguador?
9. ¿Cuán activos son los metales?
10. ¿Cuánto tiempo me toma?
11. Examen Práctico

B. Estrategias de Enseñanza

Para lograr las metas de aprendizaje los estudiantes:

- 1- Tomarán las lecciones del contenido, harán las lecturas del texto.
- 2- Usarán las pruebas cortas como práctica para los exámenes parciales.
- 3- Aclarará dudas mediante comunicación con el profesor.

VI. EVALUACIÓN

1. La evaluación del curso consta de:
 - A. Una parte de teoría o conferencia compuesta de tres (3) exámenes parciales y un examen final. Estos exámenes corresponden al 70% de la nota final.
 - Los exámenes estarán disponibles a través de la plataforma *Blackboard*, entrando a la pestaña de **Contenido** en el **Módulo de Exámenes**. Se le proveerá una oportunidad por cada examen.
 - Se usará la herramienta **Respondus Lockdown Browser** para validar cada examen. El estudiante es responsable de descargar este “browser” en su computadora con anticipación y hacer una práctica con el Quiz de Prontuario en el **Módulo de Exámenes**.
 - Los exámenes se pueden completar en un periodo de 90 minutos. Sin embargo, se le otorgarán los 120 minutos que comprende una sesión del curso para completar cada examen. Considerando que se le brindará tiempo suficiente para contestar el examen, **no se ofrecerá tiempo adicional. No se dará acceso fuera de la fecha y horario estipulado.**
 - Tome en consideración que la disponibilidad de los exámenes tiene un tiempo límite para ser completado, el cual será de un periodo de clase de dos horas. Debe estar pendiente de las fechas límite, las cuales serán informadas en la Guía de Estudio.

B. Una parte de práctica experimental que corresponde al 30% de la nota final.

Criterio de Evaluación	Puntos	%
Examen Parcial # 1	100	16.0
Examen Parcial # 2	100	16.0
Examen Parcial # 3	100	16.0
Examen FINAL	100	22.0
<i>Subtotal</i>	<i>400</i>	<i>70.0</i>
Laboratorio	100	30.0
Total	500	100.0

2. **No se elimina ninguno de los exámenes.**
3. **No habrá exámenes de reposición.** Los estudiantes que no tomen un examen parcial, por causas justificadas y/o excusa médica de una sala de emergencia, se le contará el examen final doble.
4. **No hay trabajos especiales para aumentar la nota final del curso.**
5. Una nota deficiente (55% o menos en cualquiera de las dos partes del curso: teoría o laboratorio) significa la no-aprobación del curso.
6. Se aplicará la siguiente escala de evaluación en la nota final.

100-85 A
84-75 B
74- 65 C
64-55 D
54-0 F

VII. NOTAS ESPECIALES

- A. **Servicios auxiliares o necesidades especiales:** Todo estudiante que requiera servicios auxiliares o asistencia especial deberá solicitar los mismos al inicio del curso o tan pronto como adquiera conocimiento de que los necesita, a través del registro correspondiente, en la Oficina de Orientación con la Dra. María de los Ángeles Cabello.
- B. **Honradez, fraude y plagio:** La falta de honradez, el fraude, el plagio cualquier otro comportamiento inadecuado con relación a la labor académica constituyen infracciones mayores sancionadas por el Reglamento General de Estudiantes. Las infracciones mayores, según dispone el Reglamento General de Estudiantes, pueden tener como consecuencia la suspensión de la Universidad por un tiempo definido mayor de un año o la expulsión permanente de la Universidad, entre otras sanciones.
- C. **Uso de dispositivos electrónicos:** Se desactivarán los teléfonos celulares y cualquier otro dispositivo electrónico que pudiese interrumpir los procesos de enseñanza y aprendizaje o alterar el ambiente conducente a la excelencia académica. Las

situaciones apremiantes serán atendidas, según corresponda. Se prohíbe el manejo de dispositivos electrónicos que permitan acceder, almacenar o enviar datos durante evaluaciones o exámenes.

- D. **Cumplimiento con las disposiciones del Título IX:** La Ley de Educación Superior Federal, según enmendada, prohíbe el discrimen por razón de sexo en cualquier actividad académica, educativa, extracurricular, atlética o en cualquier otro programa o empleo, auspiciado o controlado por una institución de educación superior independientemente de que esta se realice dentro o fuera de los predios de la institución, si la institución recibe fondos federales.

Conforme dispone la reglamentación federal vigente, en nuestra unidad académica se ha designado un(a) Coordinador(a) Auxiliar de Título IX que brindará asistencia y orientación con relación a cualquier alegado incidente constitutivo de discrimen por sexo o género, acoso sexual o agresión sexual. Se puede comunicar con el Coordinador(a) Auxiliar al teléfono Sr. George Rivera, extensión 2262 o 2147, o al correo electrónico griverar@metro.inter.edu.

El Documento Normativo titulado **Normas y Procedimientos para Atender Alegadas Violaciones a las Disposiciones del Título IX** es el documento que contiene las reglas institucionales para canalizar cualquier querrela que se presente basada en este tipo de alegación. Este documento está disponible en el portal de la Universidad Interamericana de Puerto Rico (www.inter.edu).

VIII. RECURSOS EDUCATIVOS

Libro de Texto

Tro, N.J.; *Chemistry: A Molecular Approach*; 5th Edition, Pearson Education, Inc: USA, 2019.
ISBN-13: 978-0134874371
ISBN-10: 0134874374

Manual de Laboratorio

Manual de Laboratorio de Química General I; Rosario, B., Ed.; Universidad Interamericana de Puerto Rico, Recinto Metropolitano: San Juan, PR, 2022.

IX. BIBLIOGRAFÍA

Libros:

1. Flowers, P., Theopold K., Langley, R., Robinson, W.R. OpenStax, Rice University, 2019. Gratuito en: <https://openstax.org/details/books/chemistry-2e> .
2. Zumdahl, S.S, Zumdahl, S.A.; DeCoste, D.J.; *Chemistry*; 10th Edition, Cengage Learning, 2017.
3. Tro, N.J., *Chemistry: A Molecular Approach*, 3rd Edition, Pearson Education, Inc. USA, 2016.
4. Chang, R. and Goldsby, K., *Chemistry*, 12th Edition, McGraw Hill Co., 2015.
5. Burdge, J. *Chemistry*, Third Edition, McGraw Hill Co., 2014.

6. Chang, R. and Goldsby, K., *General Chemistry: The Essential Concepts*, th Edition, McGraw Hill Co., 2013.
7. Petrucci, R.H.; Herring, F.G.; Madura, J.D.; Bissonnette, C.; *General Chemistry: Principles and Modern Applications*; 10th Edition, 2010.

Recursos electrónicos y bases de datos

1. Senese, F.; General Chemistry Online.
<https://antoine.frostburg.edu/chem/senese/101/index.shtml>, 13/7/2020
2. Chemtutor Atomic Structure, <http://www.chemtutor.com>, 2/7/2020.
3. Chemistry Tutorials & Drills, <http://www.chemistry-drills.com>, 2/7/2020.
4. Modelos <http://www.chemeddl.org/resources/models360/models.php> 19/7/2020
5. VSEPR Rules, <http://www.chem.purdue.edu/gchelp/vsepr/rules2.html>, 2/7/2020.
6. How do I solve it? (Chemical Equilibrium, Kinetics, Solutions, electrochemistry, Thermodynamics) <https://www.chem.purdue.edu/gchelp/howtosolveit/index.html>, 2/07/2020.
7. UNCCChem Glossary, <http://www.shodor.org/unchem/glossary.html>, 2/07/2020.
8. Explore Chemistry with ChemEd DL <http://www.chemeddl.org/> 19/7/2020.
9. LibreTexts Chemistry: Map: A Molecular Approach (Tro),
[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_A_Molecular_Approach_\(Tro\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Map%3A_A_Molecular_Approach_(Tro)), 2/7/2020.
10. LibreTexts Chemistry: General Chemistry Supplement (Eames)
[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Book%3A_General_Chemistry_Supplement_\(Eames\)](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Book%3A_General_Chemistry_Supplement_(Eames)), 2/7/2020.
11. LibreTexts Chemistry: Exercises General Chemistry,
https://chem.libretexts.org/Bookshelves/General_Chemistry/Exercises%3A_General_Chemistry, 2/07/2020.
12. The Measure of Matter all about units, measurements, and error,
<http://www.chem1.com/acad/webtext/virtualtextbook.html>, 2/07/2020.
13. Journal of Chemical Education, <http://jchemed.chem.wisc.edu/>, 2/07/2020.
14. International Chemical Safety Cards (ICSC) en las páginas web de International Labour Organization <http://www.ilo.org/dyn/icsc/showcard.listCards2> 19/7/2020.
15. Fichas Internacionales de Seguridad Química (FISQ) del Ministerio de Empleo y Seguridad <http://www.insht.es/portal/site/Insht/menuitem.a82abc159115c8090128ca10060961ca/?vgnnexto.id=4458908b51593110VgnVCM100000dc0ca8c0RCRD> 19/7/2020.
16. Seguridad MSDS <http://www.msdsonline.com/msds-search> 19/7/2020.

Fecha de Revisión: febrero 2022