

 UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA SEDE MEDELLÍN	QUIMICA GENERAL 3006829 Escuela de Química – Facultad de Ciencias 2022-2S
--	--

Información y recomendaciones para el desarrollo del curso.

1. Conformación de equipos de estudio: Crear **grupos de 4 estudiantes** para el desarrollo de las actividades del curso.
2. Evaluación: **4 parcial es 20% y seguimiento 20%**
3. **3 créditos** que equivale a estudiar mínimamente **9 horas semanales**.
4. Contenido

Contenido

Semana	Clase 1	Clase 2
1 8 al 13 de agosto	Introducción del curso y entrega del programa. Clasificación de la materia. Propiedades físicas y químicas de la materia. Propiedades intensivas y extensivas. Sistema internacional de unidades. Unidades y medición. <u>Cifras significativas*</u> . <u>(Estudio independiente)</u> .	Análisis dimensional. Incertidumbre: Precisión y exactitud. Factores de conversión. Nivel de organización de la materia (Sub-atómico, atómico y molecular). Modelos iniciales del átomo. Partículas elementales (Carga y masa de las partículas subatómicas).
2 16 al 20 de agosto	Espectro electromagnético. Cuantización de la energía dualidad onda – partícula. Modelo de Bohr (fenómeno de absorción y emisión atómica). Modelo del átomo actual (Principio de incertidumbre).	Número atómico, másico e isótopos. Masa atómica promedio. Número de Avogadro, masa molar: definición de mol.
3 22 a 27 de agosto	Fórmula química. Determinación de la fórmula empírica y molecular. Composición porcentual.	Números cuánticos y orbitales. Configuración electrónica. Principio de exclusión de Pauli y regla de Hund. Paramagnetismo y diamagnetismo. Configuración electrónica de iones.
4 29 de agosto a 3 de septiembre	Examen 1	Tabla periódica. Grupos y periodos. Hacer énfasis en elementos y símbolos. Propiedades periódicas: Carga nuclear efectiva, tamaño atómico, radio atómico vs radio iónico, iones isoelectrónicos.

Semana	Clase 1	Clase 2
5 5 a 10 de septiembre	Continuación propiedades periódicas: Energía de ionización (Efecto fotoeléctrico), afinidad electrónica, electronegatividad. Número de oxidación.	Conceptos básicos de enlace químico y estructura molecular. Tipos de enlace: iónico, covalente, metálico. <u>Nomenclatura inorgánica*</u> (IUPAC) (<u>Estudio independiente</u>). Propiedades del enlace. Enlaces múltiples. Estructuras de Lewis y regla del octeto. Polaridad del enlace.
6 12 al 17 de septiembre	Estructuras de Lewis, carga formal y estructuras resonantes. Excepciones a regla del octeto. Geometría molecular: Modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV).	Geometría molecular - clasificación de las formas moleculares básicas y la modificación por pares libres (lineal, trigonal plana, tetraédrica, bipirámide trigonal, octaédrica). Forma molecular y polaridad de las moléculas. Teoría de enlace de valencia: modelo del traslape de orbitales. Hibridación.
19 al 24 de septiembre – Semana Universitaria		
7 26 de septiembre al 1 de octubre	Fuerzas intermoleculares. Fuerzas de dispersión (London). Interacciones dipolares: dipolo – dipolo inducido, ion – ion dipolo inducido, dipolo – dipolo, puentes de hidrógeno. Interacciones de los compuestos iónicos y covalentes	Incidencia de las fuerzas intermoleculares sobre los estados de la materia (líquido, sólido, gas). Teoría cinético molecular. Fuerzas intermoleculares, con ejemplos de propiedades de los líquidos. Tipos de sólidos por su composición y sus propiedades.
8 3 al 8 de octubre	Gases. Propiedades de los gases. Presión, temperatura, volumen – moles. Ley de Boyle, Ley de Charles, Ley de Avogadro, Ley de los gases ideales.	Examen 2

Semana	Clase 1	Clase 2
9 10 al 15 de octubre	Densidad de los gases y masa molar. Ley de Dalton: presiones parciales y fracciones molares. Desviación de la ecuación del gas ideal. Ecuación de Van der Waals.	Tipos de soluciones, unidades de concentración, transformación de unidades. Preparación de soluciones
10 18 al 22 de octubre	Ecuación química (balance masa-carga). Propiedades de las soluciones de compuestos iónicos y covalentes.	Electrólitos fuertes y débiles (disociación). Factores de solubilidad de compuestos iónicos. Concepto básico de ácidos y bases
11 24 al 29 de octubre	Disociación del agua. Concepto de ácidos y bases: Arrhenius, Brønsted Lowry y Lewis.	Estequiometría: Tipos de reacciones. Ecuación iónica neta
12 31 de octubre al 5 de noviembre	Balanceo de ecuaciones químicas (balanceo y óxido – reducción). En reacciones redox identificar agente oxidante y agente reductor.	Examen 3

Semana	Clase 1	Clase 2
13 8 al 12 de noviembre	Relación estequiométrica. Cálculos con reacciones químicas. Reactivo límite y reactivo en exceso.	Pureza de reactivos y productos. Rendimiento de una reacción. Estequiometría de reacciones que involucran gases. Estequiometría de disoluciones.
14 15 a 19 de noviembre	Concepto de equilibrio químico. K_c y K_p . Equilibrios homogéneos y heterogéneos.	Disociación del agua. Escala de pH. Fuerza de ácidos y bases (fuertes y débiles). Titulaciones ácido-base.
15 21 al 26 de noviembre	Equilibrio acuoso. Cálculos con constantes de equilibrio. Cociente de reacción (Q).	Principio de Le Chatelier: Efectos de cambios de volumen, presión, temperatura y presión. Efecto del ion común. Soluciones reguladoras y sus componentes.
16 28 de noviembre a 3 de diciembre	Capacidad amortiguadora. Cálculo del pH. Preparación de soluciones reguladoras	Examen 4
Reporte de notas 100% - Sábado 10 de diciembre 2022		

5. Bibliografía: ([VER](#))

- Química, la ciencia central Autor: **T. Brown**, B. . Editorial Pearson Educación. Decimosegunda (12ª edición).
- Química. Autor. Raymond Chang. Decimotercera (13ª edición) . Editorial McGrawHill.**
- Química. Autores: – K. **Whitten**; R. Davis; M. Peck; G. Stanley. Octava (8a Edición).- Editorial Cengage Learning.
- Química. Autores: –Martin **Silberberg**. Segunda Edición. Editorial McGrawHill. 2002
- Química. Autores. J. B. **Umland** y J.M Bellama. Tercera edición. International Thomson Editores. 2000