



UNIVERSIDAD DISTRITAL
"FRANCISCO JOSÉ DE CALDAS"
FACULTAD DE CIENCIAS Y EDUCACIÓN
LICENCIATURA EN QUÍMICA

SYLLABUS

NOMBRE DEL DOCENTE: Marisol Ocampo	CICLO Y AÑO	
	2021	I
ESPACIO ACADEMICO: QUÍMICA BÁSICA I	CÓDIGO	GRUPO
	150	3
NUMERO DE ESTUDIANTES: 20	HS : 7	

HORARIO

DIA	HORAS	SALON
Lunes	12:00m – 2:00pm	Teoría
Martes	11:00am – 2:00pm	Laboratorio
Miércoles	12:00m – 2:00pm	Teoría

TIPO DE CURSO:	Teórico-Práctico	HTD	HTC	HTA
CRÉDITOS: 3		3	4	2

CONCEPTOS PREVIOS

Operaciones básicas en mediciones cuantitativas que involucran números y unidades. Se presupone que al iniciar el curso el estudiante ha recibido formación previa, no solamente en química, sino también en física y matemáticas.

JUSTIFICACION

El espacio académico “Química Básica I” del Programa Curricular de Licenciatura en Química, tiene por objeto aportar al estudiante elementos teóricos y experimentales que le permitan conceptuar sobre algunos temas generales de la Química referentes a materia y energía, estequiometría, cambio químico, líquidos, sólidos y gases, disoluciones y propiedades coligativas de las disoluciones. El espacio de Química Básica I, aportará los conocimientos sólidos y consistentes, que permitan al estudiante alcanzar una estructura intelectual, para abordar problemas cotidianos desde un perfil investigativo y propositivo, buscando continuamente el desarrollo de sus habilidades.

Para que esto se lleve a cabo, es necesario que el estudiante conozca y desarrolle competencias para el desarrollo de operaciones básicas de muchas propiedades que se basan en mediciones cuantitativas que involucran números y unidades, utilizaremos las formulas químicas para relacionar las masas de las sustancias con el número de átomos, moléculas o iones contenidos en las sustancias, una relación que nos lleva al importante y crucial concepto de mol, utilizaremos los conceptos generales de la estequiometría y concentración, para calcular las cantidades o concentraciones de sustancias en disolución que fortalezca el entendimiento de los procedimientos de valoración y análisis de resultados de laboratorio.

El curso tiene un importante componente práctico en donde se resalta la interpretación de resultados obtenidos desde la experimentación, el posterior análisis, que va de la mano con la parte teórica, lo cual promueve el aprendizaje significativo en el estudiante.

OBJETIVO GENERAL

El propósito de formación de la asignatura de Química Básica I es el desarrollo de competencias básicas donde el estudiante pueda analizar, aplicar e interpretar, los conceptos y los modelos desarrollados en los temas inmersos de la asignatura, que le permita la comprensión de los fenómenos químicos de carácter esencial para ser aplicados a la carrera.

OBJETIVOS ESPECIFICOS

1. Promover en el estudiante las habilidades, el liderazgo, y actitudes de trabajo en laboratorios básicos en química, complementando su formación teórica.
2. Entender los conceptos de mol, cálculo con fórmulas y ecuaciones químicas y reacciones acuosas y estequiometría de disoluciones con la terminología relacionada, y aplicarla a algunos fenómenos que se presentan en la naturaleza.
3. Generar espíritu crítico y reflexivo para la interpretación de resultados y a partir de estos explicar fenómenos que se puedan presentar.
4. Desarrollar la aplicabilidad de los conocimientos teóricos adquiridos en química para su formación profesional.

PROGRAMA

Semana	Núcleos Temáticos
1	Medición. Sistema Internacional de medidas (SI); otros sistemas de medidas (métrico, inglés); Unidades fundamentales (longitud, masa, tiempo, cantidad de materia) y derivadas (área, volumen, densidad); temperatura y escalas de temperatura. Notación científica y manejo de prefijos. Análisis dimensional: conversión de unidades por el método del factor unitario.
2	Materia y Energía. Sustancias puras; elementos y compuestos; átomos y moléculas; tipos de elementos químicos e introducción a la tabla periódica; representación de elementos químicos; partículas subatómicas; concepto de carga eléctrica; nucleidos e isótopos; unidades de masa atómica; escalas relativas de masa; masa atómica promedio; representación de compuestos; compuestos moleculares e iónicos; ley de proporciones definidas, ley de proporciones múltiples.
3	Fundamentos del enlace químico. Teoría atómica y el desarrollo de los modelos atómicos; distribución electrónica; orbitales atómicos y números cuánticos; principio de exclusión de Pauli, principio de construcción (<i>aufbau</i>) y regla de Hund; tipos de enlace (iónico, covalente, metálico, covalente coordinado).
4	Fuerzas intermoleculares. Geometría molecular; fuerzas intermoleculares (ion-dipolo, dipolo-dipolo, de dispersión de London, puentes de hidrógeno); relación entre propiedades macroscópicas y fuerzas intermoleculares.
5	Sólidos y líquidos. Propiedades de sólidos; clases de sólidos; redes cristalinas; celdas unitarias; propiedades de líquidos (viscosidad, tensión superficial, volatilidad, presión de vapor y punto de ebullición).
6	Retroalimentación de los temas vistos en las semanas 1 a 5 y aplicación del primer parcial
7	Gases. Propiedades de los gases; variables de los gases (volumen, presión, temperatura, número de moles); Leyes de correlación de dos variables para gases ideales (Boyle,

	Charles-Gay-Lussac, Avogadro); leyes compuestas para gases ideales; Ley de Dalton de presiones parciales; ley de difusión o de Graham.
8	Cambios de estado y diagramas de fase. Curva de calentamiento y enfriamiento. Punto de fusión y de ebullición. Calor latente de fusión y de vaporización (cambios térmicos asociados). Curva de presión de vapor. Punto triple. Punto crítico. Temperatura crítica. Presión crítica. Aplicaciones.
9	Cambio químico 1. Reacciones químicas. Clasificación (de acuerdo a las asociaciones de los átomos, a los cambios en los estados de oxidación y a los cambios energéticos asociados, etc.).
10	Cambio químico 2. Ecuación Química. Características. Ecuación estequiométrica y métodos de balance: tanteo, algebraico, oxido-reducción (del estado de oxidación y del ión-electrón o semirreacciones).
11	Estequiometría 1. Cálculos a partir de la fórmula química. Leyes ponderables (conservación de la materia o de Lavoisier, proporciones definidas (constantes) o de Proust, proporciones múltiples o de Dalton, proporciones recíprocas o de Richter (concepto de peso equivalente). Peso equivalente de un: metal, ácido, base, sal, agente oxidante y reductor (Estado y número de oxidación. Reglas para establecer el estado de oxidación. Diferencia con valencia). Composición centesimal de un compuesto. Fórmula empírica o mínima y fórmula molecular, cómo hallarlas. Relaciones: En un elemento (peso atómico, átomo-gramo, moles de átomos, número de Avogadro de átomos). En un compuesto (peso molecular, molécula-gramo, moles de moléculas, número de Avogadro de moléculas)
12	Estequiometría 2. Cálculos a partir de la reacción química. (a) Relaciones entre los miembros de la ecuación química: reactivos entre sí o reactivos con productos, expresadas en moles, volúmenes, átomo-gramo, gramos, equivalentes, etc. (b) Reactante límite. (c) Rendimiento de una reacción. (d) Pureza de un compuesto.
13	Soluciones y diluciones 1. Conceptos de soluto, solvente, solución, disolución y dilución; tipos de soluciones; reglas de solubilidad; Formas de concentración (M, N, m, Fracción molar, %(p/p), %(p/v), %(v/v), ppm, ppb); peso equivalente (de ácido, base, sal y agente oxidante o reductor).
14	Retroalimentación de los temas de las semanas 7 a 13 y aplicación del parcial
15	Soluciones y diluciones 2. Cálculos y procedimientos para dilución de soluciones; factor de dilución: (a) por diluciones en serie en balones aforados del mismo volumen o en tubos de ensayo a un mismo volumen final; (b) por diferentes alícuotas (escala) del mismo patrón en balones aforados del mismo volumen o en tubos de ensayo a un mismo volumen final.
16	Propiedades coligativas. (con solutos no electrolitos y electrolitos): aumento del punto de ebullición y de la presión osmótica; disminución del punto de congelación y de la presión de vapor (ley de Raoult, ecuación de Clausius-Clapyeron).
PRACTICAS LABORATORIO	
Semana	Núcleos Temáticos
1	<ul style="list-style-type: none"> • Presentación de Generalidades del Laboratorio • Video: seguridad en el laboratorio (Merck) https://www.youtube.com/watch?v=X09tFwCCssY • Presentación del material de laboratorio. https://chemix.org/
2	<ul style="list-style-type: none"> • Videos: Determinación de densidad en el laboratorio • Taller con datos “experimentales” • Torre de colores con líquidos de diferente densidad

3	<ul style="list-style-type: none"> • Experimento de tiro al blanco, en casa. • Taller: Incertidumbre en las medidas (tratamiento estadístico de datos). Réplicas, por ejemplo, masa, volumen (cálculo \bar{x}, σ_n, σ_{n-1}, $t'_{student}$, etc.).
4	<ul style="list-style-type: none"> • Simulación: Punto de fusión y punto de ebullición https://labovirtual.blogspot.com/search/label/Curva%20de%20calentamiento.
5	<ul style="list-style-type: none"> • Exposiciones de los estudiantes: Métodos de separación (Filtración, cristalización, tamizado, magnetismo, decantación)
6	Primera semana de parciales conjuntos
7	<ul style="list-style-type: none"> • Videos: Destilación simple y destilación fraccionada • Análisis de artículo de aplicación (Destilación)
8	<ul style="list-style-type: none"> • Simulación: Explorando reacciones de oxidación – reducción http://chemcollective.org/vlab/106
9	<ul style="list-style-type: none"> • Videos: Destilación por arrastre con vapor Extracción con equipo Soxhlet
10	Experiencias en casa para demostrar leyes de los gases
11	Simulación estequiometría de composición: http://labovirtual.blogspot.com/2016/08/estequiometria.html
12	Simulación estequiometría en titulación: http://labovirtual.blogspot.com/search/label/valoraci%C3%B3n%20C3%A1cido-base Preparación de indicadores.
13	Preparación de soluciones y diluciones en casa

METODOLOGÍA

La metodología del curso consiste en la exposición de los temas a estudiar, planteamiento de situaciones problemáticas para ejercitar los procesos enseñanza-aprendizaje, el desarrollo de ejercicios de lápiz y papel y lecturas de temas pertinentes para el análisis y discusión de los mismos dentro de las 3 horas de trabajo directo. Se utiliza como metodología didáctica, la discusión grupal de resultados de laboratorio, la reflexión y análisis de material audiovisual proyectado y la realización de evaluaciones individuales.

Dentro de las 4 horas de trabajo colaborativo se profundizará en la experimentación en el laboratorio en donde se pone de manifiesto la relación existente entre la teoría y la práctica a partir de guías de laboratorio diseñadas con anterioridad. Antes de cada laboratorio el estudiante debe presentar un preinforme en el que estará consignada toda la información referente a la práctica a desarrollar: Conceptos y cálculos previos, metodología, materiales y fichas de seguridad de los reactivos con los que se va a trabajar y tablas de resultados donde se resaltarán las observaciones y datos tomados en la práctica.

Las 2 horas de trabajo Autónomo se dedicarán a que el estudiante prepare los informes de laboratorio, resuelva talleres referentes a los temas vistos en clase y demás trabajos propuestos por el docente con el fin de fortalecer los conceptos vistos en las sesiones teóricas de la asignatura.

EVALUACIÓN

Art.38,39,40 Regl. Estud.	CALENDARIO PRUEBAS ACADEMICAS (EVALUACIONES)				
INTERMEDIAS	TIPO DE EVALUACIÓN	FECHA	PORCENTAJE		
<i>Primer corte</i>	a. Talleres, ejercicios, etc	Semanas 2- 5	5	35	70
	b. Preinformes, informes, quices		15		
	c. Parcial conjunto	semana 6 (5 Mayo)	15		

<i>Segundo corte</i>	a. Talleres, ejercicios, etc	Semanas 7 – 13	5	35	
	b. Preinformes, informes, quices		15		
	c. Parcial conjunto	semana 14	15		
FIN PERÍODO	Examen final conjunto	semana 17 C	30		

RECURSOS

Laboratorios completamente equipados y espacios físicos con elementos para audiovisuales

BIBLIOGRAFIA

1. **BROWN, T. L., LEMAY, H. E., BURSTEN, B. E.**, *Química La Ciencia Central*, Prentice Hall, Mexico, 2009.
2. **WHITTEN, K. W., DAVIS, R. E., PECK, M. L.**, *Química General*, 5° edición, McGraw-Hill, Madrid, 1999
3. **UMLAND, J. B., BELLAMA, J. M.**, *Química General*, Tercera edición, International Thomson Editores, S.A., México, 1999
4. **CHANG, R.**, *Química*, 9° edición, McGraww-Hill, 2007
5. **CHANG, R.**, *Conceptos Escenciales de Química General*, 4° edición, McGraw-Hill, 2006
6. **ATKINS, P.**, *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*, 3° edición, Oxford University Press, Oxford, 2006
7. **MARTÍNEZ URREAGA , J., NARROS SIERRA , A., GARCÍA-SOTO, M.**, *Experimentación en Química General*, 2006
8. **MORTIMER, C.E.**, *Química General*, Editorial Iberoamérica, México, D.F., 1978
9. **CHEMICAL EDUCATION MATERIAL STUDY**, Manual de Laboratorio para Química. Experimentación Deducción, Editorial Norma, Cali, 1970
- 16 **Handbook CRC**
17. **SARGEN-WELCH**, Tabla Periódica de los Elementos, Sargent-Welch Scientific Company, Illinois, 1980. 2p.

REVISTAS

Journal of Chemical Education

Chemistry International. The News Magazine of the International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC)

DIRECCIONES INTERNET

<http://hyperphysics.phy-astr.gsu.edu/hbase/HFrame.html> (curso virtual)

<http://atom.kaeri.re.kr/ton/nuc4.html> (tabla de núclidos)

<http://www.webelements.com> (tabla periódica)

http://old.iupac.org/publications/ci/2009/3102/1_mills.html.

<https://www.yumpu.com/en/www.whfreeman.com>

<http://www.visionlearning.com>

www.compoundchem.com

<http://JChemEd.chem.wisc.edu>