

 <p><b>UNIVERSIDAD DISTRITAL FRANCISCO JOSÉ DE CALDAS</b></p>	<b>UNIVERSIDAD DISTRITAL FRANCISCO JOSÉ DE CALDAS</b>	
	<b>FACULTAD DE CIENCIAS CARRERA QUÍMICA</b>	
	<b>SYLLABUS QUÍMICA GENERAL II</b>	
<b>Profesores</b>	Marisol Ramos Rincón, Néstor Fabián Bravo Piñeros	
<b>CÓDIGO:</b>	<b>PERIODO ACADÉMICO:</b>	<b>NUMERO DE CREDITOS: 3</b>
<b>COMPONENTE: Formación Fundamental en Ciencias</b>	<b>NUMERO DE HORAS (ESTUDIANTE)</b>	
	TRABAJO DIRECTO	<b>3</b>
	TRABAJO ACOMPAÑADO	<b>4</b>
	TRABAJO AUTONOMO	<b>3</b>
<p><b>I. JUSTIFICACIÓN:</b></p> <p>El espacio académico “Química General II” del proyecto 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 Soluciones, Propiedades Coligativas, Cinética Química y Equilibrio Químico. El espacio de Química General II, aportara 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.</p> <p>Para que esto se lleve a cabo, es necesario que el estudiante conozca y desarrolle competencias para el desarrollo de operaciones básicas de volumetría, análisis de algunos de los principales parámetros que afectan la velocidad de reacción y el equilibrio químico y que fortalezca el entendimiento de los procedimientos de valoración y análisis de resultados de laboratorio.</p> <p>Todas las competencias y habilidades desarrolladas en el espacio académico “<i>Química General II</i>”, no solo satisfacen las necesidades propias de éste espacio, sino que además potencializan las bases conceptuales sobre las que se soportan otros espacios académicos propios de la Carrera, como lo son, “Química Inorgánica I y II”, “Análisis Químico” y “Química Ambiental”, entre otros.</p> <p>El curso tiene un importante componente práctico en donde se resalta la interpretación de resultados obtenidos desde la experimentación y que a partir del posterior análisis, que va de la mano con la parte teórica, promueve el aprendizaje significativo en el estudiante.</p> <p>Se presupone que al iniciar el curso el estudiante ha recibido formación previa, no solamente en química, sino también en física y matemáticas.</p>		
<p><b>II. OBJETIVOS DEL CURSO</b></p> <p><b>I.I. General.</b></p> <p>El propósito de formación de la asignatura de Química General II es el desarrollo de competencias básicas donde el estudiante pueda interpretar, analizar y aplicar 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 de Química.</p>		

### I.I.I. Específicos.

1. Promover en el estudiante el liderazgo, las habilidades y actitudes de trabajo en laboratorios básicos en química, complementando su formación teórica.
2. Entender los conceptos de Soluciones, Propiedades Coligativas, Cinética Química y Equilibrio Químico y la terminología relacionada.
3. Desarrollar la aplicabilidad de los conocimientos teóricos adquiridos en química para su formación profesional.
4. Generar espíritu crítico y reflexivo para la interpretación de resultados y a partir de estos explicar fenómenos que se puedan presentar.

### III. COMPETENCIAS

- Cognoscitivas nos permiten relacionar lo que sabemos (saber) con nuestras predisposiciones o actitudes conformadas por ideas, creencias y tomas de decisión (saber hacer) y con nuestros esquemas de acción (saber).
- Comunicativas que forman para poder expresar, argumentar, proponer, explicar e interpretar nuestras ideas y sus aplicaciones prácticas en forma oral, escrita, textual y corporal; y
- Socio – afectivas que forman para convivir en un contexto sociocultural que favorezca la autonomía responsable para vivir en sociedad al tiempo que aprenden a convivir solidariamente con los demás;
- Profesionales comprometidos con su saber que contribuyan a la consolidación de los valores culturales de los estudiantes, así como formar investigadores en la disciplina, que contribuyan a generar conocimiento en las diferentes ramas de la química.

### IV. CONTENIDOS CURRICULARES

TEMA	PREGUNTA ORIENTADORA
<b>SOLUCIONES Y DILUCIONES.</b> Manera de prepararlas a partir de una solución patrón: <b>(a)</b> por diluciones en serie; <b>(b)</b> por diferentes alícuotas del mismo patrón. Factor de dilución. Ecuación de dilución aplicada a valoraciones o titulaciones. Cómo prepararlas por ejemplo para prácticas en Bioquímica y cómo para Instrumental, en términos de economía de reactivos.	<i>¿Pueden prepararse soluciones menos concentradas a partir de soluciones patrón?</i>
<b>PROPIEDADES COLIGATIVAS.</b> Propiedades en soluciones de Electrolitos. Propiedades en soluciones de No Electrolitos. Dependencia de la cantidad de soluto con respecto al solvente puro. Aplicaciones en sistemas biológicos. Aplicaciones en la industria.	<i>¿De qué forma y con qué magnitud cambian las propiedades de un solvente puro al disolver un soluto iónico o Covalente?</i>

<p><b>CINÉTICA QUÍMICA.</b> <i>Velocidad de reacción:</i> velocidad media instantánea e inicial, expresión de la ley de velocidad. <i>Orden de reacción y vida media de un reactivo:</i> Reacciones de orden cero, de primer, segundo y tercer orden. Determinación gráfica del orden de reacción. Teoría de colisiones. Energía de activación. Teoría del estado de transición (Complejo activado). Dependencia de la constante de velocidad con relación a la temperatura (<i>ecuación de Arrhenius</i>), Introducción a la catálisis (homogénea y heterogénea, enzimas como catalizadores biológicos). Introducción mecanismo de reacción.</p>	<p><i>¿Cómo monitorear y controlar la velocidad de las reacciones?</i></p>
<p><b>EQUILIBRIO QUÍMICO.</b> <i>Deducción de la ley de equilibrio</i> (Ley de acción de masas de Guldberg - Waage): constante de equilibrio termodinámica, <b>K<sub>a</sub></b>, de concentración <b>K<sub>c</sub></b> y de presiones parciales, <b>K<sub>p</sub></b>. <i>Introducción a las clases de equilibrio:</i> homogéneo y heterogéneo; de precipitación o solubilidad (Constante del producto de solubilidad, <b>K<sub>ps</sub></b>), de neutralización o ácido-base, de formación de complejos.</p> <p><i>Relación entre la ecuación de equilibrio y las constantes de equilibrio:</i> predicción del sentido de la reacción por comparación entre el cociente de la reacción, <b>Q</b> y <b>K<sub>c</sub></b>. Cálculo de concentraciones en el equilibrio. <i>Factores que afectan el equilibrio (principio de Le Chatelier).</i></p>	<p><i>¿Qué significa que un sistema alcance el equilibrio?</i></p>
<p><b>EQUILIBRIO IÓNICO</b> Clasificación de electrolitos fuertes y débiles (ácidos, bases y sales). <i>Ionización del agua:</i> producto iónico del agua, <b>K<sub>w</sub></b> y <b>pK<sub>w</sub></b>. <i>El pH de una solución:</i> escala, concentración del ion hidronio en soluciones acuosas de ácidos (fuertes y débiles). Constante de ionización de electrolitos débiles (constantes de ionización de algunos ácidos débiles: <i>constantes de acidez</i>, <b>K<sub>a</sub></b> y <b>pK<sub>a</sub></b>, <i>grado y porcentaje de ionización</i>; constantes de ionización de algunas bases débiles: <i>constantes de basicidad</i>, <b>K<sub>b</sub></b> y <b>pK<sub>b</sub></b>, <i>grado y porcentaje de ionización</i>.</p> <p><i>Efecto del ión común. Amortiguadores:</i> tipos, preparación. Ecuación de Henderson-Hasselbalch y determinación del pH de un amortiguador. Preparación de una solución buffer de un pH dado.</p> <p>Introducción a las titulaciones como método de análisis cuantitativo. Clasificación (ácido-base, precipitación, complexometría, redox). Patrones primarios. Solución patrón. Punto de equivalencia o estequiométrico, punto final de titulación, error de titulación. Curvas de valoración y métodos gráficos para hallar el volumen gastado en el punto estequiométrico (ácido fuerte-base fuerte, ácido fuerte-base débil, ácido débil base fuerte). Clasificación de indicadores (ácido-base, precipitación, complexometría, redox). Cálculos con resultados de la titulación.</p> <p><i>Hidrólisis de sales</i>, formadas por la reacción entre: bases fuertes y ácidos débiles, bases débiles y ácidos fuertes, bases y ácidos débiles, ácidos y bases fuertes.</p> <p><i>Equilibrios heterogéneos:</i> Constante del producto de solubilidad, determinación, usos. Predicción formación de precipitados: relación <b>Q<sub>ps</sub></b> – <b>K<sub>ps</sub></b>, comienzo de la precipitación. Precipitación fraccionada. <i>Solubilidad de precipitados</i> (tipos de reacciones para lograrla). Efecto del ión común y solubilidad de precipitados.</p>	<p><i>¿Cuál es la importancia de conocer el pH de las soluciones?</i></p>

## V. Metodología Pedagógica y Didáctica:

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 profundizara 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 al tema a tratar: 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 dedicaran 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.

## VI. COMPETENCIAS A EVALUAR

Competencias	Criterios	% A evaluar
1. Cognoscitiva	Justificar de manera correcta porqué se dan algunos comportamientos cuando se cambian variables en un sistema. Profundizar y defender de forma coherente la posición tomada frente a una temática o problemática.	55%
2. Comunicativas	Que se exprese de forma verbal y por escrito (Informes de Laboratorio) con el lenguaje propio de la Química.	30%
3. Socio – afectivas	Enfatizar en valores como la ética profesional, la legalidad, la honestidad, el trabajo en grupo y el respeto por las opiniones de los compañeros de clase.	5 %
4. Profesionales	El nivel de compromiso que tenga con su propio conocimiento.	10%

## VII. EVALUACIÓN:

NOTA	TIPO DE EVALUACIÓN	FECHA	PORCENTAJE
Primera Nota	Promedio Talleres y Trabajos	Semana 1 a 7	10%
Segunda Nota	Promedio de informes de Laboratorio presentados	Semana 1 a 7	10%
Tercera Nota	Primer Parcial, presentado de forma individual	Semana 7	15%
Cuarta Nota	Promedio Talleres y Trabajos	Semana 8 a 14	10%
Quinta Nota	Promedio de informes de Laboratorio presentados	Semana 8 a 14	10%
Sexta Nota	Segundo Parcial, presentado de forma individual	Semana 14	15%
Séptima Nota	Promedio Talleres y Trabajos	Semana 15 a 16	10%
Octava Nota	Promedio de informes de Laboratorio presentados	Semana 15 a 16	10%
Novena Nota	Tercer Parcial	Semana 16	10%
		Total	100 %

## XI. BIBLIOGRAFÍA, HEMEROGRAFIA, CIBERGRAFIA GENERAL Y/O ESPECIFICA:

### TEXTOS GUIA

1. **BROWN, T. L., LEMAY, H. E., BURSTEN, B. E.**, *Química La Ciencia Central*, Prentice Hall, Mexico, 1998
2. **WHITTEN, K. W., DAVIS, R. E., PECK, M. L.**, *Química General*, 5º 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*, 9º edición, McGraw-Hill, 2007
5. **CHANG, R.**, *Conceptos Esenciales de Química General*, 4º edición, McGraw-Hill, 2006
6. **ATKINS, P.**, *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*, 3º 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
10. **CELIS, M.G.**, *Prácticas de Química Inorgánica*, SAET, México, D.F., 1997
11. **BRICEÑO, C. O.**, *Química Orgánica e Inorgánica*, Fondo Educativo Panamericano, Santafé de Bogotá, 1999
12. **DANIEL, F.**, *Experimentos en fisicoquímica*, Mc Graw Hill, 1967.
13. **WILSON, J.M., NEWCOMBE, R.J., DENARO, A.R. and RICKETT, R.M.W.**, *Experiments in Physical Chemistry*, Pergamon Press, 1962.
14. **PETER MATTEWS G.**, *Experimental Physical Chemistry*, Clarendon Press, Oxford, 1985.
15. **SHOEMAKER, D. P., GARLAND, C. K.**, *Experimentos de Físico-química*, Editorial Hispanoamericana, 1968
- 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://www.nndc.bnl.gov/nudat2/> (tabla de núclidos)

<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](http://old.iupac.org/publications/ci/2009/3102/1_mills.html).

[www.whfreeman.com](http://www.whfreeman.com)

[www.librosaulamagna.com](http://www.librosaulamagna.com)

<http://www.visionlearning.com>

<http://www.mhe.universidad/química/general>