



QUIMICA GENERAL

CARRERA: LICENCIATURA EN BIOTECNOLOGÍA

I. IDENTIFICACIÓN

1. Código	:27Q
2. Horas semanales de clases	: 5
2.1. Teóricas	:2
2.2. Prácticas	:3
3. Crédito	:4
4. Pre-requisito(s)	:Ninguno

II. JUSTIFICACIÓN

La formación básica de los futuros Licenciados en el ámbito de la Biotecnología implica la comprensión de los conceptos químicos y la adquisición de las habilidades necesarias para su aplicación en el trayecto de la carrera y en la vida profesional.

La Química es una ciencia que se ocupa de todo lo concerniente a la materia, sus propiedades y transformaciones, y la variación de energía que acompañan a estos procesos, introduciendo al estudiante en el conocimiento, de los factores que permiten que las reacciones químicas tengan éxito en la obtención de productos. Intenta comprender las estructuras y características de las sustancias en detalle, a escala atómica y molecular, aspecto crucial en el análisis de moléculas de importancia biológica. Intenta además crear nuevos compuestos con propiedades y funciones deseables. Esta visión se erige como una de las bases fundamentales para el estudiante de Biotecnología, así como de otras relacionadas con las Ciencias y la Tecnologías.

Por lo señalado, la química demanda el más alto nivel de creatividad científica y una visión que explore posibilidades ilimitadas¹.

III. OBJETIVO

GENERAL:

Al término del desarrollo de la disciplina el estudiante será capaz de:

¹ NOYORI R. Synthesizing our future. Nat Chem. April 2009, Vol. 1, n°1, p. 5-6.



Manejar con propiedad aspectos científicos, teóricos y prácticos básicos de la Química que sustente el trayecto académico de la carrera.

ESPECIFICOS:

Al término del desarrollo de la disciplina el estudiante será capaz de:

- a) Identificar a la Química como una disciplina fundamental para la ulterior comprensión de la Química Biológica.
- b) Interpretar la manera en que interaccionan la materia y la energía.
- c) Representar las diversas expresiones de concentración en las soluciones.
- d) Comprender la naturaleza y las características de los equilibrios químicos.
- e) Contribuir en el proceso de diseño e implementación de procesos biotecnológicos teniendo en cuenta las bases químicas subyacentes.
- f) Demostrar que las propiedades fisicoquímicas macroscópicas de los sistemas materiales son consecuencia directa de sus estructuras electrónicas atómico-molecular y de las fuerzas intermoleculares.
- g) Mostrar las leyes y principios de la Química como base para la interpretación y predicción de los sistemas y procesos biológicos y biotecnológicos, así como de las diferentes técnicas experimentales.

IV. METAS PEDAGÓGICAS

1. Al finalizar el estudio y práctica de la Unidad “Estructura Atómica”, el estudiante será capaz de:

- a) Conocer los conceptos de átomo, molécula e ión y los diferentes modelos atómicos de la materia junto con sus ventajas y limitaciones.
- b) Introducir la teoría cuántica en el estudio de la estructura electrónica de los átomos.
- c) Conocer el Sistema periódico de elementos y la relación entre sus configuraciones electrónicas y determinadas propiedades periódicas de los elementos químicos.



2. Al finalizar el estudio y práctica de la Unidad “Enlace Químico”, el estudiante será capaz de:

- a) Conocer los distintos modelos, la utilización de las estructuras de Lewis y la aplicación de tales conceptos a la interpretación de las geometrías moleculares y conceptos relacionados.
- b) Distinguir entre fuerzas intra e intermoleculares, conocer los distintos tipos de fuerzas intermoleculares y su magnitud, así como, en base a ellas,
- c) interpretar los diferentes estados de agregación de la materia, algunas propiedades fisicoquímicas de los líquidos y de los sólidos, así como los cambios de estado de agregación.

3. Al finalizar el estudio y práctica de la Unidad “Estequiometría”, el estudiante será capaz de:

- a) Realizar correctamente ajustes estequiométricos de reacciones químicas.
- b) Distinguir los tipos principales de reacción química y sus principales características asociadas.

4. Al finalizar el estudio y práctica de la Unidad “Disoluciones”, el estudiante será capaz de:

- a) Introducir los conceptos básicos de las reacciones en disolución acuosa.
- b) Describir los cambios en las propiedades coligativas de un solvente por la adición de un soluto.

5. Al finalizar el estudio y práctica de la Unidad “Disoluciones”, el estudiante será capaz de:

- a) Conocer, comprender y aplicar los conceptos y leyes propios de la Cinética Química (evolución con el tiempo) y
- b) aplicarlos a la obtención de ecuaciones de velocidad, mecanismos de reacción y al estudio de reacciones catalíticas.

6. Al finalizar el estudio y práctica de la Unidad “Equilibrio Químico e Iónico”, el estudiante será capaz de:

- a) Aplicar correctamente el concepto de equilibrio químico.



- b) Valorar los factores que afectan el equilibrio químico.
- c) Calcular constante de equilibrio.

V. CONTENIDO

A. UNIDADES PROGRAMATICAS

- 1. Estructura Atómica
- 2. Enlace Químico
- 3. Estequiometria
- 4. Disoluciones
- 5. Cinética Química
- 6. Equilibrio Químico e Iónico

B. DESARROLLO DE LAS UNIDADES PROGRAMATICAS

1. Estructura Atómica

- 1.1. Estructura Atómica.
- 1.2. Estructura nuclear y propiedades derivadas:
 - 1.2.1. Constitución del núcleo.
 - 1.2.2. Número atómico y número másicos y masas isotópicas.
- 1.3. Estructura electrónica y propiedades periódicas.
 - 1.3.1. Electrones del átomo.
 - 1.3.1.1. Números cuánticos.
 - 1.3.1.2. Configuración electrónica.
 - 1.3.1.3. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Magnetismo. Principio de Aufbau.
 - 1.3.2. Propiedades periódicas.
 - 1.3.2.1. Energía de ionización, afinidad, tamaño, electrónica.

2. Enlace Químico

- 2.1. Uniones interatómicas.
 - 2.1.1. Enlace iónico o electrovalente.
 - 2.1.2. Enlace covalente.
 - 2.1.2.1. Normal.
 - 2.1.2.1.1. Naturaleza del enlace.
 - 2.1.2.1.2. Fórmulas estructurales de Lewis.
 - 2.1.2.1.3. Electronegatividad y Polaridad.



- 2.1.2.2. Coordinado.
 - 2.1.2.2.1. Características.
- 2.1.3. Enlace Metálico.
- 2.2. Uniones intermoleculares. Tipos.
 - 2.2.1. Propiedades físicas, relación con la Estructura.
 - 2.2.1.1. Fuerzas dipolares.
 - 2.2.1.2. Puentes de hidrógeno.
 - 2.2.1.3. Fuerzas Dispersión de London.

3. Estequiometria

- 3.1. Fórmulas.
 - 3.1.1. Mínima.
 - 3.1.2. Molecular.
 - 3.1.3. Porcentual.
- 3.2. Estequiometria de las reacciones químicas.
 - 3.2.1. Reacciones de Composición.
 - 3.2.2. Reacciones de Descomposición.
 - 3.2.3. Reacciones de doble Descomposición.
 - 3.2.4. Reacciones de Desplazamiento.
 - 3.2.5. Reacciones de Oxidación – Reducción.
 - 3.2.5.1. Oxidante.
 - 3.2.5.2. Reductor.
 - 3.2.5.3. Equilibrio de ecuaciones redox.
 - 3.2.6. Reactivo limitante.
 - 3.2.7. Rendimiento de reacción.
 - 3.2.8. Ejercicios sobre estequiometria de las reacciones.

4. Disoluciones

- 4.1. Mezclas homogéneas.
- 4.2. Tipos de soluciones.
 - 4.2.1. Soluciones sólidas.
 - 4.2.2. Soluciones líquidas.
 - 4.2.3. Soluciones gaseosas.
- 4.3. Solubilidad: Factores que lo afectan.
 - 4.3.1. Naturaleza del disolvente.
 - 4.3.2. Naturaleza del soluto.
 - 4.3.3. Efecto de la temperatura.
 - 4.3.4. Efecto de la presión.



- 4.4. Propiedades coligativas de las soluciones.
 - 4.4.1. Presión osmótica.
 - 4.4.2. Descenso crioscópico.
 - 4.4.3. Ascenso ebulloscópico.
 - 4.4.4. Descenso de la presión de vapor.
- 4.5. Concentración de soluciones.
 - 4.5.1. Centesimal o porcentual.
 - 4.5.2. Molar y molal.
 - 4.5.3. Normal.
 - 4.5.4. Fracción molar.
 - 4.5.5. ppm o mg/L.
 - 4.5.6. ppb o $\mu\text{g/L}$

5. Cinética Química

- 5.1. Concepto y definición de Velocidad de Reacción.
- 5.2. Velocidades de reacción y estequiometría.
- 5.3. Factores que afectan a las velocidades de reacción.
 - 5.3.1. Naturaleza de los reactivos.
 - 5.3.2. Concentración de los reactivos.
 - 5.3.3. Superficie de contacto.
 - 5.3.4. Temperatura.
 - 5.3.5. Influencia de catalizadores.
- 5.4. Teoría de las colisiones.
- 5.5. Teoría del estado de transición.
- 5.6. Diagramas de Energía de Activación.

6. Equilibrio Químico e Iónico

- 6.1. Concepto y definición de Equilibrio Químico.
- 6.2. Equilibrio químico en sistemas gaseosos (Teoría Cinética).
- 6.3. Ley de acción de las masas.
- 6.4. Factores que afectan los equilibrios y el Principio de Le Chatelier.
 - 6.4.1. Cambios en la concentración, en la presión, volumen y temperatura, catalizadores.
- 6.5. La constante de equilibrio.
 - 6.5.1. Expresiones: K_p y K_c . Expresiones y relaciones entre K_p y K_c .



- 6.5.2. La regla inversa.
- 6.5.3. Regla coeficiente.
- 6.5.4. Regla de los equilibrios múltiples.
- 6.6. El cociente de reacción.
- 6.7. Equilibrio químico heterogéneo.
- 6.8. Equilibrios Iónicos.
- 6.9. Equilibrio químico y el auto ionización del agua.
- 6.10. Producto iónico del agua.
- 6.11. Teorías ácido-base.
 - 6.11.1. Arrhenius, Lewis, Bronsted.
- 6.12. Las escalas de pH y pOH: Cálculos.
 - 6.12.1. Soluciones amortiguadoras o tampones (buffer).
- 6.13. Fuerza relativa de los ácidos y las bases.
- 6.14. Constantes de ionización para ácidos y bases monopróticos débiles.
- 6.15. pH de ácidos y bases débiles.
- 6.16. Grado o porcentaje de disociación.
- 6.17. Indicadores ácido-base.
- 6.18. Hidrólisis.
 - 6.18.1. Concepto y definición de Solvólisis e hidrólisis.
 - 6.18.2. Hidrólisis ácida y básica de las sales.
 - 6.18.3. Constante de hidrólisis y Porcentaje.
- 6.19. Solubilidad de los sólidos iónicos.
 - 6.19.1. Constante del producto de solubilidad (Kps).
 - 6.19.2. Determinación de la Kps.
 - 6.19.3. Usos y relaciones que involucran la Kps.
 - 6.19.4. Kps y el efecto del ión común.
 - 6.19.5. El cociente de reacción y las reacciones de precipitación.
 - 6.19.6. Precipitación fraccionada o selectiva.

VI. METODOLOGIA (consideraciones generales para el abordaje pedagógico)

El abordaje pedagógico de la Química, en su esencia de índole teórico- práctico, por lo que se plantea tal carácter en su tratamiento, tanto, en las condiciones propias del aula, como en los laboratorios, y en casos en contacto con la naturaleza circundante. La Química considerada como una ciencia compleja en el proceso de enseñanza pues, aunque es muy concreta (se refiere a una gran diversidad de sustancia), además de abstracta por los átomos, y porque la relación



entre los cambios que se observan y las explicaciones, no todas son potencialmente evidentes. El experimento docente por lo tanto, en procesos de enseñanza, constituye un reflejo del método científico experimental, propios en los estudios de los fenómenos químicos. La Química es una ciencia esencialmente experimental, por lo tanto, en su enseñanza la actividad práctica está íntimamente relacionada con el experimento vinculado a su objeto de estudio, las sustancias y sus transformaciones.

No obstante, aunque no fuera en procesos absolutamente prácticos, es bueno incitar al estudiante a desarrollar su potencial de observador, su curiosidad, a la iniciativa, la laboriosidad, la creatividad y las aspiraciones para corroborar y perfeccionar los conocimientos teóricos. Existen modelos, que podrían ser utilizados eventualmente, que por ser modelos, en sí mismos, constituyen moldes, pero que para demostrar la validez de los procesos, se pueden implementar. Tales son, por ejemplo, los Iconográficos, analógicos y simbólicos.

En particular las habilidades como la de calcular, interpretar, analizar, explicar que aparecen como parte de las metas pedagógicas en las Unidades de Aprendizajes, son trabajadas, con el fin de optimizar y responder en cierta medida a modelos.

Enseñar un determinado tema de Química implica necesariamente establecer con toda transparencia cuál o cuáles son los datos fundamentales, cuáles las leyes sobre las que se basarán la interpretación, análisis y eventual correlación o comparación, y cuál es el modelo (construcción imaginaria) que permita “ver” el fenómeno. La enseñanza integral de la Química implica ofrecer las opciones necesarias para que el estudiante, gane saberes, tanto en el terreno experimental, cómo en el de la teoría y la interpretación. En particular, que metodología está aplicando, y cómo manejarlo, con sus potencialidades y limitaciones.

Para el desarrollo de la parte teórica no se desdeñará la técnica de clase magistral, promoviendo siempre la participación activa de los estudiantes. En las clases prácticas se harán combinados los trabajos grupales como los individuales.

VII. ESTRATEGIA DE ENSEÑANZA – APRENDIZAJE

A partir de lo señalado en forma general en las consideraciones metodológicas, se plantea la puesta en práctica de:

- a. Exposición simple y asistida.-



- b. Practicas de laboratorio.-
- c. Resolución de problemas.-
- d. Seminarios.-
- e. Revisión bibliográfica.-
- f. Análisis critico de publicaciones científicas.-

En las prácticas de laboratorio, se podrán realizar a partir del desarrollo de las normas de seguridad y materiales de laboratorio, realizar actividades como:

- Introducción a las técnicas básicas de un laboratorio de Química: pesadas, preparación de disoluciones, valoraciones volumétricas ácido-base, redox, potenciométricas, pH metros, conductímetros, termostatos, etc.
- Determinación espectrofotométrica de compuestos y de mezclas de compuestos.
- Métodos de análisis numérico de los datos experimentales: precisión, exactitud, cifras significativas, análisis dimensional, tablas de datos, gráficas y análisis de regresión lineal.
- Ley de las proporciones definidas Ley de Proust (reacción estequiométrica).
- Obtención de oxígeno e hidrógeno y estudio de sus propiedades.
- Soluciones.
- Osmosis.
- Velocidad de reacción.
- Equilibrio Químico.
- Determinación de la concentración de iones hidrógeno, mediante la utilización de indicadores.
- Valoración Cuantitativa.
- Reacciones de oxidación reducción.
- Otros.

VIII. MEDIOS AUXILIARES

1. Textos impresos

- Libros de consulta.
- Manuales de estudio.
- Guías de trabajo de laboratorio.
- Artículos científicos.

2. Material audiovisual

- Proyector Multimedia.



- Proyector de transparencias.
- Videos.

3. Equipos experimentales de laboratorio.

IX. EVALUACION (consideraciones generales para la evaluación del proceso)

Toda evaluación debe ser parte del proceso y una ayuda inestimable para interpretarlo y reconstruirlo.

La evaluación por lo tanto, constituye una actividad sistemática y continua. Es un subsistema integrado dentro del propio sistema de la enseñanza y su finalidad especial es la recoger información sobre el proceso en su conjunto no solo para el estudiante, sino también para el docente. En la medida de lo posible, en términos de proceso, y sobre todo en los de prácticas, la base metodológica recomendable es la observación, el registro y del registro al análisis, una observación dirigida si se quiere, pero sin duda constituye una herramienta cualitativa.

Por lo tanto, se valorarán todas las actividades realizadas durante el proceso conforme a la configuración de la asignatura realizada al principio del semestre en el marco del reglamento del Sistema de Evaluación a modo de comprobar la adquisición de competencias desarrolladas. La evaluación será continua y contemplará las propuestas y mecanismos de recuperación de los conocimientos y competencias, en el período que comprende la asignatura. En tal sentido, es importante que se cuente con indicadores valorativos claros, viables y socializados con el grupo de estudiantes.

En términos de promoción se procede, tal como lo señala el Reglamento Académico.

X. BIBLIOGRAFIA

Básica

- BROWN T. L. Química: la ciencia central. 11^o ed. México: Pearson, 2008. 1240 p.
- KOTZ J. C., TREICHEL P. M., WEAVER G. C. Química y reactividad química. México: Thomson, 2005. 1292 p.
- CHANG R. Química. 9^o ed. México: McGraw-Hill, 2007. 1148 p.



- WHITTEN K. W., DAVIS R. E., PECK L., STANLEY G. G. Química. 8^o ed. México: Cengage Learning Ediciones, S.A., 2008. 1132 p.

Complementaria

- HILL J. Química para el nuevo milenio. 8^o ed. México: Prentice Hall, 1999. 877 p.
- BRADY J. E., SENESE F. Chemistry: The Study of Matter and Its Changes. 5^o ed. New York: Wiley, 2007.
- BURNS R. Fundamentos de Química. 2^o ed. Prentice Hall, 1996. 664 p.
- CUYPER M. D., BULTE J. W. Physics and Chemistry Basis of Biotechnology. New York: Kluwer Academic Publishers, 2002. 340 p.
- PETRUCCI R. H., HERRING F. G., MADURA J. D., BISSONNETTE C. General Chemistry: Principles and Modern Applications. 10^o ed. Prentice Hall, 2010. 1424 p.
- SILBERBERG M. Principles of General Chemistry. 2^o ed. McGraw-Hill, 2009. 890 p.