



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

PROGRAMA DE ESTUDIOS

| | | | | |
|--|---------------------------------|----------|-----------------------------------|-------|
| UNIDAD | IZTAPALAPA | DIVISION | CIENCIAS BIOLÓGICAS Y DE LA SALUD | 1 / 4 |
| NOMBRE DEL PLAN LICENCIATURA EN BIOLOGIA | | | | |
| CLAVE | UNIDAD DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE | | CRED. | 12 |
| 2300034 | QUIMICA GENERAL | | TIPO | OBL. |
| H. TEOR. 6.0 | SERIACION | | TRIM. | I |
| H. PRAC. 0.0 | | | | |

OBJETIVO(S) :

Objetivo General:

Que al final de la UEA el alumno sea capaz de:

Adquirir conocimientos básicos sobre la estructura molecular y nomenclatura de los compuestos químicos, así como comprender el concepto ácido-base y su aplicación en soluciones reguladoras.

Objetivos Específicos:

Que al final de la UEA el alumno sea capaz de:

- Describir la estructura del átomo y de sus partículas, y aplicar las reglas de la IUPAC para la nomenclatura.
- Identificar los diferentes tipos de enlaces, así como la polaridad de las moléculas.
- Explicar el concepto de ácido y base, de acuerdo a las diferentes definiciones.
- Interpretar el concepto de solución y determinar su concentración.
- Interpretar el concepto de pH y sus implicaciones.
- Aplicar el concepto redox en diferentes reacciones.
- Comprender el significado de los números cuánticos.
- Desarrollar la estructura de algunas moléculas, considerando la configuración electrónica de los átomos que las conforman.



UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

Casa abierta al tiempo

APROBADO POR EL COLEGIO
ACADEMICO
EN SU SESION NUM. 344

EL SECRETARIO DEL COLEGIO

[Handwritten signature]

CLAVE 2300034

QUIMICA GENERAL

CONTENIDO SINTETICO:

1. Estructura atómica. Modelo de Bohr.
 - 1.1 Partículas subatómicas (protón, electrón y neutrón). Número atómico y número másico.
 - 1.2 Teoría de Bohr: estructura electrónica acorde con el modelo atómico de Bohr de los primeros 20 elementos de la tabla periódica. Importancia de los electrones externos.
 - 1.3 Estructura de Lewis.
 - 1.4 Familia de los elementos en función del número de electrones externos.
2. Enlaces químicos.
 - 2.1 Estabilidad de los elementos que forman la familia de los gases nobles, tendencia de los átomos a adquirir la estructura electrónica de los gases nobles: regla del octeto.
 - 2.2 Formación de enlaces en función de la regla del octeto: enlace iónico y covalente.
 - 2.3 Principios básicos de estructura, formulación y nomenclatura de compuestos: ácidos, bases, sales y óxidos.
 - 2.4 Polaridad del enlace covalente.
 - 2.5 Rompimiento del enlace covalente en función de su polaridad. Homólisis: formación de radicales libres y su importancia biológica. Heterólisis: formación de iones.
3. Ácidos y Bases.
 - 3.1 Estructura y nomenclatura.
 - 3.2 Rompimiento heterolítico en los ácidos. Teoría de Arrhenius.
 - 3.3 Definición de Bronsted-Lowry. Enlace covalente dativo.
 - 3.4 Reacciones de ácidos y bases. Conjugación de ácidos y bases.
 - 3.5 Ácidos, bases fuertes y débiles. Influencia de la fuerza de los ácidos y bases en el equilibrio de sus reacciones.
 - 3.6 Definición de Lewis.
 - 3.7 Participación de óxidos en las reacciones acido-básicas. Obtención de ácidos y bases a partir de óxidos. Óxidos ácidos y óxidos básicos.
4. Introducción a la química del carbono y nomenclatura de compuestos orgánicos.
 - 4.1 Ejemplos de: alcanos, alquenos, alquinos, compuestos aromáticos, haluros de alquilo y de arilo, alcoholes, fenoles, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, aminas y amidas.
5. Soluciones.



Casa abierta al tiempo

UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

APROBADO POR EL COLEGIO
ACADEMICO
EN SU SESION NUM. 344EL SECRETARIO DEL COLEGIO

CLAVE 2300034

QUIMICA GENERAL

- 5.1 Componentes de una solución: soluto y solvente.
 5.2 Soluciones porcentuales: porcentaje en masa y en volumen.
 5.3 Molaridad.
 5.4 Normalidad.
 5.5 Preparación de soluciones a partir de sólidos y de líquidos.
6. Ácidos y Bases II: pH y sus implicaciones.
 6.1 Equilibrio químico.
 6.2 Disociación de: ácidos fuertes, bases fuertes, ácidos débiles y bases débiles.
 6.3 Constantes de disociación: K_a , K_b y K_w .
 6.4 Neutralización.
 6.5 Concepto de: pH, pOH, pK y pK_w.
 6.6 Sistemas amortiguadores: Ecuación de Henderson-Hasselbach. Amortiguadores de importancia biológica.
 6.7 Manejo de las constantes de disociación: K_a , K_b , K_w , pH, pOH, pK y sistemas amortiguadores.
7. Óxido-reducción.
 7.1 Balanceo de ecuaciones: método del número de oxidación, método del ion-electrón y método algebraico.
8. Estructura atómica. Modelo Cuántico.
 8.1 Número de oxidación y electronegatividad.
 8.1.1 Modelo cuántico.
 8.1.2 Números cuánticos, significado y valores. "n" (principal): nivel principal de energía: valores; 1, 2, 3...n. "l" (secundario o azimutal): formas de orbital: valores; 0, 1, 2....(n-1) "m" (magnético): orientación del orbital; valores; -1...0...+1 "s" (spin): dirección del giro del electrón: valores; $+\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$
 8.1.3 Bases de la estructura atómica que determina la configuración electrónica: principio de Aufbau, regla de Hund y principio de exclusión de Pauli.
 8.1.4 Valencia y periodicidad química.
 8.1.5 Estructura atómica aplicado al modelo cuántico.

MODALIDADES DE CONDUCCION DEL PROCESO DE ENSEÑANZA-APRENDIZAJE:

Al inicio del curso el profesor presentará el contenido de la UEA, las modalidades de conducción y los criterios de evaluación. El profesor expondrá



UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

APROBADO POR EL COLEGIO
 ACADEMICO
 EN SU SESION NUM. 344

EL SECRETARIO DEL COLEGIO

[Handwritten signature]

CLAVE 2300034

QUIMICA GENERAL

y discutirá con los alumnos los temas, apoyado por medios como pizarrón y medios audiovisuales y el empleo de internet. El profesor promoverá el acercamiento a la investigación y el conocimiento actualizado mediante la lectura de artículos científicos. Se realizarán ejercicios de aplicación para cada tema.

MODALIDADES DE EVALUACION:**Evaluación Global:**

Incluirá evaluaciones periódicas y, a juicio del profesor, una evaluación terminal con base en los siguientes criterios: las evaluaciones periódicas se realizarán a través de la aplicación de tres evaluaciones escritas, que se harán de la siguiente manera: la primera comprenderá los temas: 1 y 2; la segunda comprenderá los temas: 3, 4 y 5, y la tercera comprenderá los temas: 6, 7 y 8. Se considerarán las tareas entregadas, los ejercicios realizados y la participación en clase. Los factores de ponderación serán a juicio del profesor y se darán a conocer al inicio del curso.

Evaluación de Recuperación:

Se realizará a través de una evaluación escrita con base en los contenidos del programa y, a juicio del profesor, podrá ser global o complementaria.

BIBLIOGRAFIA NECESARIA O RECOMENDABLE:

1. American Chemical Society (2005) Química. Un proyecto de la ACS. Ed. Reverté. Madrid, España.
2. Brown, T.L.E., Lemay, H.E. y Bursten, B.E. (2004) Química la Ciencia Central, 9a ed. Pearson/Prentice-Hall, DF, México.
3. Chang, R. (2007) Química, 8a ed. Mc Graw Hill, DF, México.
4. Kotz, J.C., Treichel, P.M. y Harman, P.A. (2003) Química y Reactividad Química, 5a ed. Thompson, México, D.F.
5. Petrucci, R.H. (2003) Química General, 8a ed. Prentice Hall, DF, México.



UNIVERSIDAD AUTONOMA METROPOLITANA

APROBADO POR EL COLEGIO
ACADEMICO
EN SU SESION NUM. 344

EL SECRETARIO DEL COLEGIO