



PROGRAMA PARA SEXTO AÑO - QUIMICA IV - 2010

Especialidad Ciencias Biológicas y de la Salud

PRIMERA PARTE:

1.

- 1.1 Sistemas materiales y leyes ponderables. Teoría atómica de Dalton. Comportamiento de los gases y leyes. Hipótesis de Avogadro: el mol, peso atómico y peso molecular. Ecuaciones químicas. Cálculos estequiométricos. Nomenclatura química.
- 1.2 Electrones, protones, neutrones: el núcleo. Modelos atómicos de Thomson y de Bohr. Elementos de la teoría moderna. Clasificación periódica de los elementos. Números cuánticos y configuración electrónica de los elementos, propiedades periódicas. Uniones químicas, distintos tipos de enlace. Breve referencia a la geometría molecular. La unión hidrógeno.
- 1.3 Numero de oxidación y nomenclatura química inorgánica. Oxido reducción. Numero de oxidación. Jerarquía de los números de oxidación. Nomenclatura química de los compuestos inorgánicos. Compuestos binarios. Numeral de stock. Compuestos ternarios. Compuestos cuaternarios.
- 1.4 Estados de la materia. Nociones de fuerzas intermoleculares. Descripción microscópica de los estados gaseoso, líquido y sólido en relación con sus propiedades macroscópicas. Transiciones de fases.
- 1.5 Efectos energéticos y velocidad de las reacciones químicas. Calores de reacción. Exotermicidad y endotermicidad. Relación entre el contenido calórico y los enlaces químicos. Ley de la constancia de la suma de los calores Hess. Cálculo de los calores de reacción nociones elementales de la termodinámica química. Elementos de cinética química. Reacciones instantáneas. Reacciones lentas y reacciones que constan de varios pasos. Factores que afectan la velocidad de una reacción.
- 1.6 Equilibrio químico. Equilibrio de solubilidad. Acidos y bases. reacciones reversibles y equilibrio químico. Concepto de equilibrio dinámico. Enfoque cinético de la ley del equilibrio químico. Factores que afectan los equilibrios químicos. Principio de Le Chatelier. Solubilidad y electrólitos. Molaridad y concentración de las soluciones. Límites de solubilidad. Solubilidad, equilibrio y productos de solubilidad. Acidos, bases y el ion hidrógeno. Fuerza de ácidos y bases. Reacciones de neutralización. El ion hidrógeno. Fuerza de ácidos y bases. Reacciones de neutralización. El agua como ácido y como base. Significado del pH. Valoraciones. Indicadores. Oxidación y reducción. Balanceo de las ecuaciones por el método del ion electrón.
- 1.7 Nociones básicas de química descriptiva de elementos representativos

SEGUNDA PARTE

2. Líquidos y soluciones

- 2.1 Solubilidad; efecto de la temperatura y de la presión sobre la misma. Curvas de solubilidad. Propiedades coligativas: descenso de la presión de vapor - Ley de Raoult- descenso crioscópico, ascenso ebulloscópico y presión osmótica. Ley de Henry. Coloides: concepto; efecto browniano, efecto Tyndall, fenómeno de adsorción.
- 2.2 Ejercicios.



3. Equilibrio iónico

Ácidos y bases fuertes, ionización del agua: K_w y pH. (Revisión), ácidos y bases débiles; constante de disociación electrolítica: cálculo de pH. (revisión). Indicadores ácidos básicos. Hidrólisis; cálculo de pH de soluciones de sales que hidrolizan. Efecto ion común: soluciones reguladoras, buffers o tampones. Ácidos polipróticos: el ácido carbónico, el ácido fosfórico, cálculo de concentraciones de distintas especies. Los ácidos y bases débiles como tampones biológicos importantes. Sangre pulmones y soluciones tampón: el sistema tampón del bicarbonato.

3.1 Problemas de aplicación

4. Consideraciones generales sobre Cinética Química:

4.1 Velocidades de reacción según las teorías de las colisiones. Factores que afectan la velocidad de la reacción. Mecanismos de la reacción y expresión de la ley de las velocidades. Catalizadores: catálisis homogénea y heterogénea. Determinación de la velocidad de una reacción. Orden parcial y total de una reacción.

4.2 **Enzimas**: cómo funcionan, su relación con la velocidad de reacción. Principios que explican el poder catalítico y su especificidad. Interacciones enzimas sustrato. Ecuación de Michaelis Menten: gráfica característica. Enzimas y pH.

4.3 Ejercicios. Resolución de problemas con la ecuación de Henderson Hasselbalch.

5. Reacciones de oxidación reducción; método del ion electrón para equilibrar ecuaciones redox.

5.1 **Pilas electroquímicas**; potenciales estándar de electrodo; serie electromotriz. potenciales de electrodo en condiciones no patrón ecuación de Nerst.

6. Principios de bioenergética

Bioenergética y termodinámica química: Sistemas y funciones de estado. Primera Ley de la Termodinámica. Entalpía y capacidad calorífica. Ley de Hess y de Lavoisier Laplace. Cambios de energía interna. Entalpías de formación. Diagramas entálpicos. Segunda ley de la termodinámica. Entropía: concepto, cambios de energía libre, espontaneidad de una reacción. Ejercicios.

7. Biomoléculas

7.1 Glúcidos, monosacáridos, grupos funcionales y configuración específica. Enlaces glucosídicos. Carácter reductor. Revisión de isomería óptica. Polisacáridos, almidón y celulosa. Glucoproteínas y glucolípidos: funciones biológicas.

7.2 Aminoácidos y pépticos. Características estructurales, reacciones químicas características. Introducción a las proteínas: propiedades y estructura. Estructura tridimensional, niveles de organización: estructura 2aria, 3aria, y cuaternaria. El caso de la hemoglobina. Cambios conformaciones de la misma.

7.3 Lípidos: saponificables y no saponificables. Lípidos de almacenamiento y lípidos estructurales. Vitaminas liposolubles: A, D, E y K: características estructurales y funciones. Hormonas y esteroides. Estructura y funciones. Ácidos biliares: estructura y funciones.

8. Metabolismo

Consideraciones generales de bioenergética. Glucólisis y catabolismo de hexosas. El ciclo del ácido cítrico. Oxidación de ácidos grasos. Oxidación de aminoácidos y producción de urea. Rutas de degradación de aminoácidos.

9. Fosforilación oxidativa. Fotosíntesis.

BIBLIOGRAFÍA SUGERIDA:



- ⊗ SIENKO Y PLANE: QUÍMICA: PRINCIPIOS Y APLICACIONES. Ed. Mc. Graw Hill
- ⊗ SIENKO Y PLANE; QUÍMICA TEÓRICA Y DESCRIPTIVA. Ed. Aguilar
- ⊗ MASTERTON, SLOWINSKI; QUÍMICA GENERAL SUPERIOR. Ed. Interamericana.
- ⊗ BABOR, IBARZ; QUÍMICA GENERAL MODERNA. Ed. Marín
- ⊗ BRESCIA, ARENTS, MEILICH Y TURK; FUNDAMENTOS DE QUÍMICA (C.E.C.S.A.)
(Compañía Editora Continental S.A.)
- ⊗ MAHAM; QUÍMICA: UN CURSO UNIVERSITARIO; Ed. Fondo Educativo Interamericano.
- ⊗ GLASSTONE; ELEMENTOS DE QUÍMICA FÍSICA. Ed. Médico quirúrgica.
- ⊗ WHITTEN, K.W. y GAILEY, K.D.; Química General. Ed. Mc Graw Hill
- ⊗ ROSENBERG, JEROME L.y EPSTEIN LAWRENCE; Química General Ed Mc. Graw Hill
(Problemas).
- ⊗ PETRUCCI,; Química General Ed. Addison Wesley
- ⊗ WHITTEN, K.W. y GAILEY, K.D.; Química General. Ed. Mc Graw Hill
- ⊗ CHANG, R. Química General Ed. Mc. Graw Hill
- ⊗ BROWN, LE MAY y OTROS Química La Ciencia Central Prentice Hall. 1995
- ⊗ LEHNINGER, ALBERT (1976) Curso breve de Bioquímica. Ediciones Omega.
Barcelona.
- ⊗ LEHNINGER ALBERT (1972) Bioquímica. Ediciones Omega Barcelona.
- ⊗ LEHNINGER, A. NELSON, D; Cox M. (1992, segunda edición) Principios de
Bioquímica. Ediciones Omega: Barcelona.
- ⊗ WILBRAHAM, A. Y MATTA, M.(1989). Introducción a la Química Orgánica y
Biológica. Addison Wesley Iberoamericana. México, D.F.
- ⊗ MOORE, J. y otros (2000) El mundo de la Química, conceptos y aplicaciones.
México: Prentice Hall