

# QUIMICA GENERAL - QMC 110 - CARRERA DE FISICA

## CONTENIDO ANALITICO

26 - Abril - 2018

### Capítulo 1.- INTRODUCCION

- 1.1 Que estudia la química
- 1.2 Método científico
- 1.3 Sistema de medidas, sistema SI
- 1.4 Cifras significativas
- 1.5 Densidad y peso específico
- 1.6 Tubo de rayos catódicos
- 1.7 El electrón, relación  $q / m$
- 1.8 El protón, rayos positivos
- 1.9 Modelo de Thomsom
- 1.10 Modelo de Rutherford
- 1.11 Espectrómetro de masas
- 1.12 Numero atómico, número de masa
- 1.13 Isótopos
- 1.14 Peso atómico, peso molecular
- 1.15 Masa molar
- 1.17 Número de Avogadro
- 1.18 Problemas

### Capítulo 2.- ESTEQUIOMETRIA

- 2.1 Composición centesimal
- 2.2 Formula empírica y molecular
- 2.3 ley de las proporciones definidas
- 2.4 Reacciones de oxidación reducción en medio ácido
- 2.5 Reacciones de oxidación reducción en medio básico
- 2.6 Reacción exacta o estequiométrica
- 2.7 Reactivo limitante y en exceso
- 2.8 Rendimiento de una reacción
- 2.8 Reacciones en moles y en equivalentes
- 2.9 Disoluciones
- 2.10 Titulaciones
- 2.11 Problemas estequiometría

### Capítulo 3.-ESTRUCTURA ATOMICA

- 3.1 Ondas electromagnéticas
- 3.2 Longitud de onda, Frecuencia, velocidad
- 3.3 Espectro electromagnético
- 3.1 Ondas electromagnéticas
- 3.2 Longitud de onda, Frecuencia, velocidad
- 3.3 Espectro electromagnético
- Teoría de Planck, energía cuantizada
- 3.5 Efecto fotoeléctrico
- 3.6 Espectros, absorción emisión, continuo, líneas
- 3.7 Modelo de Bohr
- 3.8 Series espectrales
- 3.9 Analogía de De Broglie
- 3.10 Principio de Heisemberg
- 3.11 Ecuación de Schrodinger
- 3.12 Partícula en una caja de potencial

- 3.13 Principio de Hundt
- 3.14 Principio de Pauli
- 3.15 Configuración de los elementos
- 3.16 Diagrama de orbitales
- 3.17 Propiedades magnéticas

#### **Capítulo 4.- TABLA PERIODICA**

- 4.1 Tabla periódica y estructura atómica
- 4.2 Tamaño de átomos
- 4.3 Energía de ionización
- 4.4 Afinidad electrónica

#### **Capítulo 5.- ENLACE QUIMICO**

- 5.1 Símbolos de Lewis
- 5.2 Enlace iónico
- 5.3 Enlace covalente
- 5.4 Enlaces polares y no polares
- 5.5 Teoría de enlace valencia
- 5.6 Orbitales híbridos
- 5.7 Forma de las moléculas teoría TRPEV

#### **Capítulo 6 EL ESTADO GASEOSO**

- 6.1 Introducción
- 6.2 Presión , atmosférica, manométrica, total
- 3 Leyes de los gases
- 6.4 Problemas
- 6.5 Mezcla de gases, Ley de Dalton
- 6.6 Densidad de los gases
- 6.7 Gases húmedos
- Teoría cinética de los gases
- 6.8 Ley de Graham
- 6.9 Gases reales , Ecuación de Van der Waals

#### **CAPITULO 7 ESTADO SOLIDÓ Y LIQUIDO**

- 7.1 Fuerzas intermoleculares
- 7.2 Tipos de sólidos
- 7.3 Redes y sistemas cristalinos 7.4 Tensión superficial
- 7.5 Viscosidad
- 7.6 Diagramas de fase
- 7-7 Curvas de calentamiento enfriamiento

#### **Capítulo 8 PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES**

- 8. 1 Unidades de concentración
- 8. 5 Propiedades de las disoluciones
- 8. 6 Problemas

#### **Capítulo 9 EQUILIBRIO**

- 9.1 Reacciones reversibles e irreversibles
- 9.2 La constante de equilibrio
- 9.3 Equilibrio del agua
- 9.4 Concepto de pH
- 9.5 pH de ácidos y bases fuertes
- 9.5 9.6 pH de ácidos y bases débiles
- 9.6 Titulaciones ácido base
- 9.7 Problemas equilibrio iónico – pH

## **Capítulo 10 ESTRUCTURA NUCLEAR**

- 10.1 Componentes del núcleo
- 10.2 Defecto de masa y energía de enlace
- 10.3 Inestabilidad nuclear – relación neutrón a protón
- 10.4 Reacciones nucleares
- 10.5 Reacciones de fisión
- 10.6 Reactores nucleares de uranio y de plutonio

## **PRACTICAS DE LABORATORIO**

- 1.- Material de Laboratorio - Precisión Exactitud
- 2.- Densidad Peso específico - sólidos y líquidos
- 3.- Formula empírica - Relaciones en moles
- 4.- Reacciones redox – Observación interpretación de cambios en función de estados de oxidación
- 5.- Variaciones continuas – Estequiometría y relaciones en moles
- 6.- Reacciones en disolución – Método volumétrico – Titulaciones
- 7.- Reacciones ácido base – Moles y equivalentes
- 8.- Reacciones redox – Potenciales de oxidación reducción – Pilas
- 9.- Estado gaseoso – Medidas de presión – Leyes de los gases – Gases húmedos
- 10.- Estado de equilibrio – reacciones reversibles – Constante de equilibrio
- 11.- Equilibrio ácido base – pH – Indicadores

## **Bibliografía**

- Brown.T, LeMay ,H.E, Bursten. B.E : Química La ciencia central – Ed Prentice Hall – México 1998
- Raymod Chang : Química – Ed Mc Graw Hill – Mexico
- Whitten, Davis, Peck : Química General – Ed Mc Graw Hill – Madrid 1999

**Evaluación** Teoría = 70 % Laboratorio = 30 %