

Q-0104 Química General I

OBJETIVOS Y DISTRIBUCION DEL TIEMPO

I SEMANA: 25 a 29 de febrero.

I BLOQUE

1° Lección:

Dar las instrucciones generales del curso y comenzar con el I Capítulo.

CAPITULO 1: "QUIMICA: UNA CIENCIA EXPERIMENTAL"

Objetivo General:

Reconocer el papel que una ciencia experimental tal como la Química juega en nuestras vidas.

Introducción:

Reconocer el papel actual de la Química en cuanto a la contaminación y la energía.

II° Lección:

1.1.- Mediciones

- 1.- Definir las unidades básicas de longitud, volumen, masa, temperatura, tiempo, presión y energía.
- 2.- Describir los instrumentos que pueden ser usados para medir masa y volumen y su método de operación.
- 3.- Distinguir entre calor y temperatura y describir las bases experimentales para la medición de la temperatura.
- 4.- Distinguir entre masa y peso.
- 5.- Realizar cálculos para efectuar conversiones entre las diferentes escalas de temperatura. (Prob. 1.3).

II BLOQUE

- 6.- Convertir unidades dentro del sistema métrico y entre el sistema métrico y el inglés mediante el uso de factores de conversión. (Pro. 1,2;1,25, 1,28).
- 7.- Expresar la incertidumbre en una medida o en un cálculo basado en una medida, aplicando las reglas de las cifras significativas. (Prob. 1.1; 1.23).

- 8.- Realizar cálculos utilizando relaciones de masa, volumen y densidad. (Prob. 1.1 y 1.22).
 - 9.- Expresar números en notación exponencial y realizar operaciones de suma, resta, multiplicación y división usando dicha notación. (Apéndice 4).
-

II° SEMANA: 3 al 7 de marzo

I BLOQUE

1.2.- Clases de sustancias

- 1.- Definir los términos: elemento, compuesto. Clasificación de la materia.
- 2.- Memorizar los símbolos y nombres de los elementos y compuestos más comunes. (Tabla 1.4).

1.3.- Identificación de sustancias puras

- 1.- Distinguir entre propiedades físicas y químicas.
- 2.- Describir métodos empleados para la identificación de sustancias puras a partir de mezclas.

ASIGNACION: Resolver los problemas: 1,2,3,5,8, a 12,14,15, y 23.

II BLOQUE

CAPITULO 2: "ATOMOS, MOLECULAS E IONES"

Objetivo General:

Examinar los componentes fundamentales de la materia y relacionar las propiedades de las sustancias con estas partículas.

2.1.- Teoría Atómica

- 1.- Establecer los postulados de la teoría atómica de Dalton.
- 2.- Establecer las leyes de la conservación de la masa, composición constante y proporciones múltiples.
- 3.- Relacionar los postulados de la teoría de Dalton con estas leyes.
- 4.- Ilustrar la Ley de las Proporciones Múltiples cuando se da la composición por peso para dos o más compuestos formados por dos elementos. (Prob. 2.1).

2.2.- Componentes del Atomo

- 1.- Resumir el trabajo experimental de Thompson, Millikan y Rutherford y establecer las conclusiones resultantes de su trabajo.

- 2.- Hacer una lista de las masas relativas y la carga de un protón, un electrón y un neutrón. Señalar el papel que cada una de estas partículas juega en el átomo.
- 3.- Reconocer la existencia de los isótopos y las diferencias nucleares entre los isótopos de un elemento.
- 4.- Ilustrar la relación entre el número atómico y el número de masa con el número de protones, neutrones y electrones. (Prob. 2.2).

2.3.- Moléculas e Iones

- 1.- Distinguir entre: Molécula, átomo e ión.
 - 2.- Explicar cómo se forman los cationes y los aniones a partir de los átomos.
-

III SEMANA: 10 a 14 de marzo.

I BLOQUE

2.4.- Masas relativas de los átomos

- 1.- Definir peso atómico y explicar su significado.
- 2.- Reconocer que los pesos atómicos están basados en la escala del carbono 12.
- 3.- Definir peso atómico gramo y explicar su significado.
- 4.- Describir los principios básicos de un espectrómetro de masas.
- 5.- Calcular el peso atómico promedio de un elemento a partir de la masa y abundancia relativa de cada uno de los isótopos. (Prob. 2.4).
- 6.- Calcular el porcentaje de abundancia de cada isótopo a partir del peso atómico promedio de un elemento y las masas de cada isótopo constituyente. (Prob. 2.30).

2.5.- Masas de los átomos. Número de Avogadro

- 1.- Definir el número de Avogadro como el número de átomos en un átomo-gramo de un elemento.
- 2.- Calcular la masa en gramos de un elemento a partir del peso atómico del elemento y del número de átomos del mismo. (Prob. 2.5a, 2.32b).
- 3.- Calcular el número de átomos de un elemento cuando se da la masa de la muestra. (Prob. 2.5b y 2.32a).

II BLOQUE

2.6.- Masas de las Moléculas

- 1.- Definir peso molecular y explicar su significado.
- 2.- Definir el Número de Avogadro como el número de moléculas en un peso molecular gramo.

- 3.- Calcular el peso molecular a partir de la composición de una molécula. (Prob. 2.6a).
- 4.- Calcular la masa en gramos de una muestra de moléculas a partir del peso molecular y del número de moléculas. (Prob. 2.33e).
- 5.- Calcular el número de moléculas a partir de la masa de una muestra. (Prob. 2.6b).

ASIGNACION: Problemas: 2.1 a 2.6-2.8 a 2.20-2.40.

IV SEMANA: 17 a 21 de marzo (miércoles feriado).

I BLOQUE

I° Lección

I EXAMEN CORTO (CAPITULOS 1 y 2).

II° Lección

CAPITULO 3: FORMULAS Y ECUACIONES QUIMICAS

Objetivo General

Representar la composición de las sustancias con fórmulas químicas y escribir e interpretar las ecuaciones químicas.

3.1.- Fórmulas químicas:

- 1.- Revisar el significado de peso atómico, peso atómico-gramo, molécula, ión, peso molecular y peso molecular-gramo.
- 2.- Distinguir entre fórmula molecular y fórmula empírica.
- 3.- Establecer el número de átomos de cada elemento en una molécula cuando se da la fórmula de una especie molecular.
- 4.- Escribir la fórmula molecular cuando se da el número de átomos de cada elemento.

II BLOQUE

3.2.- Fórmulas simples a partir de Análisis:

- 1.- Determinar la fórmula empírica de un compuesto cuando se dan los porcentajes por peso de los elementos o datos analíticos de los cuales se pueden calcular los pesos relativos de los elementos. (Prob. 3.1-3.30).
- 2.- Calcular la composición porcentual a partir de la fórmula química de un compuesto. (Prob. 3.4).

3.3.- Fórmula Molecular a partir de Fórmula Simple:

1.- Determinar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica (o datos a partir de los cuales se puede determinar la fórmula empírica) y del peso molecular (Prob. 3.2).

3.4.- El Mol

- 1.- Definir mol como Número de Avogadro de y reconocer que el mol está siempre asociado con una fórmula.
- 2.- Recordar que un mol representa una masa definida que está asociada con este número de partículas y viceversa.
- 3.- Hacer conversiones entre el número de moles, número de gramos y el número de partículas. (Prob. 3.3, 3.34).

3.5.- Ecuaciones Químicas

- 1.- Escribir y balancear ecuaciones cuando se dan las fórmulas de los reactivos y productos. (Prob. 3.5, 3.36).

V SEMANA: 24 a 28 de marzo

I BLOQUE

3.6.- Relaciones de masa en las reacciones

- 1.- Reconocer que los coeficientes de una ecuación balanceada indican el número relativo de moles de reactivos y productos (POR CADA.....).
- 2.- Usar factores de conversión para relacionar el número de gramos, moles y partículas cuando se da una ecuación balanceada. (Prob. 3.6, 3.43).

3.7.- Reactivo Limitante. Rendimientos

- 1.- Distinguir entre rendimiento teórico y real.
- 2.- Determinar cuál es el reactivo limitante cuando se da una ecuación balanceada y las cantidades de cada reaccionante. (Prob. 3.7a).
- 3.- Calcular el rendimiento teórico del producto con base en el reactivo limitante. (Prob. 3.7b).
- 4.- Calcular el porcentaje de rendimiento a partir del rendimiento real de un producto y el rendimiento teórico (o datos a partir de los cuales pueda determinarse el rendimiento teórico). (Prob. 3.7c, 3.43).

ASIGNACION: Problemas 3.1 a 3.25.

II BLOQUE

CAPITULO 4: "TERMOQUIMICA"

Objetivo General:

Comprender las relaciones cuantitativas asociadas con los cambios energéticos en las reacciones químicas. Aplicar los principios de la termoquímica a problemas asociados con fuentes de energía y sus usos.

4.1.- El cambio de Entalpía (ΔH)

- 1.- Distinguir entre endotérmicos y exotérmicos.
- 2.- Revisar la definición de caloría y Kilocaloría; relacionar estas con otras unidades de energía. (Tabla 1.2).
- 3.- Definir entalpía (H) y cambio de entalpía (ΔH).
- 4.- Reconocer que para un proceso a presión constante,
 $Q_p = H_{\text{prod.}} - H_{\text{react.}} = \Delta H$.
- 5.- Relacionar el signo de ΔH con el carácter exotérmico o endotérmico.
- 6.- Reconocer que los valores de las propiedades de estado tales como H, P, V y T son independientes de su trayectoria.
- 7.- Reconocer que la entalpía de una sustancia depende de la masa de la sustancia.

4.2.- Ecuaciones Termoquímicas:

- 1.- Interpretar las convenciones usadas al escribir ecuaciones termoquímicas.
- 2.- Reconocer que el valor de ΔH depende del estado físico de las sustancias reaccionantes.
- 3.- Usando ecuaciones termoquímicas, calcular ΔH para una reacción a partir de las cantidades de productos y reactantes (Prob. 4.1a) y calcular la cantidad de reactante o producto requeridos para obtener un valor dado de ΔH (Prob. 4.1b).
- 4.- Reconocer que H para una reacción es igual en magnitud pero de signo opuesto al ΔH de la reacción inversa.
- 5.- Aplicar la Ley de Hess para calcular el ΔH de una reacción cuando se dan los ΔH de otras reacciones. (Prob. 4.2, 4.3, 4.27).

VI SEMANA; 31 de marzo al 4 de abril. (SEMANA SANTA)

(Solo habrá lecciones Lunes y Martes, es decir, se podrá dar un bloque en cada uno de los grupos.)

II BLOQUE

4.3.- Calores de Formación:

- 1.- Definir calor molar de formación.
- 2.- Reconocer que el calor molar de formación de cualquier sustancia elemental es igual a cero.
- 3.- Calcular el ΔH de una reacción a partir de los calores de formación y viceversa. (Prob. 4.2, 4.27, 4.29).

4.4.- Energías de Enlace:

- 1.- Definir Energía de enlace.
- 2.- Calcular el ΔH de una reacción a partir de energías de enlace. (prob. 4.3).
- 3.- Notar que la energía de enlace puede variar dependiendo de la especie en la cual se encuentre el enlace.

VII SEMANA: 7 a 11 de abril (VIERNES FERIADO)

I BLOQUE

4.5.- Calorimetría:

- 1.- Describir los principios implicados en la medición del flujo de calor, con un calorímetro simple y con una bomba calorimétrica.
- 2.- Explicar qué se entiende por capacidad calórica de un calorímetro.
- 3.- Calcular el cuarto, cuando se dan tres cualesquiera de los siguientes datos:
 - a.- Flujo de calor, (Prob. 4.4a, 4.5a).
 - b.- Cantidad de sustancia en gramos o moles
 - c.- Cambio de temperatura o temperaturas inicia o final
 - d.- Calor específico de una sustancia o capacidad calórica de un calorímetro. (Prob. 4.4b).

4.6.- Primera Ley de la Termodinámica:

- 1.- Distinguir entre sistema y alrededores.
- 2.- Aplicar las convenciones apropiadas para indicar la dirección del flujo de energía en la forma de calor o de trabajo. (Probs. 4.35).
- 3.- Establecer la primera ley de la termodinámica tanto en palabras como mediante una ecuación.
- 4.- Reconocer que el cambio en energía interna ΔE es una función de estado y que Q y W no lo son.
- 5.- Relacionar Q y W con ΔE . (Prob. 4.6).
- 6.- Reconocer que para procesos a presión constante $W = P\Delta V$ y que para una reacción gaseosa: $P\Delta V = (0.0020) (\Delta n) (T)$.
- 7.- Usar la ecuación 4.24 para relacionar ΔE y ΔH . (Prob. 4.7).

II BLOQUE

4.7.- Fuentes de energía: (Dejar como lectura para el estudiante).

ASIGNACION: Problemas: 4.1 a 4.20.

I°Lección: REPASO

II°Lección: II EXAMEN CORTO (Capítulos 3 y 4).

VIII SEMANA: 14 a 18 de abril (Sábado 19: I EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

I° Lección: REPASO

II° Lección:

CAPITULO 5: "COMPORTAMIENTO FISICO DE LOS GASES!"

Objetivo General:

Familiarizarse con las leyes que gobiernan las propiedades físicas de los gases y el desarrollo de un modelo, (teoría) para explicar las características de los gases.

5.1.- Propiedades generales de los gases:

- 1.- Hacer una lista de las propiedades generales de los gases.

5.2.- Presión atmosférica:

- 1.- Discutir los principios bajo los cuales opera un barómetro.
- 2.- Describir un manómetro y explicar como se usa. (Prob. 5.25).

5.3.- La Ley de los Gases Ideales:

- 1.- Establecer la Ley de los Gases Ideales y mostrar como implica:
 - a.- La Ley de Boyle
 - b.- Ley de Charles
 - c.- Ley de Avogadro.
- 2.- Evaluar la magnitud y las unidades apropiadas para la constante R.

II BLOQUE

I° Lección:

5.4.- Usos de la Ley de los gases Ideales:

- 1.- Determinar el efecto de un cambio en las condiciones sobre una variable en particular. (Ej.: Cambio en T y (o) P sobre V).
- 2.- Evaluar una variable (P, V, T ó n) cuando se dan tres de las cuatro. (Prob. 5.1c, 5.28, 5.36a).

II: Lección: REPASO PARA EL I EXAMEN PARCIAL

IX SEMANA: 21 a 25 de abril

I BLOQUE

(Continuación)

- 3.- Determinar la densidad de un gas particular como función de P y T. (Prob. 5.1d, 5.30).
- 4.- Calcular el peso molecular de un gas a partir de su densidad (o la masa de un volumen dado) a P y T conocidos. (Prob. 5.31).
- 5.- Aplicar la Ley de los Volúmenes de Combinación. (Prob. 5.33).

5.5.- Mezclas de Gases. Ley de Dalton:

- 1.- Establecer y aplicar la Ley de Dalton para obtener presiones parciales de gases en una mezcla. (Prob. 5.2, 5.36b).
- 2.- Aplicar la Ley de Dalton a cálculos que involucran la recolección de gases sobre agua. (Prob. 5.32).

5.6.- Gases Reales:

- 1.- Interpretar desviaciones de la Ley de los Gases Ideales en Términos del comportamiento molecular.

II BLOQUE

5.7.- Teoría cinética de los gases:

- 1.- Establecer los postulados de la teoría cinética de los gases.
- 2.- Emplear la Ley de Graham para determinar el peso molecular de un gas desconocido o las velocidades relativas de efusión a partir de datos apropiados. (Prob. 5.40).
- 3.- Explicar el significado de la distribución de las velocidades moleculares (o energías) de una muestra de un gas a dos diferentes temperaturas. (Fig. 5.13). Hacer hincapié en la interpretación molecular de la temperatura.

ASIGNACION: Problemas: 5.1 a 5.7, 5.9, 5.11, 5.12, 5.13 a 5.15, 5.17 y 5.19 a 5.22.

X SEMANA : 28 de abril a 2 de mayo (Jueves feriado).

I BLOQUE

I° Lección: II EXAMEN CORTO (Capítulo 5)

II° Lección:

CAPITULO 6: "ESTRUCTURA ELECTRONICA DE LOS ATOMOS"

Objetivo General:

Desarrollar un modelo de la estructura electrónica de los átomos que sea consistente con la evidencia experimental.

6.1.- Propiedades de los electrones:

- 1.- Resumir los postulados de la teoría cuántica.

6.2.- Bases Experimentales:

- 1.- Explicar el origen de los espectros atómicos.
- 2.- Usar la ecuación de Einstein para calcular el cambio de energía asociado con la longitud de onda o la frecuencia de una línea espectral. (Prob. 6.1, 6.23).
- 3.- Usar la ecuación 6.4 para calcular las longitudes de onda de las líneas en el espectro atómico del hidrógeno. (Prob. 6.24).

II BLOQUE

6.3.- Teoría de Bohr del átomo de hidrógeno:

- 1.- Reconocer que la teoría de Bohr introduce la idea de niveles de energía cuantizados.
- 2.- Resumir cualitativamente y en sus propias palabras el modelo de Bohr del átomo. Hacer hincapié en que la idea de órbitas (trayectorias definidas) está superada.

6.4.- Ondas y partículas:

- 1.- Reconocer la naturaleza dual partícula-onda de la luz y de los electrones.
- 2.- Resumir las implicaciones de la relación de De Broglie.
- 3.- Usar la ecuación 6.10 para calcular las energías permisibles para una partícula confinada a una región de longitud dada. (Prob. 6.28).
- 4.- Interpretar la función de onda (función al cuadrado) como la probabilidad de encontrar un electrón en un punto del espacio y que es proporcional a la densidad de carga electrónica en el punto.

XI SEMANA: 5 a 9 de mayo

I BLOQUE

II BLOQUE

6.5.- Disposición de los electrones en los átomos:

- 1.- Establecer los cuatro números cuánticos que describen un electrón, interpretar su significado físico y aplicar las reglas que los gobiernan.
- 2.- Relacionar los números cuánticos con la notación s, p, d, f.
- 3.- Establecer la regla de Hund y justificarla.
- 4.- Establecer el principio de exclusión de Pauli.

- 5.- Escribir la configuración electrónica en la notación nl^X de un elemento dado su número atómico. (Prob. 6.3, 6.31, 6.32, 6.34).
 - 6.- Dibujar diagramas de orbitales cuando se da el número atómico o la configuración electrónica de un elemento. (Prob. 6.4, 6.33).
 - 7.- Dibujar los orbitales s y p.
- 6.6.- Base experimental para las configuraciones electrónicas:

- 1.- Definir el concepto de potencial de ionización.
- 2.- Relacionar las energías de ionización con la configuración electrónica para un átomo particular.

ASIGNACION: Problemas 6.1 a 6.9; 6.11 a 6.21; 6.40 y 6.41.

XII SEMANA: 12 a 16 de marzo

I BLOQUE

CAPITULO 7: "TABLA PERIODICA"

Objetivo General:

Asociar relaciones periódicas y propiedades de los elementos con las configuraciones electrónicas y predecir propiedades físicas y químicas de sustancias puras con base en dichas relaciones.

7.1.- Estructura de la Tabla Periódica:

- 1.- Reconocer que los elementos están ordenados según el número atómico creciente, en períodos horizontales y en columnas verticales llamadas grupos.
- 2.- Comparar el número de elementos en los diferentes períodos.
- 3.- Hacer una lista de algunas de las propiedades físicas de los metales alcalinos.
- 4.- Predecir las fórmulas y escribir ecuaciones para reacciones entre metales alcalinos y agua y con los elementos de los grupos VI y VII.
- 5.- Reconocer que los halógenos existen como moléculas diatómicas estables en estado elemental.
- 6.- Hacer una lista de las propiedades físicas de los halógenos; explicar las tendencias en las propiedades físicas y químicas en un grupo dado.
- 7.- Predecir las fórmulas y escribir ecuaciones para reacciones entre halógenos e hidrógeno y los elementos de los grupos I y II.
- 8.- Reconocer las propiedades únicas del hidrógeno.

7.2.- Correlación con la configuración electrónica:

- 1.- Relacionar el número del grupo con el número de electrones en los niveles de energía más externos.
- 2.- Comparar las propiedades físicas y químicas de los metales de transición (subgrupo B) en los períodos 4, 5 y 6 con las de los metales alcalinos.

- 3.- Reconocer que la similitud en propiedades de los lantánidos y los actínidos está relacionada con el llenamiento de los subniveles 4f y 5f.

7.3.- Tendencias en las propiedades atómicas:

- 1.- Notar que en general los radios atómicos disminuyen de izquierda a derecha a lo largo de un período y aumentan de arriba hacia abajo dentro de un mismo grupo.
- 2.- Reconocer que el tamaño de los átomos depende del equilibrio entre la repulsión interelectrónica y la atracción entre el núcleo y los electrones.
- 3.- Notar que en general las energías de ionización tienden a aumentar al recorrer un período de izquierda a derecha y a disminuir de arriba hacia abajo dentro de un mismo grupo.

II BLOQUE

I° Lección:

- 4.- Relacionar los valores de electronegatividades con las tendencias relativas a atraer electrones.
- 5.- Reconocer que en general las electronegatividades aumentan de izquierda a derecha dentro de un período y disminuyen de arriba hacia abajo dentro de un grupo.
- 6.- Asociar el carácter metálico con la energía de ionización baja y el carácter metálico con la tendencia a ganar electrones.
- 7.- Describir las propiedades físicas características de los metales y no metales.
- 8.- Describir algunas propiedades físicas y químicas de los metaloides.
- 9.- Describir dos propiedades únicas de los gases nobles: relacionar estas propiedades con sus configuraciones electrónicas.

7.4.- Predicciones basadas en la Tabla Periódica:

- 1.- Predecir propiedades físicas de elementos conociendo las propiedades correspondientes de elementos circunvecinos. (Prob. 7.2).
- 2.- Predecir valores relativos de propiedades de elementos tales como electronegatividades, potenciales de ionización, etc. (Prob. 7.3, 7.24).
- 3.- Predecir las fórmulas de compuestos binarios y terciarios conociendo las fórmulas de compuestos análogos formados por elementos en los mismos grupos de la Tabla Periódica. (Prob. 7.4 y 7.29).

7.5.- Fuentes de elementos: (Dejar como lectura para el estudiante)

ASIGNACION: Problemas: 7.1 a 7.12; 7.14; 7.15.

XIII SEMANA: 19 a 23 de mayo.

I BLOQUE

I° Lección: IV EXAMEN CORTO (CAPS. 6 y 7).

II° Lección:

CAPITULO 8: "ENLACE QUIMICO"

Objetivo General:

Considerar la naturaleza y propiedades de las fuerzas interatómicas llamadas enlaces químicos.

8.1.- Enlace Iónico:

- 1.- Reconocer que la transferencia de electrones desde átomos de metales de bajo potencial de ionización hacia átomos de alta electronegatividad, da lugar a la formación de iones.
- 2.- Reconocer que los niveles de energía incompletos están involucrados en la transferencia de los electrones y que en muchos casos se produce una estructura de gas noble como resultado de la transferencia.
- 3.- Explicar el hecho de que la formación de un sólido a partir de sus elementos es siempre un proceso exotérmico y relacionar el signo y magnitud de la energía de retículo con una serie de pasos hipotéticos para el proceso.
- 4.- Relacionar la carga de un ión con la configuración electrónica. (Prob. 8.1).
- 5.- Reconocer que la formación de cationes de los metales de transición implica siempre la pérdida de los electrones externos s.
- 6.- Comparar los tamaños relativos de los átomos e iones de los elementos representativos.
- 7.- Memorizar los nombres y fórmulas de los iones poliatómicos de la Tabla 8.3 y aplicar las reglas empleadas para nombrar compuestos iónicos, (Prob. 8.1; 8.28).
- 8.- Predecir las fórmulas, nombrar los compuestos y escribir ecuaciones balanceadas para preparación de compuestos iónicos a partir de sus elementos con la ayuda de la Tabla Periódica. (Prob. 8.29).

II BLOQUE

8.2.- Naturaleza del enlace covalente:

- 1.- Discutir los factores responsables de la energía mínima en la formación del enlace covalente.
- 2.- Reconocer que de acuerdo con la teoría del enlace de valencia, un enlace covalente consiste de un par de electrones de espines opuestos.

8.3.- Propiedades del enlace covalente:

- 1.- Definir los términos: Polaridad; energía y longitud de enlace.

- 2.- Predecir polaridades relativas de los enlaces y la magnitud del carácter iónico basándose en diferencias de electronegatividad. (Prob. 8.2).
- 3.- Relacionar las longitudes del enlace covalente con el radio atómico y la influencia del carácter iónico parcial del enlace.
- 4.- Relacionar la energía de enlace con el carácter iónico del enlace covalente.
- 5.- Relacionar el número de enlaces entre dos átomos (enlaces múltiples), con la fortaleza y longitud de enlace.

XIV SEMANA: 26 a 30 de mayo.

I BLOQUE

8.4.- Estructuras de Lewis. Regla del Octeto:

- 1.- Aplicar las reglas apropiadas para la escritura de estructuras de Lewis para moléculas e iones poliatómicos. (Prob. 8.3; 8.38).
- 2.- Explicar el concepto de resonancia; escribir estructuras razonables para las formas de resonancia. (Prob. 8.35).
- 3.- Explicar qué se entiende por moléculas paramagnéticas.
- 4.- Reconocer que existen muchas excepciones a la regla del octeto.

II BLOQUE

8.5.- Geometría Molecular:

- 1.- Establecidas las fórmulas de Lewis, predecir los ángulos de enlace y la geometría molecular basándose en principios de repulsión interelectrónica. (Prob. 8.4, 8.38).
- 2.- Predecir si una molécula es polar o no polar, sabiendo o habiendo derivado su geometría. (Prob. 8.5, 8.40).

XV SEMANA: 2 a 6 de junio (Jueves feriado) (Sábado 7: II EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

8.6.- Orbitales atómicos híbridos:

- 1.- Hacer una lista de los orbitales atómicos híbridos estudiados en el capítulo y caracterizar en cada caso el método de formación, el número de orbitales y su orientación espacial.
- 2.- Distribuir entre enlaces sigma y pi; identificar los enlaces sigma y pi, dada la fórmula de una molécula o ión poliatómico. (Prob. 8.43e).
- 3.- Predecir los tipos de enlace híbridos presentes en una molécula o ión poliatómico, dada la estructura de Lewis o la geometría de las especies. (Prob. 8.6, 8.43).

8.7.- Orbitales moleculares:

- 1.- Describir las tres operaciones básicas en el método orbital molecular.
- 2.- Escribir un diagrama orbital molecular para especies simples diatómicas (hidrógeno y helio); interpretar el diagrama en términos del número y energía de los enlaces formados.

ASIGNACION: Problemas 8.1 a 8.6; 8.8 a 8.24.

II BLOQUE

REPASO GENERAL PARA EL II EXAMEN PARCIAL

(Queda a criterio de cada profesor realizar un EXAMEN CORTO sobre el Capítulo 8 siempre y cuando el tiempo lo permita).

XVI SEMANA: 9 a 13 de junio

I BLOQUE

NOMENCLATURA (Con base en los puntos "Fundamentos de Nomenclatura" escritos por Guillermo Chaverri. Pag. 1-14)

- 1.- Saber de memoria el símbolo de los elementos más comunes.
- 2.- Dada la fórmula de un compuesto binario, indicar el nombre correcto y viceversa, usando los métodos de Stokes y del prefijo.
- 3.- Dada la fórmula de un compuesto dar el nombre y viceversa usando el concepto clásico y nomenclatura de óxidos, ácidos, bases y sales.
- 4.- Dada la fórmula de un compuesto dar el nombre y viceversa de los oxia-cidos más comunes tomando en cuenta el número de oxidación.

II BLOQUE

I° Lección:

ECUACIONES QUIMICAS

- 1.- Dados los reactivos poder completar ecuaciones de combinación, descomposición, desplazamiento y doble descomposición y equilibrarlas.
- 2.- Establecer la diferencia entre la clasificación de las reacciones químicas dada anteriormente y la que se usa más generalizadamente: ácido-base-Redox, precipitación y formación de complejos.

II° Lección:

CAPITULO 9: "PROPIEDADES FÍSICAS RELACIONADAS CON LA ESTRUCTURA:

Objetivo General:

Relacionar las propiedades físicas de una sustancia pura con la naturaleza de las partículas que forman la sustancia y la fuerza de los dos enlaces entre dichas partículas.

9.1.- Compuestos Iónicos:

- 1.- Reconocer que los puntos de fusión relativamente altos de los compuestos iónicos son debidos a fuerzas electrostáticas intensas entre iones.
- 2.- Notar que los compuestos iónicos en el estado fundido o en solución acuosa son buenos conductores eléctricos.
- 3.- Reconocer que los compuestos iónicos tienden a ser solubles en solventes polares pero insolubles en solventes no polares.
- 4.- Relacionar los puntos de fusión de los compuestos iónicos con las densidades de carga de los iones. (Prob. 9.1, 9.21).
- 5.- Reconocer que algunos tipos de compuestos iónicos se descomponen por la acción del calor. (Prob. 9.25).

XVII SEMANA: 16 a 20 de junio.

I BLOQUE

9.2.- Sustancias moleculares:

- 1.- Hacer una lista de las propiedades físicas generales de las sustancias moleculares.
- 2.- Distinguir entre fuerzas interatómicas y fuerzas intermoleculares en las sustancias moleculares.
- 3.- Relacionar las tendencias en los puntos de fusión y ebullición de las sustancias moleculares con los pesos moleculares y polaridad de dichas sustancias. (Prob. 9.2, 9.21).
- 4.- Describir el origen de las fuerzas intermoleculares y comparar las intensidades relativas de estas fuerzas.
- 5.- Predecir el tipo de fuerza intermolecular que operará en una variedad de sustancias moleculares. Correlacionar las propiedades físicas de estas sustancias con los tipos de fuerzas. (Prob. 9.2, 9.23).

9.3.- Sustancias Macromoleculares:

- 1.- Reconocer que una sustancia macromolecular está compuesta de un conglomerado de átomos unidos por enlaces covalentes.
- 2.- Relacionar las propiedades de las sustancias macromoleculares, tales como las formas alotrópicas del carbón y los silicatos con su estructura y enlace.

II BLOQUE

I° Lección:

9.4.- Metales:

- 1.- Hacer una lista de algunas propiedades que distinguen los metales de otros tipos de sustancias.
- 2.- Interpretar las propiedades de los metales en términos del modelo del mar electrónico.

ASIGNACION: Problemas: 9.1 a 9.12; 9.15 y 9.16

II° Lección: V EXAMEN CORTO (Nomenclatura, Ecuaciones y Capítulo 9).

Nota: LA FECHA DEL EXAMEN FINAL SERA COMUNICADA OPORTUNAMENTE.