I SEMANA: 7 a 11 de marzo

I BLOQUE

I Lección: Instrucciones generales del curso e iniciación del capítulo 1.

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 y tiempo.
2.- Describir los instrumentos que pueden ser usados para medir masa y volumen y su método de operación.
3.- Distinguir entre masa y peso.

II BLOQUE

4.- Distinguir entre calor y temperatura y describir las bases experimentales para la medición de la temperatura.

5.- Realizar cálculos para efectuar conversiones entre las diferentes escalas de temperatura (Prob. 1.3).

* 6.- Expresar la incertidumbre en una medida o en un cálculo basado en una medida, aplicando las reglas de las cifras significativas. (Prob.1.1, 1.20). (En todos los cálculos posteriores se exigirá el número correcto de cifras significativas).

II SEMANA: 14-18 de marzo.

I BLOQUE

* 7.- Convertir unidades dentro del sistema métrico y entre el sistema métrico y el inglés mediante el uso de factores de conversión. (Prob. 1.2, 1.25).
8.- Realizar cálculos utilizando relaciones de masa, volumen y densidad. (Prob. 1.1).
9.- Expresar números en notación exponencial y realizar operaciones de suma, resta, multiplicación y división usando dicha notación. (Apéndice 4)

1.2.- Clases de sustancias

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

1.3 Identificación de sustancias puras:

1.- Distinguir entre cambios físicos y químicos.
2.- Distinguir entre propiedades físicas y químicas.
3.- Describir el comportamiento de las sustancias puras durante la fusión y la ebullición.

1.4 Separación de la materia en sustancias puras.
1.- Distinguir entre mezclas homogéneas y heterogéneas.

ASIGNACION: Resolver los problemas: 1,2,3,5 (a y b) 10,11,12,14,15,19 (a,c y d) 24,25,26,29.

II BLOQUE

I Lección:
Película 1: "Elementos, Compuestos y Mezclas". (40 minutos).

Antes de empezar la película se debe explicar a los estudiantes qué es lo que el profesor quiere que observen. Luego se hace una discusión con base al cuestionario.

II Lección:

Capítulo 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 distintos. (Prob. 2.1).

III SEMANA 21-25 marzo

I BLOQUE

2.2.- Componentes del Atomo

* 1.- Resumir el trabajo experimental de Thomson, 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 ion.
2.- Explicar cómo se forman los cationes y los aniones a partir de los átomos.

II 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.- 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).
4.- 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 peso atómico gramo y explicar su significado.
2.- Definir el número de Avogadro como el número de átomos en un átomo-gramo de un elemento.
* 3.- 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).
* 4.- Calcular el número de átomos a partir de la masa de una muestra.(Prob.2.5b 2.32 a)

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 1 a 6, 8, 10 a 14, 16,17, 26 a 28, 30, 32 y 33.

IV Semana: 28 marzo -1°de abril (Semana Santa).

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

I BLOQUE

Ia. Lección: Película 2: "LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS Y MULTIPLES" (25 minutos)

IIa. Lección: I EXAMEN CORTO (Cap. 1 y 2).

CUESTIONARIO

PELICULA 1: "ELEMENTOS, COMPUESTOS Y MEZCLAS".

1.- Defina elemento, compuesto y mezcla.
2.- Químicamente, qué es la pirita, la bauxita, la sal común y la arena"
3.- Para qué se usan los nombres químicos?
4.- Cómo se puede identificar una sustancia?
5.- Qué ventajas presentan las sustancias puras en cuanto a sus propiedades?
6.- Qué se entiende por maleabilidad? Qué otras propiedades presentan los metales?
7.- Por qué se usa el cobre para concducir la corriente eléctrica?
8.- Cómo se puede separar una mezcla de cobre y azufre?
9.- Por qué se caracterizan las mezclas?
10.- Cuál es la diferencia entre mezclar y combinar?
11.- Cómo puede probarse que ha ocurrido una reacción química?
12.- Cómo se puede separar el cobre y el azufre en el sulfuro de cobre?
13.- Cuál es la reacción del CuS con el oxígeno?
14.- Qué sustancia queda en la trampa fría y cómo se comprueba?
15.- Cómo se le puede extraer el oxígeno al CuO?
16.- Cuál fue el objetivo de los dos experimentos mostrados en la película?

CUESTIONARIO

PELICULA 2: "LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS Y MULTIPLES"

1.- Cuál es el propósito de la película?
2.- Cuál es la diferencia entre mezcla definida y mezcla indefinida según la película?
3.- Qué se produce cuando el hidrógeno se quema? Escriba la reacción?
4.- Cómo puede ser descompuesta el agua? Explique.
5.- Cuáles son los productos de la descomposición del agua?
6.- Por qué razón el oxígeno no puede ser quemado?
7.- Cómo se prueba la presencia del oxígeno? Y la del hidrógeno?
8.- Por qué razón en la electrólisis del agua se obtiene doble cantidad de hidrógeno que de oxígeno y por qué razón se necesita el doble de hidrógeno que de oxígeno para formar agua?
9.- Qué dice la ley de las proporciones definidas? Cómo se probó esto en la película?
10.- En qué otra forma se combinan el hidrógeno y el oxígeno?
11.- Cómo se prueba que el N_2O, el NO y el NO_2 son diferentes?
12.- Por qué razón dos átomos diferentes pueden formar sustancias diferentes?
13.- Por qué el nitrógeno líquido sirve para enfriar?
14.- Para qué se usó el alcohol y el agua con hielo?

15.- Dé tres criterios por medio de los cuales se pueden diferenciar gases.
16.- Cómo se separa el nitrógeno del oxígeno? Para qué se usa el cobre?
17.- Qué sustancia se recoge en la bolsa plástica después de pasar los óxidos de nitrógeno por el cobre?
18.- Cómo se sabe que en las bolsas existe la misma cantidad de gases?
19.- Qué dice la Ley de las Proporciones Múltiples?
20.- Cómo se prueba que la Ley de las Proporciones Múltiples se cumple?

V SEMANA: 4 - 8 abril.

I BLOQUE

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.- Distinguir entre fórmula molecular y fórmula empírica.
2.- Establecer el número de átomos de cada elemento en una molécula cuando se da la fórmula de una especie molecular.

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. (Prob.3.1)
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.- Hacer conversiones entre el número de moles, número de gramos y el número de partículas. (Prob. 3.3 y 3.34).

3.5- Ecuaciones Químicas

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

II 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 reactantes 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).

3.7 Reactivo Limitante, Rendimientos.

1.- Distinguir entre rendimiento teórico y real.

* 2.- Determinar cual es el reactivo limitante cuando se da una ecuación balanceada y las cantidades de cada reaccionante. (Prob. 3.7 a).

VI SEMANA. 11-15 de abril (Lunes 11 Feriado)

Sábado 16: I EXAMEN PARCIAL (Cap. 1,2,3)

I BLOQUE

Ia lección: REPASO

IIa lección:

3.- Calcular el rendimiento teórico del producto con base en el reactivo limitante. (Prob. 3.7 b).

* 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 y 3.43).

ASIGNACION: Problemas 1 a 10, 13,16, 17,18 (a y c), 19 , 22 a 28, 31,34, 36 (a y c), 37, 40,42 y 43.

II BLOQUE

Repaso para el I EXAMEN PARCIAL.
(los grupos que no tengan lección el lunes pueden avanzar con el Cap.4)

VII SEMANA. 18-22 de abril

I BLOQUE

Capítulo 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 cambios 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.

$$Qp = H_{prod.} - H_{react.} = \Delta H$$

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 reactantes o producto requeridos para obtener un valor dado de ΔH (Prob. 4.1b).

II BLOQUE

4.- Reconocer que ΔH 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. 4.27)'

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 al cero.
* 3.- Calcular el ΔH de una reacción a partir de los calores de formación y viceversa. (Prob. 4.2, 4.27, 4.29).

4.5.- Calorimetría

1.- Describir los principios implicados en la medición del flujo de calor, con un calorímetro simple y con una bomba calorimétrica.

2.- Explicar que 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 inicial o final.

d) Calor específico de una sustancia o capacidad calórica de un calorímetro. (Prob. 4.4b).

ASIGNACION: Problemas 1,2,4,5,8 a 13, 15 a 17, 24, 25, 27,28, 31 a 33.

VIII Semana: 25-29 abril

I BLOQUE

Capítulo 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 lo que se entiende por radiación electromagnética y definir sus propiedades características.

2.- Reconocer lo que se entiende por espectro electromagnético y por espectro visible.

3.- Explicar el origen de los espectros atómicos.

4.- Distinguir entre espectro contínuo y espectro discontínuo y entre espectro de emisión y espectro de absorción.

5.- Relacionar cualitativamente el cambio de energía asociado con una onda con su longitud o con la frecuencia de una línea espectral (Ecuación de Einstein).

6.- Reconocer que las longitudes de onda de las líneas en el espectro atómico del hidrógeno pueden determinarse mediante la ecuación 6.4.

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.- Establecer el Principio de Incertidumbre y reconocer que las leyes de la mecánica clásica no pueden aplicarse a partículas submicroscópicas.
3.- 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.

PELICULA 3: "EL ATOMO DE HIDROGENO VISTO POR LA MECANICA CUANTICA" (20 minutos)

CUESTIONARIO

1.- Qué es la mecánica cuántica?
2.- Conoce Ud. lo que es una lámpara de tungsteno? Cuál es el nombre químico del tungteno?
3.- Cómo y por qué la lámpara de tungsteno emite luz?
4.- Qué son niveles de energía? Quién asoció este concepto a los elementos?
5.- Por qué necesitamos computadores en la mecánica cuántica?
6.- Por qué debemos creer en la mecánica cuántica?
7.- Qué podemos saber del electrón por medio de la mecánica cuántica?
8.- Cómo explica la analogía de los dardos, la posición del electrón en el átomo? Qué es una analogía?
9.- Cómo explica la analogía del colibrí la trayectoria del electrón? Qué trata de explicar la analogía del colibrí? Por qué es mejor esta que la de los dardos?
10.- Qué es un orbital? Qué es un orbital 1s?
11.- Por qué el modelo de Bohr, sobre la trayectoria de los electrones tuvo que ser desechado?
12.- Está delimitado el átomo? Qué dice la mecánica cuántica?
13.- Qué es una superficie nodal?
14.- Por qué los valores de la energía de un nivel son menores en valor absoluto a medida que nos alejamos del núcleo?
15.- Qué representa el número cuántico "n" en el átomo de hidrógeno.
16.- Cual es la diferencia entre el orbital 1s y el 2s del hidrógeno?
17.- Cuántos orbitales hay en cada uno de los subniveles?
18.- Cuántas superficies nodales tiene el orbital P_z?
19.- Cuál es la diferencia entre los orbitales P_x, P_y y P_z?
20.- Por qué para el hidrógeno $2s=2p_y = 2p_y = 2p_z$ en energía? Se cumple lo mismo para un átomo de más electrones?
21.- En resumen, qué explica sobre el átomo la mecánica cuántica?

PELICULA 4. "FAMILIAS QUIMICAS"

CUESTIONARIO

1.- Qué diferencia en comportamiento existe entre el potasio y el fósforo al reaccionar con el agua? Y con el aire?
2.- Por qué razón el fósforo debe ser mantenido bajo agua?
3.- Cite tres características que diferencien a los metales de los no metales.
4.- Qué son metaloides? Cite tres ejemplos.
5.- Por qué se dice que la plata es dúctil? Conduce la plata la corriente eléctrica? Por qué?
6.- Conduce el azufre la corriente eléctrica? Por qué?
7.- Conduce el grafito la corriente eléctrica? Puede clasificarse como un metal?
8.- Cuáles de los elementos de la Tabla Periódica son gases a temperatura ambiente?
9.- Cuál elemento no-metálico es líquido a temperatura ambiente?
10.- Cuáles elementos de la Tabla Periódica son diatómicos? Son todos gaseosos?
11.- De los elementos gaseosos, cuáles reaccionan con el potasio? Cuáles no lo hacen? Cómo se les llama a estos últimos? Por qué?
12.- Qué es una familia de elementos químicos? Cuántas familias existen en la Tabla Periódica?
13.- Por qué los elementos pertenecientes a una misma familia presentan propiedades semejantes?
14.- Son el H_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2 una familia? Cómo se prueba?
15.- Cuál de los elementos anteriores difiere de los demás en su comportamiento químico? A qué se debe dicha diferencia en su comportamiento?
16.- Cuáles elementos son denominados halógenos? Por qué presentan propiedades semejantes?
17.- Cuáles elementos tienen un comportamiento semejante al del potasio?
18.- Reaccionan los elementos anteriores con el Cl_2. Escriba la reacción.
19.- Por qué los elementos anteriores se guardan en aceite?
20.- Cite tres características físicas de dichos elementos.
21.- Cómo reaccionan dichos elementos con el agua? Escriba la ecuación general.
22.- Cuál reacciona con más violencia?
23.- Pueden los gases nobles formar compuestos? Explique.
24.- Qué reacción ocurre entre el Xe y el fluor? De qué color es el compuesto que se forma?

IX SEMANA 2-6 de mayo

I 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 el principio de exclusión de Pauli.

4.- Determinar la energía relativa de los diferentes subniveles.

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.- Establecer la Regla de Hund y justificarla.

* 7.- Dibujar diagramas de orbitales cuando se da el número atómico o la configuración electrónica de un elemento (Prob. 6.4, 6.33).

II BLOQUE

* 8.- Establecer los cuatro números cuánticos que caracterizan al electrón diferenciante de un elemento, utilizando las convenciones adecuadas. Identificar en elemento dado el conjunto de números cuánticos del electrón diferenciante.

6.6.- Base experimental para las configuraciones electrónicas.

1.- Definir el concepto de energía de ionización.

2.- Relacionar las energías de ionización con la configuración electrónica para un átomo particular.

ASIGNACION: Problemas 1a, 5 a 6, 13 a 20, 22, 29 a 36, 40 y 41.

IIa Lección: II EXAMEN CORTO (Cap. 4 y 6).

X SEMANA: 9-13 de mayo.

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 y comparar el número de elementos en los diferentes períodos.

2.- Hacer una lista de algunas de las propiedades físicas de los metales alcalinos

3.- Predecir las fórmulas y escribir ecuaciones para reacciones entre metales alcalinos y agua y con los elementos de los grupos VI y VII.

4.- Reconocer que los halógenos existen como moléculas diatómicas estables en estado elemental.

5.- Hacer una lista de las propiedades físicas de los halógenos; explicar las tendencias en las propiedades físicas y químicas en un grupo dado.

6.- Predecir las fórmulas y escribir ecuaciones para reacciones entre halógenos y los elementos de los grupos I y II.

7.- 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.

PELICULA 4. FAMILIAS QUIMICAS (25 minutos)

II BLOQUE

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. Explicar las anomalías en los grupos II y V.

4.- Relacionar los valores de electronegatividad con las tendencias relativas a atraer electrones.

5.- Reconocer que en general las electronegatividades aumentan de izquierda a derecha 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 no metálico como 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 valores relativos de propiedades de elementos tales como electronegatividades, potenciales de ionización, etc. (Prob. 7.3, 7.24)

* 2.- 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).

ASIGNACION: Problemas 1, 3 a 11, 14, 20 a 25, 29 y 30.

XI Semana: 16-20 de mayo. (Sábado 21: II EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

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.- Relacionar la carga de un ion con la configuración electrónica. (Prob. 8.30)

4.- Reconocer que la formación de cationes de los metales de transición implica siempre la pérdida de los electrones externos s.

* 5.- Comparar los tamaños relativos de los átomos e iones de los elementos representativos.

* 6.- 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).

8.2.- 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.

II BLOQUE

Lección:

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 enlace entre dos átomos (enlaces múltiples), con la fortaleza y longitud de enlace.

II Lección:

PELICULA 5: "ENLACE QUIMICO" (20 minutos) y repaso para examen parcial

XII SEMANA: 23-27 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. 8.2, 8.38).

2.- Explicar el concepto de resonancia, escribir estructuras razonables para las formas de resonancia. (Prob. 8.35).

3.- Explicar que se entiende por moléculas paramagnéticas.

* 4.- Reconocer que existen muchas excepciones a la regla del octeto.

II BLOQUE

* 5.- Definir número de oxidación y relacionar los estados de oxidación de los elementos con las estructuras de Lewis de los compuestos que forman.

6.- Aprender las reglas para asignar números de oxidación.

* 7.- Conocer los estados de oxidación más comunes para los elementos representativos (Fig. 22.1, Pág. 567).

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).

XIII SEMANA: 30 de mayo -3 de junio (Jueves 2: feriado)

I BLOQUE

PELICULA 6: "FORMAS Y POLARIDADES DE LASMMOLECULAS (15 minutos)

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.- Distinguir entre enlaces sigma y pi, identificar los enlaces sigma y pi, dada la fórmula de una molécula o ion poliatómico. (Prob.8.43e)

* 3.- Predecir los tipos de enlace híbridos presentes en una molécula o ion poliatómico, dada la estructura de Lewis o la geometría de las especies. (Prob. 8.6, 8.43).

ASIGNACION: Problemas 1 a 6, 8 a 14, 16 a 23, 27,28,30 a 33,35 a 42

II BLOQUE

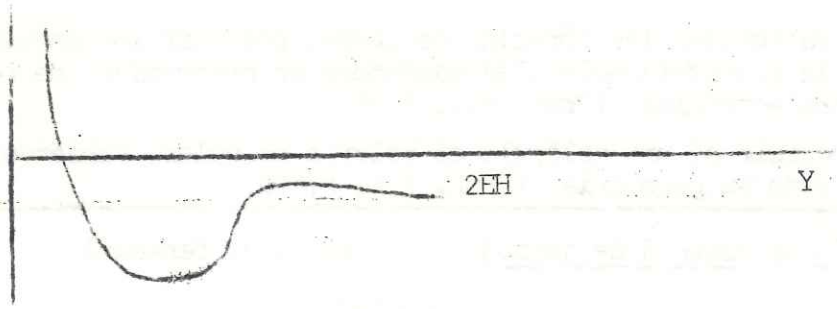
REPASO.

PELICULA 5. "ENLACE QUIMICO"

CUESTIONARIO

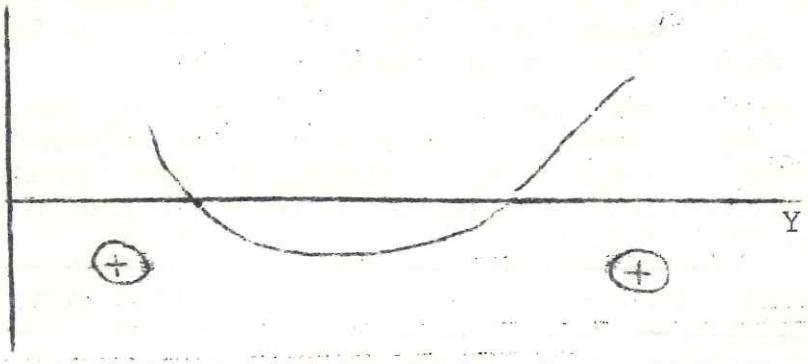
1.- De dónde proviene la energía que se desprende al quemar acetileno?
2.- Por qué el alambre de platino se torna incandescente al pasar los átomos de hidrógeno?
3.- Escriba la ecuación que representa la formación de la molécula de hidrógeno.
4.- Describa qué tipo de interacciones surgen entre dos átomos que se acercan?
5.- Explique a qué se llama distancia equilibrio de enlace?
6.- Explique como varía la energía potencial con las fuerzas de atracción y repulsión entre dos átomos que se acercan.

7.-



Trate de explicar el gráfico anterior. Indique cuál es la distancia equilibrio de enlace.

8.-



Este gráfico corresponde al comportamiento de dos átomos de He al acercarse. Explique qué relación existe entre las fuerzas de atracción y repulsión entre esos dos átomos.

9.- Por qué no se forma el enlace químico?

10.- Por qué en el caso de los dos átomos de hidrógeno sí se forman un enlace químico?

11.- Resuma por qué se forman los enlaces químicos y qué relación hay entre enlace químico y la energía potencial?

PELICULA 6. "LA ESTRUCTURA Y POLARIDAD DE LAS MOLECULAS.

CUESTIONARIO

1.- Cuál es el propósito de la película?
2.- Cómo se puede cargar una varilla? Por qué?
3.- Por qué una se carga positiva y otra negativamente?
4.- Cuál es la ley que rige las repulsiones o las atracciones?
5.- Por qué la varilla cargada no afecta ni al disulfuro de carbono ni al benceno?
6.- Por qué en el agua el oxígeno atrae más fuertemente los electrones?
7.- Qué es un dipolo?
8.- Cite una ventaja y una desventaja del modelo de los dipolos moleculares.
9.- Qué es un enlace polar? Qué es una molécula polar?
10.- Cómo se conoce la forma de las moléculas?
11.- Qué determina si una molécula es polar o no?
12.- Cuál es la diferencia fundamental entre el primer experimento con agua, acetona, disulfuro de carbono y benceno con el segundo?
13.- Cuál es la diferencia entre el trans y el cis dicloroetileno?
14.- Para qué se usa el osciloscopio en el experimento?
15.- Por qué el cisdicloroetileno requiere más tiempo de carga?
16.- Qué efecto tiene la temperatura sobre la polaridad?
17.- Por qué el HCl se disuelve en agua y el benceno no?
18.- Cuál solución conduce la corriente eléctrica y cuál no? Por qué?
19.- Cuál es el efecto de agregar el magnesio a las soluciones? Por qué?
20.- Qué propiedades y cómo justifican el modelo dipolar de las moléculas?

XIV Semana: 6-10 de junio

I BLOQUE

NOMENCLATURA

Con base en los apuntes "Fundamentos de Nomenclatura" preparados por la cátedra:

* 1.- Dada la fórmula de un compuesto binario, indicar el nombre correcto y viceversa usando los métodos de Stokes y del prefijo.

* 2.- Dada la fórmula de un compuesto dar el nombre y viceversa para óxidos, ácidos, bases, sales y sales ácidas.

II BLOQUE

ECUACIONES QUIMICAS

* 1.- Dados los reactivos poder completar ecuaciones de combinación, descomposición, desplazamiento y doble descomposición y equilibrarlos (se repartirá una hoja sobre ecuaciones)

XV SEMANA: 13-17 de junio.

I BLOQUE

CAPITULO 9: PROPIEDADES FISICAS 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 enlaces entre dichas partículas.

9.1.- Compuestos iónicos:

1.- Reconocer que los puntos de fusión relativamente altos de los compuestos iónicos son debido 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).

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.- Describir el origen de las fuerzas intermoleculares y comparar las intensidades relativas de estas fuerzas.

* 4.- 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).

* 5.- Predecir el tipo de fuerza intermolecular que operará en una variedad de sustancia molecular. Correlacionar las propiedades físicas de estas sustancias con los tipos de fuerzas. (Prob. 9.3, 9.23).

II BLOQUE

I Lección:

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.

9.4.- Metales

1.- Hacer una lista de algunas propiedades que distinguen los metales de otros tipos de sustancia.

2.- Interpretar las propiedades de los metales en términos del modelo del mar electrónico.

ASIGNACION: Problemas 1 a 13,15,16,18 a 25, 27 y 28

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.- Definir presión atmosférica y establecer los factores de los cuales depende ésta.

2.- Discutir los principios bajo los cuales opera un barómetro.

3.- Describir un manómetro y explicar como se usa (Prob. 5.25).

XVI Semana: 20 - 24 de junio Sábado 25 (III EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

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.

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).

3.- Determinar la densidad de un gas particular como función de P y T. (Prob. 5.1d,5.30).

II BLOQUE

I Lección:

* 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. 5.14)

II Lección: Repaso para el Examen Parcial.

XVII SEMANA: 27 de junio-1° de julio. (Miércoles 29 feriado)

I BLOQUE

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.- Establecer los factores que determinan la presión de un gas.

* 3.- Explicar las leyes de los gases con base en la teoría cinética.

4.- Comparar las velocidades moleculares y energías de diferentes gases y explicar los factores de que dependen éstas.

* 5.- 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).

6.- 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.

PELICULA 7: "LA PRESION DE LOS GASES Y LOS CHOQUES MOLECULARES (20 min.)

ASIGNACION: Problemas 1 a 4, 9,11, 13 a 15, 17, 19, 21 a 25, 28 a 32, 36, 38, 40, 41)

La fecha del EXAMEN FINAL será comunicada oportunamente.

fvg*