

UNIVERSIDAD DE COSTA RICA

FACULTAD DE CIENCIAS

ESCUELA DE QUIMICA

QUIMICA GENERAL I

(Q-104)

OBJETIVOS DEL CURSO

I SEMESTRE 1986

*

**

¿POR QUE DEBEMOS ESTUDIAR QUIMICA?

La primera pregunta que se hace un estudiante cuando ingresa a la Universidad a una carrera del Area de Biociencias es, ¿por qué debo estudiar química si yo lo que quiero es ser agrónomo, médico, ingeniero...?

El mundo que nos rodea está hecho de materia. La Química estudia la composición y las transformaciones de la materia. Claro está que su objetivo no es solo estudiar la materia. Entonces, ¿qué pretende la Química?. El hombre a través de su evolución ha sentido la necesidad de interpretar los fenómenos que lo rodean, no únicamente con el afán de entenderlos sino con la idea primordial de controlarlos. Así, por medio de la ciencia ha logrado en mayor o menor grado controlar la energía nuclear, la energía química, los procesos bioquímicos, los fenómenos atmosféricos y otros de gran relevancia. La Química es una de estas ciencias.

La Química es una manera de pensar. A un profesional en química se le preguntó por qué estudió química y contestó: "porque es la mejor manera de entender la vida". Por medio de la solución de problemas el estudiante de química desarrolla la capacidad para enfrentarse a nuevos problemas y resolverlos, ya sean de la propia materia o de su propio mundo, ya sean personales o físicos. Estos problemas los resuelve de una manera metódica, sistemática, científica. Cualquier curso de química hace hincapié en el desarrollo del método científico y presenta una opción ordenada a la resolución de problemas.

¿Qué es un átomo, una molécula, un ion, una enzima, una disolución, partícula subatómica, velocidad de reacción, enlace químico? En el mundo actual donde el desarrollo tecnológico es explosivo, donde la televisión llega hasta el hogar más humilde, estos conceptos son de uso cotidiano. Una persona sin ningún conocimiento de química podrá interpretar muy poco acerca del mundo que lo rodea y podrá sostener muy pocas conversaciones con sus conocidos. Un curso básico de química se debe estudiar simplemente por cultura general.

Existe lo que se llama "la pirámide de las ciencias". Primero, en la base, la Física, luego la Química, la Biología y al final la Psicología. La Matemática es el instrumento para escalar esta pirámide y la lógica la capacidad humana para hacerlo. Después de estas ciencias básicas (en nuestra Universidad y en mu-

chas otras están agrupadas en la Facultad de Ciencias) siguen las ciencias apli-
cadas: ciencias de la salud (medicina, farmacia, odontología, microbiología,
nutrición) y las ingenierías (civil, mecánica, eléctrica, química, agrónoma,
industrial, de alimentos). Así como un químico no podría construir su concepción
del mundo sin ayuda de la Lógica, la Física y la Matemática, ningún profesional
de los mencionados, podrá construir su edificio conceptual sin la Química. Así
como un químico que no sepa física y matemáticas sería un alquimista, un agróno-
mo que no sepa química sería un agricultor, un médico que no sepa química sería
un técnico de laboratorio, un tecnólogo de alimentos que no sepa química sería
un cocinero, un farmacéutico que no sepa química sería un pulpero, un biólogo
que no sepa química sería un taxonomista, un ingeniero químico que no sepa quími-
ca sería dibujante; un odontólogo que no sepa química sería un mecánico dental.
Este punto de vista es claramente utilitario. La Química nos sirve para un fin
determinado.

Así un curso de Química General se justifica por sí solo, ya sea porque se quie-
re tener alguna manera de entender la vida, poseer alguna cultura general o sim-
plemente desde un punto de vista pragmático: lo necesito para seguir y entender
mi profesión ya que en cualquiera que ella sea, en el Area de Biociencias, re-
quiere química como parte fundamental.

I SEMANA: 24-28 Febrero

I BLOQUE

I LECCION: Instrucciones generales del curso e iniciación del Cap. 1.

Capítulo 1: CONCEPTOS BASICOS DE LA QUIMICA TEORICA Y DESCRIPTIVA

OBJETIVO GENERAL:

Reconocer el papel de la Química en el mundo actual y establecer algunos conceptos básicos para el estudio de la Química.

1.1. Nuestro mundo químico

1. Reconocer el papel de la Química en los campos de la medicina y la agricultura y su importancia en cuanto a la contaminación y la energía.

II LECCION

1.2. Unidades de medición

1. Establecer las unidades fundamentales en el Sistema Internacional de Unidades (SI)
2. Establecer las unidades de área y volumen SI y en otros sistemas y mostrar su relación con las unidades de longitud.
- *3. Diferenciar entre exactitud, precisión y veracidad en una medición experimental (Prob. 15).
- *4. Expresar números en notación científica y exponencial y realizar operaciones de suma, resta, multiplicación y división usando dicha notación (Apéndice 1).

II BLOQUE

- *5. Expresar la incertidumbre en una medición o en un cálculo basado en una medición aplicando las reglas de las cifras significativas (ver Apéndice 1) (En todos los cálculos posteriores se exigirá el número correcto de cifras significativas)
- *6. Convertir unidades dentro del SI y entre el SI y el Inglés mediante el uso de factores unitarios de conversión (Apéndice 1).
7. Distinguir entre masa y peso.

II SEMANA: 3-7 marzo

Programa de Física I

I BLOQUE

- *8. Realizar cálculos utilizando relaciones de masa, volumen, densidad y densidad relativa (peso específico) (Prob. 22, 23, 24)
- 9. Distinguir entre calor y temperatura y describir las bases experimentales para la medición de la temperatura.
- 10.-Realizar cálculos para efectuar conversiones entre las diferentes escalas de temperatura (Prob. 26, 27).

1.3. Propiedades de la materia

- 1. Distinguir entre propiedades extrínsecas e intrínsecas y entre propiedades físicas y químicas.

1.4. Cambios de materia y energía

- 1. Distinguir entre cambios físicos y químicos.
- 2. Definir energía y describir algunas de sus manifestaciones.

II BLOQUE

- 3. Distinguir entre cambios exotérmicos y endotérmicos.
- 4. Establecer el esquema de clasificación de la materia distinguiendo entre sustancia pura y mezcla y entre elemento y compuesto.
- 5. Distinguir entre mezclas homogéneas y heterogéneas.

1.5. Leyes de la materia y la energía

- 1. Establecer y explicar las leyes de la conservación de la energía, conservación de la masa y composición definida (reconocer las limitaciones a esta última).

1.6. Evidencias de las reacciones químicas

- 1. Establecer algunas evidencias experimentales que muestren la verificación de un cambio químico.

III SEMANA: 10-14 marzo

I BLOQUE

1.7 Teoría atómica de Dalton

1. Establecer los postulados de la teoría atómica de Dalton y relacionar éstos con las leyes de conservación de la masa y composición definida.
2. Discutir la escala de pesos atómicos relativos de Dalton.

1.8 Tabla periódica de Mendeleev

1. Explicar qué se entiende por clasificación periódica y memorizar los símbolos y nombres de los elementos más comunes.

EJERCICIOS: 1 a 3, 7 a 11, 13 a 18, 20, 22 a 24, 26 a 30, 41, 42, 45.

II BLOQUE

I LECCION: Película 1: ELEMENTOS, COMPUESTOS Y MEZCLAS

II LECCION: I Examen corto (Cap. 1)

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 conducir 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?

IV SEMANA: 17-21 marzo

(Miércoles 19: FERIADO)

I BLOQUE

REPASO: (Los grupos con lecciones L y J o K y V avanzarán con el II BLOQUE)

II BLOQUE

Capítulo 2: ECUACIONES QUIMICAS, ESTEQUIOMETRIA

OBJETIVO GENERAL: Representar la composición de las sustancias con fórmulas químicas y escribir e interpretar las reacciones químicas.

2.1. Fórmulas

1. Distinguir entre fórmula empírica y fórmula molecular.

2.2. Ecuaciones balanceadas

1. Escribir y balancear ecuaciones a partir de las fórmulas de los reactivos y productos (Prob. 8).

2.3. Pesos atómicos

1. Definir peso atómico y explicar su significado.
- *2. Calcular la masa en gramos de un elemento a partir de su peso atómico y del número de átomos del mismo y calcular el número de átomos a partir de la masa de una muestra.

2.4. Pesos Moleculares

1. Definir peso molecular y explicar su significado. Calcule el peso molecular a partir de la composición de una molécula (Prob. 17).
- *2. Calcular la masa en gramos de una muestra de molécula a partir del peso molecular y del número de moléculas y calcular el número de moléculas a partir de la masa de una muestra.

V SEMANA: 24-28 marzo (SEMANA SANTA)

(Sólo habrá lecciones L, K y M por la mañana, es decir se podrá dar un bloque en cada uno de los grupos)

I BLOQUE

2.5. Relaciones de masa en las reacciones químicas

1. Definir la unidad conocida como Mol (número de Avogadro de....) y establecer el concepto de masa molar.
- *2. Hacer conversiones entre número de moles y número de gramos (Prob. 18 y 20)
3. Reconocer que los coeficientes de una ecuación balanceada indican el número relativo de moles de reactivos y productos (POR CADA....)
- *4. Usar factores de conversión para relacionar el número de gramos, moles y partículas cuando se da una ecuación balanceada (Prob. 22, 23)
- *5. Distinguir entre rendimiento real, rendimiento teórico y porcentaje de rendimiento.

VI SEMANA: 31 marzo - 4 abril

I BLOQUE

6. Calcular la masa obtenida de un producto a partir de la ecuación balanceada y del % de rendimiento (Prob. 29).
 - *7. Determinar cuál es el reactivo limitante cuando se dan una ecuación balanceada y las cantidades de cada reaccionante. Determinar cuál es el reactivo en exceso y la cantidad sobrante (Prob. 30, 31)
 8. Calcular el rendimiento teórico de un producto con base en el reactivo limitante (Prob. 33).
 9. Calcular el % de rendimiento a partir del rendimiento real y teórico (o datos de los cuales pueda determinarse el teórico) (Prob. 31 y 34)
- 2.6 Cálculo de composiciones porcentuales a partir de fórmulas
1. Calcular la composición porcentual a partir de la fórmula química de un compuesto (Prob. 37a)

2.7. Cálculo de fórmulas a partir de datos experimentales

1. Determinar la fórmula empírica de un compuesto a partir de los porcentajes por peso de los elementos (Prob. 46)
2. Determinar la fórmula molecular a partir de la empírica (o datos a partir de los cuales pueda determinarse la fórmula empírica) y del peso molecular. (Prob. 48)

EJERCICIOS: 1 a 34, 37, 46 a 51

II BLOQUE

Capítulo 3: ESTRUCTURAS DE LOS ATOMOS; RELACIONES PERIODICAS

OBJETIVO GENERAL: Desarrollar un modelo de la estructura electrónica del átomo consistente con la evidencia experimental.

3.1. Naturaleza de los cuerpos con carga

1. Enumerar las características más comunes de los cuerpos con carga.
2. Describir el comportamiento de las partículas cargadas en tubos de vacío.

3.2. Evidencia experimental del electrón

1. Resumir el trabajo experimental que llevó al descubrimiento del electrón.

3.3. Núcleo del átomo

1. Resumir el trabajo experimental de Rutherford y de Moseley y las conclusiones resultantes de ambos.
2. Resumir los hechos experimentales que llevaron a la identificación del protón y del neutrón.
3. 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.

VII SEMANA: 7-11 abril

(Viernes 11: FERIADO)
(Sábado 12: I EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

5. Reconocer la existencia de los isótopos y las diferencias nucleares entre los isótopos de un elemento.
6. Ilustrar la relación entre el número atómico y el número de masa con el número de neutrones, protones y electrones (Prob. 18, 19).

3.4. Cálculo de pesos atómicos

1. Calcular el peso atómico promedio de un elemento a partir de la masa y abundancia relativa de cada uno de los isótopos. (Prob. 20).
2. Calcular el % de abundancia de cada isótopo a partir del peso atómico promedio de un elemento y las masas de cada isótopo constituyente (Prob. 21).

3.5. Distribución de los electrones en los átomos

1. Establecer las relaciones de carga existentes entre el núcleo y los electrones.
2. Definir el concepto de energía de ionización.
3. Relacionar las energías de ionización con la distribución de los electrones en los átomos y establecer la existencia de niveles energéticos.
4. Establecer relaciones periódicas entre las energías de ionización de los átomos.

II BLOQUE

REPASO PARA EXAMEN PARCIAL

VIII SEMANA: 14-18 abril

I BLOQUE

3.6. Tabla periódica moderna

1. Reconocer que los elementos están ordenados según el número atómico creciente en períodos horizontales y en grupos verticales y comparar el número de elementos en los diferentes períodos.

3.7. Subniveles de energía

1. Reconocer la existencia de subniveles de energía dentro de los niveles principales y relacionar estos con la notación s, p, d, f.
2. Reconocer la existencia de orbitales en los diferentes subniveles energéticos y establecer el número de orbitales en cada subnivel.
3. Establecer la distribución de los electrones de un átomo por niveles, subniveles y orbitales.
4. Escribir la configuración electrónica de un elemento dado su número atómico. Explicar las anomalías existentes en algunos elementos (Prob. 42, 44).
5. Relacionar la configuración electrónica de un elemento con su posición en la tabla periódica (Prob. 47).

EJERCICIOS: 2, 4, 5, 8 a 13, 18 a 21, 27, 30, 32, 33 a 35, 37 a 47

II BLOQUE

I LECCION: Película 2: FAMILIAS QUIMICAS

II LECCION:

Capítulo 4: ESPECTROSCOPIA ATOMICA; TEORIA ELECTRONICA MODERNA

OBJETIVO GENERAL: Establecer la base experimental para justificar el modelo mecánico - cuántico del átomo.

4.1. Radiación electromagnética

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

4.2. Espectros Atómicos

1. Explicar lo que se entiende por espectro electromagnético y por espectro visible.
- *2. Explicar como se originan los espectros y distinguir entre espectro de emisión y de absorción y entre espectro continuo y discontinuo.
3. Establecer el concepto de cuantización de la energía de Planck.

Película 3: 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.- Cómo reaccionan dichos elementos con el agua? Escriba la ecuación general.
- 21.- Cite tres características físicas de dichos elementos.
- 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: 21-25 abril

I BLOQUE

4. Relacionar cualitativamente el cambio de energía asociado con una onda con su longitud o con la frecuencia de una línea espectral.
5. Explicar el efecto fotoeléctrico.
6. Reconocer que las longitudes de onda de las líneas en el espectro atómico del hidrógeno pueden determinarse mediante la ecuación de Balmer.
7. Resumir cualitativamente el modelo de Bohr del átomo. Hacer hincapié en que la idea de órbitas (trayectorias definidas) está superada.
8. Reconocer la importancia de la teoría de Bohr en cuanto a que introduce la idea de niveles de energía cuantizados.

4.3. Naturaleza ondulatoria de la materia

1. Reconocer la naturaleza dual partícula-onda de la luz y de los electrones.

4.4. Principio de Incertidumbre de Heisemberg

1. Establecer el Principio de Incertidumbre tanto en palabras como mediante una ecuación. Señalar su importancia en el desarrollo del modelo del átomo (Prob. 26).

II BLOQUE

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

4.5. Descripción mecánico-cuántica de los electrones en los átomos

1. Resumir la descripción mecánico-cuántica del átomo.
2. Interpretar el significado de la función de onda (función al cuadrado)
3. Dibujar la representación esquemática de un orbital y relacionarla con la probabilidad radial (Fig. 4-12)
4. **Establecer la regla de Hund y justificarla.**
5. Dibujar diagramas de orbital a partir de la configuración electrónica de un átomo. (Prob. 37).
6. Usar la regla de Hund para explicar anomalías en las energías de ionización (Grupos II Y VI)

EJERCICIOS: 2, 4 a 8, 23, 25, 26, 28, 31, 36 a 39

Película 3: "EL ATOMO DE HIDROGENO VISTO POR LA MECANICA CUANTICA"

CUESTIONARIO

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

X SEMANA: 28 abril - 2 mayo

(Jueves 1°: FERIADO)

I BLOQUE

I LECCIÓN: II EXAMEN CORTO (Cap. 3 y 4)

OBJETIVO GENERAL:

Considerar la naturaleza y propiedades de las fuerzas interatómicas llamadas enlaces químicos. Asociar relaciones periódicas y propiedades de los elementos con las configuraciones electrónicas.

5.1. Cómo se combinan los átomos

1. Clasificar los elementos en metales y no metales y relacionar el carácter metálico con la energía de ionización baja.
2. Definir el concepto de valencia y de electrones de valencia.
3. Reconocer las propiedades especiales de los gases nobles y relacionarlas con su configuración electrónica.
4. Definir el concepto de electronegatividad (Sección 5.1.1) y explicar su variación al recorrer un grupo o período de la Tabla Periódica.

5.2. Transferencia de electrones

1. Reconocer que la transferencia de electrones desde átomos de baja energía de ionización hacia átomos de electronegatividad alta da lugar a la formación de iones.

II BLOQUE

2. Reconocer que el enlace iónico consiste en una atracción electrostática entre iones de carga opuesta y representar gráficamente la forma en que se enlazan los iones en un compuesto iónico (Prob. 10).
3. Relacionar la carga de un ión con su configuración electrónica (Prob.13)
4. Establecer las reglas de los octetos y de los pares.
5. Reconocer que los niveles de energía incompletos están involucrados en la transferencia de electrones y que en muchos casos se produce una estructura de gas noble como resultado de la transferencia.
6. Reconocer que la formación de cationes de los metales de transición implica siempre la pérdida de los electrones externos s.

5.3. Electrones compartidos

1. Ilustrar el mecanismo de formación del enlace covalente y describir mediante fórmulas la manera en que se enlazan los átomos en un compuesto covalente (Prob. 16).
 2. Reconocer las limitaciones a la regla de los octetos para compuestos covalentes.
-

XI SEMANA: 5 a 9 mayo

(Jueves 8: FERIADO)

I BLOQUE

* 5.4. Diagrama de Fórmula de Lewis

1. Aplicar las reglas apropiadas para la escritura de fórmulas de Lewis para moléculas e iones poliatómicos. (Prob. 22, 23, 24)
2. Explicar lo que se entiende por enlace coordinado.

5.5. Enlaces covalentes polares

1. Definir polaridad de enlace. Relacionar éste concepto con el de electronegatividad.
2. Predecir polaridades relativas de los enlaces y la magnitud del carácter iónico parcial basándose en diferencias de electronegatividad. (Prob. 33).

II BLOQUE

REPASO (Para los grupos con lecciones K y V o M y V)

XII SEMANA: 12 a 16 mayo

(Sábado 17: II EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

3. Explicar lo que se entiende por momento dipolar y por moléculas polares.
- *4. Establecidas las fórmulas químicas predecir los ángulos de enlace y la geometría molecular basándose en principios de repulsión interelectrónica (Sección 6-5).
- *5. Predecir si una molécula es polar o no polar sabiendo o habiendo derivado su geometría (Prob. 37).

Película 4: "FORMAS Y POLARIDADES DE LAS MOLECULAS"

La estructura y polaridad de las moléculas

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?

II BLOQUE

I LECCION:

5.6. Tamaños de átomos, moléculas y iones

1. Establecer el concepto de radio covalente y de radio de van der Waals
2. Explicar los factores que determinan la variación del tamaño atómico a través de un grupo y de un período.
3. Definir el término longitud de enlace y relacionar este concepto con la diferencia de electronegatividad entre los átomos enlazados. (Prob. 43, 44)
- *4. Comparar los tamaños relativos de los átomos e iones de los elementos representativos. Explicar las diferencias en dichos tamaños.

II LECCION: REPASO PARA EL EXAMEN PARCIAL

XIII SEMANA: 19-23 mayo

I BLOQUE

5.7. Números de Oxidación

1. Definir número de oxidación y relacionar los estados de oxidación de los elementos con las estructuras de Lewis de los compuestos que forman.
2. Aprender las reglas para asignar números de oxidación.
3. Conocer los estados de oxidación más comunes para los elementos representativos.

4. Predecir la fórmula de un compuesto a partir de los números de oxidación de los elementos que lo forman.

5.8. Nomenclatura sistemática de los compuestos

Este tema debe estudiarse 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 Stoks y estequiométrico lo mismo que para óxidos, ácidos, bases, sales y sales ácidas.

EJERCICIOS:

1, 2, 5 a 40, 43, 44, 49 a 60

II BLOQUE

ECUACIONES QUIMICAS

(Este tema debe estudiarse en los apuntes preparados por la Cátedra)

- *1. Dados los reactantes poder completar ecuaciones de combinación, descomposición, desplazamiento, doble descomposición y oxidación.

XIV SEMANA: 26-30 mayo

(Jueves 29 FERIADO)

I BLOQUE.

Capítulo 7 "EL ESTADO GASEOSO"

OBJETIVO GENERAL:

Familiarizarse con las leyes que predicen el comportamiento físico de los gases. Estudiar el desarrollo de un modelo (teoría) para explicar las características generales de los gases.

7.1. Los tres estados de la materia

1. Hacer una lista de las características que distinguen a los tres estados de la materia (Prob. 1)
2. Comentar acerca de las partículas constitutivas de los gases (Prob. 2)

7.2. Presión de los gases

1. Definir presión atmosférica y discutir los principios bajo los cuales opera un barómetro.

2. Establecer los factores que afectan la presión atmosférica. Uso de unidades para medición de la presión (Prob. 5, 7, 8).
3. Describir un manómetro y explicar como se usa.

7.3. Leyes de los gases. Ley de Boyle

1. Establecer la Ley de Boyle y determinar el efecto de un cambio en las condiciones sobre una variable en particular. (Cambio de P sobre V) (Prob. 9, 12)

II BLOQUE : REPASO (para los grupos que no pierden el Jueves)

XV SEMANA: 2-6 junio

I BLOQUE

7.4. Efectos de la temperatura

1. Formular la escala de temperatura absoluta. Establecer la proporcionalidad ΔV con Δt .
2. Establecer la Ley de Charles y determinar el efecto de un cambio en las condiciones sobre una variable en particular. (Cambio de V sobre T). (Prob. 17).
3. Establecer la relación entre la presión y la temperatura (Prob. 20) para un gas a volumen constante

7.5. Ley de Avogadro

1. Establecer la Ley de Avogadro y resolver problemas relacionados con ésta. (Prob. 22)

7.6. Ecuación general de los gases

1. Establecer la Ley de los Gases Ideales y mostrar como implica las leyes estudiadas anteriormente.
2. Evaluar la magnitud y las unidades apropiadas para la constante R. (Prob. 31).
3. Evaluar una variable (P, V, T ó n) cuando se dan tres de las cuatro.
4. Determinar la densidad de un gas particular como función de P y T. (Prob. 33 a).
5. 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. 26) (Prob. 27).

II BLOQUE

7.7 Relaciones molares con reactantes gaseosos

- *1. Aplicar cálculos estequiométricos a reacciones en que intervienen gases (Prob. 43 c.d.)
2. Establecer y aplicar la Ley de Gay-Lussac, de los volúmenes de combinación. (Prob. 43 a.b., Prob. 44)

7.8. Ley de Dalton de las presiones parciales

1. Establecer y aplicar la Ley de Dalton para obtener presiones parciales de gases en una mezcla y cálculos que involucren la recolección de gases sobre agua. (Prob. 49, Prob. 51).

7.9. Ley de Graham de la difusión (efusión)

1. 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. 53).

7.10 Desviaciones de las leyes de los gases

1. Interpretar desviaciones de la Ley de los Gases Ideales en términos de comportamiento molecular.

7.11. Teoría cinético-molecular

1. Establecer la relación entre algunos hechos experimentales observados en el comportamiento de los gases y su explicación teórica.
2. Establecer los postulados de la teoría cinética de los gases.

XVI SEMANA: 9 a 13 junio

I BLOQUE

I LECCION

3. Establecer los factores que determinan la presión de un gas desde el punto de vista microscópico.
4. Explicar las leyes de los gases con base en la Teoría Cinética.

Película 5: " LA PRESION DE LOS GASES Y LOS CHOQUES MOLECULARES"

EJERCICIOS: 1 a 5, 7 a 13, 15 a 17, 19 a 23, 25 a 29, 31 a 40, 42 a 49, 51 a 55.

PELICULA 5

CUESTIONARIO

- 1.- Cómo puede un avión mantenerse en el aire?
- 2.- Cómo se forman las nubes?
- 3.- Por qué permanecen las nubes en el aire? Por qué no caen las gotas?
- 4.- En la primera parte de la película se demuestra que el número de colisiones depende de...
- 5.- Qué dice la Ley de Avogadro?
- 6.- Por qué cuando le acercamos nitrógeno líquido al bulbo con CO_2 disminuye la presión?
- 7.- Cómo puede un gas pasar de un recipiente a otro por medio de la temperatura?
- 8.- Qué le pasa a la presión si variamos T con V y mantenemos el número de moles constante. (Experimento de Helio)?
- 9.- Según lo observado hasta el momento de qué depende la presión de un gas?
- 10.- Por qué todos los gases se comportan igual según las leyes de Boyle, Charles y Avogadro?
- 11.- Por qué si aumenta la velocidad de las canicas aumenta la presión?
- 12.- Qué relación hay entre la velocidad de las canicas y la temperatura?
- 13.- Cómo se puede determinar la velocidad de escape de un gas?
- 14.- Cómo se demuestra en el experimento que la forma, tamaño y atomicidad de los gases no influye en la velocidad de difusión?
- 15.- Cuál gas es más lento a P y T constantes? Por qué?
- 16.- Dibuje el gráfico de velocidad de escape contra peso molecular,
- 17.- Cómo se concluyó del experimento que $mv^2 = C$?
- 18.- Qué sucede con la velocidad de escape al aumentar la T.?
- 19.- Por qué $mv^2 = \text{constante}$?
- 20.- De qué depende la presión de un gas:
 - a.- Desde el punto de vista macroscópico?
 - b.- Desde el punto de vista microscópico?

I BLOQUE

II LECCION CAPITULO 8 "CAMBIO DE ESTADO: LIQUIDOS Y SOLIDOS"

OBJETIVOS GENERALES: "Considerar la estructura y propiedades de sustancias en el estado líquido y en el sólido; así como las transiciones entre ambos estados. Relacionar las propiedades físicas de las sustancias puras con la naturaleza de las partículas estructurales y la intensidad de las fuerzas entre dichas partículas".

8.1 Características generales de los cambios de estado

1. Comparar los estados: líquido, sólido y gaseoso. Relacionar los cambios de estado con la modificación estructural de las sustancias.
2. Definir punto de fusión normal y punto de ebullición normal.
3. Definir calor específico y capacidad calorífica, establecer sus unidades.
4. Definir calor molar de fusión, solidificación, vaporización y condensación.
5. Hacer cálculos relacionados con el flujo calórico asociado a cambios de estado y de temperatura (Prob. 1 y 3)

II BLOQUE

8.2. Fuerzas intermoleculares de atracción

1. Establecer los tres tipos de fuerzas intermoleculares. Relacionar estas fuerzas con los puntos de fusión y ebullición de las sustancias.
2. Definir tensión superficial y relacionarla con las fuerzas intermoleculares de un líquido (Prob. 10 a).
3. Explicar qué se entiende por elevación capilar con base en las fuerzas de adhesión y cohesión (Prob. 10 b)

8.3 Licuación de los gases

1. Explicar que se entiende por temperatura y presión críticas y relacionar con las atracciones intermoleculares (Prob. 12).

8.4. Vaporización de líquidos

1. Explicar, desde el punto de vista molecular (microscópico) el equilibrio líquido-vapor.
2. Establecer los factores que determinan la velocidad de evaporación.

XVII SEMANA: 16-20 Junio

(Sábado 21: III EXAMEN PARCIAL)

I BLOQUE

- *3. Definir presión de vapor de un líquido, reconocer que esta depende de la temperatura y de la naturaleza del líquido. Reconocer su independencia del volumen. (Prob. 15)
 4. Definir humedad relativa y relacionarla con las condiciones climatológicas.
 5. Diferenciar entre ebullición y evaporación. Usar la curva de distribución de velocidades moleculares
 6. Establecer los factores de que depende el punto de ebullición de un líquido.
- 3.5 ESTADO SOLIDO. Solidificación de líquidos.

- *1. Construir e interpretar un diagrama de fases para una sustancia pura a partir de los datos apropiados. Identificar cada área, línea o punto en el diagrama. Hacer énfasis en el agua.
2. Con base en el diagrama de fases, explicar qué se entiende por un punto de fusión, punto triple, punto crítico, sublimación, condensación, etc. (Prob. 28-29)

II BLOQUE

3.7 COMPUESTOS IONICOS

1. Establecer los factores que ejercen influencia sobre la distribución de los compuestos iónicos: carga, tamaño y polarización de iones.
2. Reconocer que los puntos de fusión relativamente altos de los compuestos iónicos y covalentes-iónicos, son debido a fuerzas electrostáticas intensas entre iones.
3. Relacionar los puntos de fusión de los compuestos iónicos y covalentes-iónicos con las densidades de carga de los iones.

3.8. Sustancias sólidas covalentes

1. Hacer una lista de las propiedades físicas generales de las sustancias moleculares. (Prob. 47)
- *2. 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.
3. Describir el comportamiento del agua y su relación con las estructuras de sus fases sólida y líquida. (Prob. 43).

3.9. Sólidos metálicos

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 de electrones.

3.10. Empaque de las partículas

1. Explicar como las estructuras de red defectuosa tienen propiedades eléctricas útiles. (semiconductores, transistores y aisladores).

EJERCICIOS: 1 a 3, 5 a 15, 23 a 30, 37, 46 a 48, 50, 53 a 55

LA FECHA DEL EXAMEN FINAL SERA COMUNICADA OPORTUNAMENTE.