



28
25

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

**FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
CUAUTITLÁN**

**ANÁLISIS DE LOS ELEMENTOS FUNDAMENTALES
DE LOS PROGRAMAS DE LAS ASIGNATURAS DE
QUÍMICA GENERAL I Y II DE LA CARRERA
DE QUÍMICO FARMACÉUTICO BIÓLOGO**

TESIS PROFESIONAL

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:
QUÍMICO FARMACÉUTICO BIÓLOGO**

P R E S E N T A :

ELIAS MANCILLA TINOCO

DIRECTOR DE TESIS:

Q. ARMANDO JACINTO DE JESUS SANCHEZ MARTINEZ

CUAUTITLÁN IZCALLI, ESTADO DE MÉXICO, ENERO DE 1988

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



UNAM – Dirección General de Bibliotecas Tesis Digitales Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS © PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis está protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

I N D I C E

PROLOGO.....	Pag. 1
INTRODUCCION.....	Pag. 2
CAPITULO I. PLANTEAMIENTO METODOLOGICO DE LOS TEMAS CENTRALES PARA LOS CURSOS DE QUIMICA GENERAL I Y II DE LA CARRERA DE QUIMICO FARMACEUTICO BIOLOGO.....	Pag. 4
CAPITULO II. DESARROLLO METODOLOGICO DE LOS TEMAS CENTRALES DE QUIMICA GENERAL I Y II PARA LA CARRERA DE QUIMICO FARMACEUTICO BIOLOGO DE LA F.E.S. CUAUTITLAN.....	Pag. 20
CAPITULO III. PROBLEMATARIO DIDACTICO.....	Pag. 73
CONCLUSIONES.....	Pag. 115
BIBLIOGRAFIA.....	Pag. 117

P R O L O G O

El objetivo de esta tesis es analizar los elementos fundamentales de las asignaturas de Química General I y II para la carrera de Químico Farmacéutico Biólogo en la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán.

En el primer capítulo, a partir de los programas vigentes de Química General I y II, se hace una selección de temas que consideramos como centrales; también se sugiere el número de horas necesarias y aspectos importantes para cada tema. En este mismo capítulo se plantea la posibilidad de un solo curso de Química General y un curso de Química Inorgánica. Este último fuera del análisis de este trabajo.

En el segundo capítulo se hace un breve resumen de cada uno de los temas seleccionados, pretendiendo que sirva al alumno como una guía para abordar los puntos clave en cada tema, así como la bibliografía a utilizar. Por otro lado, puede ser de utilidad para el profesor como un patrón para impartir las asignaturas, de tal manera que al alumno se le proporcionen los elementos suficientes con los que pueda ubicar las áreas que va a estudiar.

En el tercer capítulo se incluye una serie de problemas estructurados de una manera didáctica cuyos objetivos son: reforzar los conocimientos adquiridos e introducir al alumno en su resolución para incrementar su capacidad de razonamiento químico.

Finalmente se plantean las conclusiones.

INTRODUCCION

Al estudiante se le deben proporcionar los elementos formativos generales que se consideren fundamentales para lograr un buen desarrollo académico a lo largo de su paso por la Facultad.

Por otro lado, los programas vigentes de química general I y II de la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán son tan extensos que rebasan la capacidad individual del alumno para poder asimilar todos los conocimientos con el grado de calidad que se requiere, para adquirir las bases necesarias que en su momento le serán útiles y abordar así con mayor profundidad cualquier información científica afín a su carrera. Delinear los elementos formativos generales implica una jerarquización de temas basándose en lo antes mencionado y en el tiempo que se dispone para impartir dichas asignaturas.

Con el propósito de un mayor aprovechamiento del tiempo, es necesario que el estudiante sea más objetivo en el enfoque de los puntos más importantes que debe abordar para cada tema, así como los textos que los contienen tratados con mayor especificidad; de tal manera que una guía didáctica basada en una revisión bibliográfica de los textos con que cuenta la Facultad, será de gran utilidad para agilizar la investigación y complementación de cada tema.

Con el fin de poner en práctica los conocimientos adquiridos, una serie de problemas estructurada de una manera didáctica es de gran utilidad. Dicho problemario debe tener como objetivo, además, que el estudiante logre una integración de los conceptos más representativos, esto es incluir en un sólo problema diferentes aspectos de varios temas.

Por último se cree conveniente contemplar la posibilidad de un curso de Química Inorgánica dirigido al Químico Farmacéutico Biólogo.

Por lo tanto en el capítulo I se seleccionan los temas centrales - mismos que se fundamentan y explican en sus razgos esenciales.

En el Capítulo II se sugiere la manera de como debe abordarlos el alumno, sirviendo al profesor como patrón para impartir la asignatura.

En este capítulo se partió desde los inicios del estudio de la materia desde el punto de vista filosófico, hasta llegar a la concepción científica actual. En el caso de los modelos atómicos se analizaron los antecedentes, el modelo en sí, las limitaciones en su momento de aparición y sus limitaciones a la luz del desarrollo científico. En el modelo atómico cuántico moderno se buscó la forma para que el alumno pueda incrementar su capacidad de abstracción, esto es, que reflexione sobre las diferencias y puntos de encuentro entre las leyes que rigen al microcosmos y el mesocosmos para poder explicar el comportamiento químico; también, en la presentación de como abordar este tema, se intentó no confundir al alumno en cuanto a su desarrollo matemático, sin restarle y enfatizando la importancia del mismo.

Con base en el conocimiento y entendimiento de los modelos atómicos se hizo ver como los temas siguientes pueden ser una consecuencia - (obviamente no mecánica).

De la misma manera, todos los temas incluidos en el capítulo II, - además el capítulo III, están basados en bibliografías seleccionadas to mando en cuenta:

- a) Contenido del tema
- b) Textos que faciliten la comprensión de los temas
- c) Que se encuentran en el acervo bibliográfico de la facultad.

C A P I T U L O I

PLANTEAMIENTO METODOLOGICO DE LOS TEMAS CENTRALES PARA LOS
CURSOS DE QUIMICA GENERAL I Y II DE LA CARRERA DE
QUIMICO FARMACEUTICO BIOLOGO.

Los temarios de las asignaturas de Química General I y II del Plan de Estudios vigente para la carrera de Químico Farmacéutico Biólogo en la Facultad de Estudios Superiores Cuautitlán son los siguientes:

Programa de Química General I

Semestre: 1^a

Créditos: 6

No. horas: 3

Unidad 1. Nomenclatura Química Inorgánica. No. de horas: 5

1.1. Nomenclatura y fórmulas de los compuestos binarios

1.1.1. Ácidos

1.1.2. Óxidos

1.1.3. Sales

1.2. Nomenclatura y fórmulas de compuestos ternarios

1.2.1. Ácidos oxigenados

1.2.2. Ácidos no oxigenados

1.2.3. Bases con radical OH

1.2.4. Sales

1.3. Nomenclatura y fórmulas de compuestos poliatómicos

1.3.1. Ácidos

1.3.2. Sales

Unidad 2. Estequiometría

No. de horas: 15

2.1. Cálculos estequiométricos en sustancias

2.1.1. Pesos moleculares a partir de pesos atómicos

2.1.2. Composición porcentual en pesos de los elementos de un compuesto

2.2. Fórmulas químicas

2.2.1. Tipos de fórmulas

2.2.2. Fórmula empírica a partir de composición centesimal y composición en peso.

2.3. Ecuaciones químicas

2.3.1. Balanceo de ecuaciones de óxido-reducción

2.3.2. Cálculos en ecuaciones químicas.

- 2.3.2.1. Reactivo limitante
- 2.3.2.2. Pureza y rendimiento
- 2.3.2.3. Problemas con volúmenes gaseosos
- 2.4 Cálculos de concentración de disoluciones

Unidad 3. Estructura atómica No. de horas: 23

- 3.1 Introducción. Primeras ideas acerca de la constitución de la materia.
 - 3.1.1. El atomismo griego
- 3.2 Modelo atómico de Dalton
 - 3.2.1. Antecedentes. Las leyes ponderales
 - 3.2.1.1. La ley de la conservación de la materia
 - 3.2.1.2. La ley de las proporciones constantes
 - 3.2.1.3. La ley de las proporciones
 - 3.2.1.4. Peso equivalente y equivalente químico
 - 3.2.2. Descripción del modelo atómico de Dalton
 - 3.2.3. Limitaciones del modelo
 - 3.2.3.1. La ley de los volúmenes de combinación
 - 3.2.3.2. La electrólisis del agua
 - 3.2.3.3. La hipótesis de Avogadro. Concepto de mol y concepto de la molécula.
- 3.3. Modelo atómico de Thomson
 - 3.3.1. Experimentos en tubos de descarga
 - 3.3.2. Determinación de la relación carga/masa del electrón.
 - 3.3.3. Experimentos de Millikan
 - 3.3.4. Descripción del modelo atómico de Thomson
- 3.4. Modelo atómico de Rutherford
 - 3.4.1. Radiactividad natural. Radiaciones
 - 3.4.2. Experimentos de Mardsen y Geiger
 - 3.4.3. Descripción del modelo atómico de Rutherford y sus limitaciones
- 3.5 Orígenes de la teoría cuántica
 - 3.5.1. Modelo atómico de Bohr
 - 3.5.1.1. Antecedentes
 - 3.5.1.1.1. Naturaleza ondulatoria de la luz. Parámetros característicos de las ondas.

- 4.2. Tabla corta de Meyer-Mendeleev
- 4.3. El número atómico. Moseley
- 4.4. La configuración electrónica. Tabla larga
- 4.5. Clasificación cuántica de los elementos. La ley periódica en función de Z.

BIBLIOGRAFIA: 1) Manku, G.S.

Principios de Química Inorgánica
Mc. Graw-Hill
México, 1983

- 2) Mortimer Charles E.

Química
Editorial Iberoamericana
México, 1983

- 3) O'Connor, Rod., Mixkey Ch.

Problemas de Química aplicada
Harla
México, 1976

- 4) Benson W. S.

Cálculos Químicos
Editorial Limusa
México, 1974

- 5) Rodríguez Higuera X.

Nomenclatura Química Inorgánica
Editorial Trillas
México, 1982

- 6) Villarreal González

Nomenclatura
ANUIES
México, 1975

- 7) Brown, T.L.

Chemistry. The Central Science
Third Edition
Presentice Hall
USA, 1975.

Programa de Química General II

Semestre: 2ª

Créditos: 6

No. de horas: 3

Contenido.

Unidad 1. Periodicidad

No. de horas: 10

- 1.1. Propiedades periódicas. Tabla larga
- 1.1.1. Radio atómico (volumen atómico)
- 1.1.1.1. Tipos de radio. Covalente, R.A.E. Metálico. Van der Waals Iónico
- 1.1.1.2. Métodos experimentales de medición del radio atómico
- 1.1.1.3. Periodicidad de los radios atómicos. Gráfica R Vs Z
- 1.1.2. Energía de Ionización (potencial de ionización)
- 1.1.2.1. Definición. El enésimo potencial de ionización
- 1.1.2.2. Métodos experimentales para medir el potencial de ionización
- 1.1.2.3. Periodicidad del potencial de ionización. Gráficas del 1er, 2o., ... n^{emo} potencial de ionización Vs Z. Explicación teóricas de las anomalías
- 1.1.2.4. Relación entre radio atómico y potencial de ionización
- 1.1.3. El carácter metálico
- 1.1.3.1. Dureza, Maleabilidad, Ductibilidad, Coeficiente de expansión, conductividad térmica, resistencia eléctrica.
- 1.1.3.2. Periodicidad del carácter metálico
- 1.1.3.3. Relación entre carácter metálico y potencial de ionización.
- 1.1.4. Afinidad electrónica
- 1.1.4.1. Definición. El signo de la afinidad electrónica
- 1.1.4.2. Medición indirecta. El ciclo de Born Haber
- 1.1.4.3. Periodicidad de la afinidad electrónica

- 1.1.5. La electronegatividad
- 1.1.5.1. Definición de Mulliken
- 1.1.5.2. La escala de Pauling
- 1.1.5.3. Periodicidad de la electronegatividad
- 1.1.5.4. Electronegatividad y tipos de enlace
- 1.1.5.5. Porcentaje de carácter iónico de los enlaces.

Unidad 2. Elementos Representativos No. de horas: 12

- 2.1. Hidrógeno, Oxígeno y agua
- 2.1.1. El hidrógeno
- 2.1.1.2. Estado natural y abundancia
- 2.1.1.3. Compuestos del hidrógeno. Usos
- 2.1.1.4. Puente de hidrógeno
- 2.1.1.5. Métodos de obtención: Industriales y laboratorio
- 2.1.1.6. Estructura atómica y molecular. Hidrógeno Orto y Para (teoría de orbital molecular)
- 2.1.2. El oxígeno
- 2.1.2.1. Generalidades
- 2.1.2.2. Estado natural y abundancia
- 2.1.2.3. Química del oxígeno
- 2.1.2.4. Métodos de obtención: Industriales y laboratorio
- 2.1.2.5 Usos e importancia
- 2.1.3. El agua
- 2.1.3.1. Estado natural y abundancia
- 2.1.3.2. Propiedades
- 2.1.3.3. Estructura. Teoría Unión valencia
- 2.1.3.4. Compuestos del H_2O
- 2.1.3.5. Usos e importancia
- 2.1.3.6. Métodos de purificación
- 2.1.3.7. Métodos de tratamiento
- 2.2. Elementos representativos. Grupos I-V
- 2.2.1. Características generales de los grupos
- 2.2.2. Elementos de interés biológico
- 2.2.2.1. Sodio, Potasio. Actividad biológica
- 2.2.2.2. Magnesio y calcio. Actividad biológica
- 2.2.2.3. Carbono. Importancia
- 2.2.2.4. Nitrógeno, fósforo. Fertilizantes
- 2.3. Elementos no metálicos

- 2.3. Elementos no metálicos
- 2.3.1. Los gases nobles
- 2.3.2. Los halógenos
- 2.3.3. Los calcógenos

Unidad 3. Compuestos de Coordinación. No. de horas: 8

- 3.1. Antecedentes. Teoría de Werner
- 3.2. Ácidos y bases de Lewis
- 3.4. Isomería (9 tipos)
- 3.5. Algunos modelos de enlace en compuestos de coordinación
 - 3.5.1. El modelo de unión valencia. Geometría
 - 3.5.2. La teoría del campo cristalino
 - 3.5.2.1. Propiedades magnéticas
 - 3.5.2.2. Propiedades ópticas
 - 3.5.2.3. Propiedades espectroscópicas
 - 3.5.2.4. Reactividad

Unidad 4. Metales de transición de interés biológico

- 4.1. Manganeso. Actividad biológica
- 4.2. Hierro. Actividad biológica. La hemoglobina
- 4.3. Cobalto. Actividad biológica. Vitamina B-12
- 4.4. Zinc. Actividad biológica.

Unidad 5. Radioactividad y Radioelementos No. de horas: 6

- 5.1. Aplicación en biología y medicina

BIBLIOGRAFIA: 1) Química inorgánica

Principios de Estructura y Reactividad

James E. Huheey

2a. edición. Harla

2) Química de los Compuestos de Coordinación

Fred Bassolo y Rodand Johnson

Ed. Reverté

3) The Inorganic Chemistry of Biological Processes. Hughes, M.N.

2a. edición.

Editorial John Wiley and Sons.

La cantidad de conocimientos sobre química es tan extensa que difícilmente pueden ser abarcados en los dos cursos programados en el Plan de Estudios. Así mismo, la cantidad y calidad de información científica de cualquier área es tan amplia que rebasa la capacidad individual para asimilarla y acumularla. Por lo mismo, se sugiere una jerarquización de temas que permitan al alumno adquirir las bases teóricas necesarias para entender los conocimientos a los que se enfrentará a lo largo de la carrera y vida profesional. Es decir, al alumno se le deben proporcionar los elementos formativos generales en las áreas que se consideran fundamentales.

Por otro lado, es difícil encontrar un límite entre la Física y la Química, ya que los procesos químicos están relacionados con los procesos físicos. Se habla, entonces, de una ciencia limítrofe entre la Física y la Química, que es la Fisicoquímica, la cual puede definirse como la ciencia que busca las causas de los procesos químicos o de las propiedades de la materia desde el punto de vista de la Física.

Una de las bases de la Fisicoquímica es la Química Cuántica, la cual resulta de la relación entre la Química y la Mecánica Cuántica: estudia la estructura atómica y molecular para explicar sus propiedades e interacciones.

Por lo mismo, se propone que el eje central de los programas de Química General I y II para la carrera de Q.F.B. sean los siguientes temas:

T E M A	HORAS	COMENTARIO
1) Esbozo histórico sobre la concepción de la materia de Demócrito a Dalton.	2	Sin pretender una revisión Exhaustiva de la historia sobre la concepción de la materia, se busca, con un buen resumen, que el alumno entienda el desarrollo dialéctico que le permitió al hombre concretar el primer modelo atómico con bases científicas y motivarlo

para que por su cuenta se preocupe por ahondar en la historia de la química (3) y(5)

2) Modelo Atómico de Dalton		
Antecedentes: descubrimiento y manejo de los gases, leyes ponderales	2	En el caso de las leyes - ponderales es importante realizar ejercicios numé <u>ri</u> cos, sobre todo para refor <u>z</u> ar el concepto de equiva <u>l</u> ente químico. Se sugiere explicar el modelo a partir de su origen histórico concreto, esto es, de los experimentos de solubili <u>d</u> ad de gases (6). Los ejer <u>c</u> icios sobre estequiome <u>t</u> ría introduciendo rendim <u>i</u> ento, pureza y densidad son fundamentales.
Desarrollo del Modelo - de explicación de las limitaciones que surgen en ese momento.	4	
(Gay-Lussac y Avogadro)		
Formulaciones Químicas: Dalton, Cannizzaro y Dulong y Petit	1	Se considera que si no se desarrolla el punto de fo <u>r</u> mulaciones el alumno no capta el hilo, la secuen <u>c</u> ia histórica de la quími <u>c</u> a, además de que permite introducir algunas de las propiedades de las sustan <u>ci</u> as (7).
Limitaciones del modelo a la luz de los descubrimientos actuales.		
Serie de problemas	4	

3) Modelos Atómicos de Thomson y Rutherford (5)

Antecedentes: Electrol <u>i</u> sis, rayos catódicos, -	3	Se sugiere ejercitar sobre cálculos numé <u>ri</u> cos de elec <u>t</u> rolisis y plantear el ori <u>g</u> en de los rayos catódicos así como qué propiedades permitieron aclarar y su
Modelo de Thomson y limitaciones. Modelo de Rutherford y limitaciones.	1	
	1	

uso actual. Se sugiere desarrollar cuantitativamente el análisis del experimento de Millikan haciendo énfasis en las fuerzas que interactúan.

Explicar las limitaciones del modelo de Thomson es hablar de los antecedentes del de Rutherford; en este último hay que mencionar (sin pretender desarrollar cuantitativamente) que su explicación requiere del análisis de la dispersión.

4) Modelo Atómico de Bohr
(Mecánica Cuántica Clásica)

Antecedentes:

Radiaciones del Cuerpo Negro 3
Efecto Fotoeléctrico
Espectros atómicos

Hay que comenzar planteando la situación de la Física a finales del siglo XIX. El desarrollo de estos temas permite hacer ver clara y explícitamente como cuando el hombre cree que ha concluido o entendido cabalmente a la naturaleza, ésta se muestra infinita en profundidad. Salvo el tema de radiaciones del cuerpo negro, los otros dos antecedentes es importante desarrollarlos matemáticamente y efectuar ejercicios numéricos. Es importante aclararle al alumno como surge la mecánica -

		cuántica en su primera versión.
Desarrollo del Modelo y explicación de los tres fenómenos anteriores.	2	Este Modelo tiene la ventaja de que puede explicarse cuantitativamente con detalle y ejercitarse ampliamente.
Limitaciones y ampliación del modelo (Bohr-Sommerfeld)	1	Introducir a las complicaciones que surgen en la interpretación de la materia a partir de este momento.
Serie de problemas	2	
<hr/>		
5) Modelo Atómico de la Mecánica Cuántica Moderna		
Origen del modelo	2	Explicar cómo surge la necesidad de introducir la concepción ondulatoria de las partículas y por ende el comportamiento dual de la materia; efectuar ejercicios numéricos, sobre todo para que queden claras las dimensiones de las longitudes de onda de Broglie
- de Broglie, Davisson y Germer		posteriormente plantear el principio de incertidumbre de Heisenberg.
- Principio de incertidumbre de Heisenberg		
Descripción del modelo	2	Postular la necesidad de la función de onda. Explicar cuantitativamente cómo la obtención de las funciones de onda al resolver la ecuación de Schrodinger para el átomo de hidrógeno dan como resultado los llamados orbitales atómicos. Plantear cualitativamente
- Configuraciones electrónicas		
- Diagramas energéticos		
- Densidad de probabilidad		
- Representaciones gráficas de la función de onda		

cómo se extiende el modelo a otros átomos y cómo se generaliza el concepto matemático de orbital atómico (18)

Serie de problemas 2

6) Propiedades periódicas

Tabla periódica	4	Una vez explicada la tabla periódica desde el punto de vista de la química cuántica es importante retomar el desarrollo histórico de la tabla periódica antes de explicar cuánticamente sus propiedades. Se sugiere abordar esta revisión histórica resaltando la química de los elementos; se recomienda apoyar el desarrollo de este tema con algún audiovisual y con la creación (y por lo tanto visita) a un museo de los elementos químicos.
Efecto pantalla Carga Nuclear efectiva radio atómico potencial de ionización afinidad electrónica Propiedades ácido-base	4	Desarrollando este tema como lo hace Huheey (17), el alumno logra explicar racionalmente el porqué de las propiedades periódicas y sus tendencias. Se sugiere que los ejercicios a resolver con y por el alumno sean numerosos y que vayan de lo general (desarrollo y explicación de las tendencias generales de las propiedades en la tabla),

Propiedades ácido-base 2

a lo particular (comparando pares, triadas, etc. de elementos iones, combinaciones de ambos, etc.)

El desarrollo de este tema es muy importante debido a que el alumno durante toda la carrera y vida profesional se enfrentará a reacciones químicas en donde, por lo general, influye el pH.

Electronegatividad 2

Aunque según la interpretación esencial de la electronegatividad más bien es una propiedad de enlace, situarla como propiedad periódica permite tender un puente muy lógico entre la física (teoría atómica) y la química de la materia. En general, las propiedades periódicas deben servir para motivar al alumno a estudiar el enlace químico y las propiedades de los compuestos con los fundamentos de la fisicoquímica.

Sesión de problemas 2

7) Introducción al enlace químico

Diferentes tipos de enlace

Modelo Lewis

En esta introducción, además de explicar y ejercitar el modelo de Lewis, se pretende que el alumno conozca los diferentes tipos de enlace y el que los modelos que se desarrollaran en principio se pueden aplicar a cada uno de ellos.

Se sugiere revisar: enlace covalente, coordinado, iónico, metálico, de Van der - Walls y puente de hidrógeno. Es importante mencionar cualitativamente las diferentes fuerzas de interacción (13, 17)

Fundamento modelos cuantitativos

- 1 Se introduce este tema para que al alumno le quede claro que el desarrollo cuantitativo de los modelos implica la resolución de la ecuación de Schrodinger y que dependiendo de como se construya la función de onda será el modelo. Es importante destacar las diferencias entre orbital molecular (O.M.) y Unión Valencia (U.V.) ya que al abordarlas posteriormente éstas no serán muy obvias.

Sesión de problemas 1

-
- 8) Modelo de Unión Valencia 10 Se sugiere un desarrollo - cuantitativo de los modelos pero siendo muy precisos en cuanto a las limitaciones interpretativas de los modelos. Se recomienda combinar los planteamientos del Sonnessa (8), Huheey (17), Drago (28) y Cartmell (29).

9) Modelo de Orbital Molecular

10

- 10) Elementos fundamentales 8 Con la revisión de este tema se sugiere motivar al alumno para que se interese y conozca más sobre las asignaturas que cursará durante la carrera resaltando la necesidad de la química inorgánica para su estudio.*

Exámenes y desajustes naturales.	10
	<hr/>
	90

De acuerdo a las horas señaladas (90) el curso de Química General I será del tema 1 al 6 inclusive y la Química General II del tema 7 al 10. Se cree conveniente analizar la posibilidad de un sólo curso de Química General de 5 horas a la semana en el Primer Semestre y que abarcará hasta el tema 9. A partir del tema 10, junto con otros temas (que salen del análisis de este trabajo), se hablaría de un futuro curso de Química Inorgánica.

* Este tema no se desarrollará en el siguiente capítulo, ya que por su amplitud y la profundidad que requeriría, sería objeto de otro trabajo de tesis.

C A P I T U L O I I

DESARROLLO METODOLOGICO DE LOS TEMAS DE QUIMICA GENERAL I Y II
PARA LA CARRERA DE QUIMICO FARMACEUTICO BIOLOGO DE LA
F. E. S. CUAUTITLAN

1. ESBOZO HISTORICO SOBRE LA CONCEPCION DE LA MATERIA DE DEMOCRITO A DALTON.

1.1. RESEÑA HISTORICA DE LA QUIMICA DESDE SUS INICIOS HASTA LOS ALQUIMISTAS

Para entender mejor los conceptos elementales sobre la estructura de la materia, así como sus propiedades, es necesario conocer los antecedentes que permitieron llegar al conocimiento actual; así pues, se hará una breve reseña histórica de la química, basada en textos que se consideran adecuados en cuanto a los fines perseguidos. La selección de textos sugerida al alumno, en este tema, no se encuentra en la biblioteca de la Facultad, ya que la mayoría de los libros de su acervo - abordan la historia de la química deficientemente, lo que provoca una introducción inadecuada para las asignaturas analizadas. Los textos que se encuentran en la biblioteca de la F.F. S. Cuautitlán, que abordan la historia de la química son:

Lispeau (1), el cual hace un muy limitado tratamiento filosófico del tema; más bien sirve para revisar los antecedentes para la aparición del primer modelo atómico. Este texto podría sugerirse como opcional para que el alumno fortaleciera los conocimientos adquiridos después de revisar el tema en clase. Otro texto al que el alumno puede recurrir es el de Babor A. (2) pues hace un breve resumen que le permitirá situarse de manera general en el desarrollo dialéctico del tema de la concepción de la materia y concretar el primer modelo atómico.

En los párrafos siguientes se ofrece un resumen, considerando los aspectos en los cuales el alumno debe concentrar su atención y sobre los cuales debe profundizar. En esta parte se tomó como referencia a Meliujín (3, 4) y Azimov (5), y por lo mismo no se hará referencia a estos textos al desarrollarlo.

Se considera la génesis del estudio de la materia el momento en que el hombre fundamentó su estructura en ciertos principios únicos, cuyas combinaciones determinaban la variedad

del mundo circundante. Tales de Mileto (s VI-Va. de n.e.) consideró como dicho principio el agua; Anaxímenes (s. VI a. de n.e.) el aire y Heráclito (s VI-V a. de n.e.) el fuego. El primero en considerar como principio único una materia indeterminada e infinita, a la que llamó "apeirón" fue Anaximandro, argumentando que dicho principio podía transmutarse para dar lugar a la gran variedad de formas del mundo. Sin embargo, era necesario explicar cuál era la estructura del principio, cualquiera que fuese. Para esto, surgieron dos posibilidades: a) la materia podría tener una constitución continua y homogénea, por lo tanto, cada una de sus partes, por pequeña que fuese, poseía las mismas propiedades que los cuerpos grandes; b) la materia podría ser discreta y heterogénea, donde las partículas pequeñas poseían propiedades diferentes que los cuerpos grandes. Esta última ofrecía mayores posibilidades, pues suponía la multiformidad del universo y explicaba la aparición de cualidades como resultado de la combinación de elementos. Esta teoría desembocó en la "Teoría Atomista" de Demócrito.

Anaxágoras (500-428 a. de n.e.) consideraba que la materia estaba constituida por elementos infinitamente pequeños, con las mismas cualidades que las cosas en su conjunto, a las que llamó "semillas de las cosas". Argumentaba Anaxágoras que por muy pequeña que sea una partícula "hay ciudades pobladas de gente, campos labrados, brillan el sol, la luna y las estrellas, lo mismo que en nuestra tierra".

Leucipo (500-440 a. de n.e.) y Demócrito (460 a de n.e.) fueron quienes fundaron con mayores argumentos la "teoría atomista". Ellos consideraron a diferencia de Anaxágoras que la materia era divisible hasta cierto punto. A las partículas últimas las llamaron "átomos", las cuales deberían ser impenetrables y sólo se diferenciarían entre sí en su forma; o sea, los átomos flotan continuamente en el espacio vacío, al chocar se unen y forman todos los cuerpos, debido a que poseen salientes.

Lucrecio Caro, basado en Epicuro y Demócrito, y en sus propias observaciones, demostraba la realidad de los átomos en su poema "Sobre la naturaleza de las cosas".

"Si después no hay nada menor, estará de infinitas partículas formado el más pequeño elemento; la mitad siempre hallará su mitad y no habrá límite para la división en parte alguna. ¿Cómo distinguirás, entonces, del Universo la más pequeña de las cosas?

En nada, puedes creérmelo, Pues aunque el cosmos no tiene fin, hasta las cosas más pequeñas de infinitas partes estarán igualmente formadas. El sentido común nos niega, sin embargo, que ese aserto pueda creer nuestra mente y sólo reconocer nos queda la existencia de aquello que es indiviso, siendo de hecho lo más pequeño. Pero si existe, reconocer debemos que densos y eternos son los cuerpos primarios" (1).

Los principales opositores a la idea atomista fueron los eleáticos (s V a. de n.e.) Zenon de Elea, en sus famosas aporías contradecía dicha teoría usando argumentos lógicos; tal es el ejemplo de "Aquiles y la Tortuga". Partía de dos premisas:

a) Si al final de la infinita división de la materia quedan partículas inextensas, por grande que fuese su cantidad siempre sería cero su extensión, por lo tanto el cuerpo no tendría existencia espacial;

b) Si por el contrario, al final se obtuviesen partículas extensas y su número es infinitamente grande, el volumen constituido por éstas sería infinitamente grande, pudiendo existir sólo un cuerpo en el mundo.

Por otro lado, Aristóteles refuta dichas premisas, pues si se considera la división infinita como un proceso culminado, dejaría de ser infinita.

La teoría atomista predominó sobre la teoría de la divisibilidad infinita, pues explicaba de mejor manera los fenómenos calóricos, los procesos de difusión, evaporación, entre -

otros. Un ejemplo de esto es el fragmento del poema de Lucrecio antes citado.

El estudio de los problemas teóricos sobre la estructura de la materia fueron interrumpidos por mucho tiempo, debido al predominio de las ideas de Aristóteles, pues eran las que más compaginaron con la religión y su sustento filosófico metafísico. Aristóteles negaba la concepción atomista y consideraba como elementos primarios el agua, aire, fuego y tierra, así como un quinto elemento perfecto formador del Universo llamado "Eter"

A partir del Siglo XVII, gracias a los trabajos de Boyle, Galileo, Newton, Lomonósov y otros, renace la teoría atomista encontrando una futura aplicación en la física y la química. Sin embargo, aparecieron serias contradicciones dentro de ella misma debido a que no explicaba el carácter de las interacciones de los átomos. Después de una serie de argumentos se aceptó que las interacciones sólo podían ser por contacto directo y además mediante fuerzas que actúan a larga distancia (magnéticas y gravitatorias), las cuales se encontraban incluidas en las teorías de Coulomb y Newton respectivamente.

Los atomistas de esa época, como Descartes y Newton, se basaban en la existencia de elementos discretos, pero también admitieron la posibilidad de que los átomos pudieran dividirse, sólo por fuerzas considerablemente superiores a las químicas. Argumentaba Newton que con el infinito fraccionamiento de la materia el espacio resulta lleno de materia infinitamente minúscula. La esencia final de la materia es el espacio absolutamente vacío, que calificaba de "sensorio de Dios". También argumentaba que las fuerzas de cohesión aumentan a medida que disminuye el tamaño de la partícula; cuanto más pequeña más sólida resulta, llegando a partículas que sólo pueden ser fraccionadas por una fuerza divina.

1.2. ALQUIMIA, FLOGISTO Y DESCUBRIMIENTO DE LOS GASES

Se considera que para éstos dos períodos, la química sufrió

un importante atraso con respecto a las otras ciencias; sin embargo, son importantes, en particular por el avance en el estudio de los gases, eslabón fundamental dentro del desarrollo de esta ciencia. La alquimia se ha asociado a fines mágicos e inclusive esotéricos; la imagen del alquimista con el crisol en la mano en espera del haz divino que transmute la materia es típico. Sin embargo, desde el punto de vista filosófico se le concibe a la transmutación de la materia como un medio para lograr la de uno mismo. Autores como Jacques Bergier y Louis Pauwels en el libro "El retorno de los brujos" toman esta idea para desarrollar lo que llamaron el realismo fantástico que en la época de los setentas logró impactar a la juventud de los países occidentales.

Aunque la investigación de los alquimistas no fué muy fértil, en cuanto a su sistematización científica, en estos períodos se dieron descubrimientos que abrieron el camino para las posteriores investigaciones. En los siguientes párrafos se hace un breve resumen de lo sucedido en dichos períodos, - ya que como en el anterior subtema, los textos comunmente utilizados no le dan la importancia que se considera en este trabajo. El texto base del resumen es el de Azimov (5).

En época de Aristóteles, el dominio griego sobre el oriente medio trajo consigo una importante mezcla de culturas, - principalmente con la cultura egipcia, cuyos conocimientos estaban basados con el embalsamado de los muertos. La fuente de los conocimientos egipcios era el dios de la sabiduría (Tarot), por lo que a los conocimientos se les confería cierto grado de misticismo; de esta manera apareció el arte de "khemeia".

Las personas que se dedicaban al arte de la khemeia, se consideraban magos o hechiceros, por lo que sus escritos los redactaban haciendo uso de símbolos oscuros y misteriosos que sólo ellos entendían; por lo mismo, su difusión era muy difícil, siendo la causa más importante del atraso en el desarrollo de la ciencia. Así fué, entonces, como los cambios químicos se incluyeron dentro de una corriente mística.

La práctica de la Khemeia giró alrededor de la transmutación. Su objetivo principal era obtener oro a partir de plomo o hierro. Argumentaban que si el agua se convertía en aire y tierra al calentarse, o la leña en fuego y cenizas, entonces todo cambio de una sustancia en otra sería posible; sólo era cuestión de encontrar la técnica apropiada.

En una primera etapa, la khemeia entró en decadencia durante la dominación romana. El emperador romano Diocleciano mandó destruir, todos los tratados sobre khemeia, por el temor de que se llegara a producir oro barato, lo que perjudicaría la economía de su imperio; a esto se debe la escasa información que ha llegado hasta nosotros sobre esta etapa. Así mismo fueron abandonados los conocimientos griegos durante un tiempo.

Posteriormente, los árabes hacia el año 650 a de n.e. retomaron la khemeia que se convirtió en al-kimiya; prueba de esto son los términos utilizados todavía en la actualidad tales como alambique, álcali, alcohol, etc.

Los estudios sobre la transmutación continuaron, considerando al mercurio el metal por excelencia y el azufre como el combustible. Se creía que los metales estaban formados por mezclas de mercurio y azufre en diferentes proporciones; así pues sólo faltaba el material que favoreciera dicha mezcla para formar el ansiado oro. A dicho elemento se le denominó elixir o "piedra filosofal". A este elixir también se le atribuía la cualidad de curar todas las enfermedades y conferir la inmortalidad, por lo que también se le llamó elixir de la vida.

Después, Europa Occidental tomó el liderazgo científico, por lo que los trabajos árabes fueron traducidos al latín. Resaltan el modo de mantener los huesos rotos en su lugar mediante el enyesado y la descripción del antimonio metálico.

Con el invento de la imprenta, realizado por el alemán Gutenberg en el siglo XV, se vio favorecida la difusión de los

conocimientos y así el desarrollo de la ciencia. El afán de encontrar la técnica para la transmutación y el elixir de la vida, tuvo como consecuencia el descubrimiento de gran cantidad de sustancias como: minerales, ácidos, medicamentos obtenidos de plantas, etc., siendo ésta última la de mayor importancia práctica para esa época. En el curso del Siglo XVII la alquimia entró en decadencia y a lo largo del siglo XVIII se fué transformando hasta convertirse, a principios del siglo XIX, en lo que hoy llamamos química.

Hasta entonces, no se había iniciado el estudio de los gases. Van Helmont (1577-1644), apuntó que el aire se parecía en apariencia física a los vapores que él producía durante sus experimentos, aunque, con propiedades diferentes; a estos vapores se les denominó gases. El estudio de los gases va aparejado al desarrollo de técnicas de mediciones.

Gracias al estudio de los gases apareció la primera máquina cuyo funcionamiento dependía del vapor. El fundamento para la invención de dicha máquina se basó en la variación del volumen y presión de los gases, estudios realizados por Boyle (1627-91). Se sabía que al hervir agua, con la formación de vapor se incrementaba el volumen y un posterior enfriamiento provocaría la formación de vacío al disminuir el volumen, variando entonces la presión, que finalmente movería un pistón que realizaría el trabajo.

Dado que los gases sólo eran producidos hasta entonces con ayuda del fuego, se incrementó el interés por éste. Según los griegos todo lo que puede arder contiene dentro de sí el elemento fuego. Sin embargo, para Johann Becher (1669) los sólidos estaban compuestos por tres tipos de tierra; a una de ellas le denominó tierra crasa y le conferió el principio de inflamabilidad, posteriormente llamado "flogisto" por Stahl (1660-1734). Por lo mismo, se creyó que los combustibles eran ricos en flogisto y que en el proceso de combustión lo perdían en el aire. Así la madera tenía flogisto, y las cenizas carecían de él; lo mismo sucedía con los metales, pues se consideraba que también contenían flogisto. A menos que estuvieran

enmohecidos. Posteriormente se descubrieron otros gases como el nitrógeno, hidrógeno, oxígeno y bióxido de carbono. La concepción de que la combustión y herrumbre de los metales dependía de la liberación de flogisto continuó hasta que hizo su aparición el químico francés Antonie Laurent Lavoisier (1743-94). Este, basándose en mediciones precisas, demostró la improcedencia de la teoría del flogisto.

Lavoisier demostró que el agua no se transmutaba en tierra. Para lograr esto, hirvió cierta cantidad de agua durante 110 días, impidiendo se escapara el vapor. Previamente había pesado el agua y el recipiente por separado; al término del experimento los pesó nuevamente: el sedimento apareció, pero al pesar el agua resultó ser la misma cantidad que la inicial, mientras que el peso del recipiente había disminuido, cantidad que coincidía con el peso del sedimento. Así pues, dedujo que el agua no se transmutaba en tierra y que dicho sedimento era material del recipiente.

De similar forma aclaró el problema de la combustión y herrumbre de los metales, demostrando que no existía el flogisto. Para lograrlo calentó diferentes metales como el estaño o el plomo, introducidos en un recipiente con cierta cantidad de aire, pesando todo antes y después del calentamiento o calcinación. Observó que el peso no variaba con la formación de herrumbre, además de que éste se formaba con cierto límite según la cantidad de aire presente; verificó que el peso del metal se incrementaba. Concluyó que los metales no perdían nada, por el contrario, ganaban algo del aire. Lo mismo ocurría en la combustión; al arder la madera también ganaba peso, sólo que en este caso se formaba un gas que se desprendía, causa por la que aparentemente se perdía.

Lavoisier también dedujo que la vida se mantenía por un proceso semejante a la combustión pues el aire que inspiramos es rico en oxígeno y el aire expirado rico en bióxido de carbono, gases que ya eran conocidos en ese tiempo.

Gracias a la investigación de Cavendish, descubridor del

hidrógeno, que al calentar una muestra de este gas observó que se formaba cierto líquido que resultó ser agua, Lavoisier dedujo que ésta sustancia estaba formada por hidrógeno y oxígeno.

Lavoisier junto con otros investigadores, en la década de 1780-1789), elaboró el primer sistema lógico de nomenclatura para los compuestos conocidos. A partir de ese momento comienza la homogenización de los conocimientos químicos, y de hecho, la química como ciencia, por lo que se considera a Lavoisier padre de la química.

En este breve resumen, se ha considerado, hasta donde fue posible, la secuencia lógica del desarrollo del conocimiento en estos períodos.

En este breve resumen, se busca que el alumno cuente con los elementos históricos que le permitan concebir el desarrollo de la química, desde los griegos hasta su aparición como ciencia formal. En la mayoría de los textos suele aparecer el período denominado alquimia, como algo fuera del desarrollo científico y meramente esotérico, esto es, aparentemente sin existir ligazón alguna entre los atomistas griegos y los prequímicos de mediados del siglo XVIII; así pues, la aparición de los primeros químicos parece no tener historia previa. Se considera importante que el alumno pueda construir y recrear la historia de la ciencia que estudia, ya que de esta manera le tendrá más apego e interés.

En este tema se recomienda principalmente el texto de Azimov (5), que de una manera clara, suficiente y amena presenta el tema.

2. MODELO ATOMICO DE DALTON.

El químico inglés John Dalton (1766-1844) postuló el primer modelo atómico basándose en los conocimientos adquiridos por el hombre hasta ese tiempo. Los principales antecedentes que hicieron realidad dicho modelo son los siguientes: a) las ideas atomistas desarrolladas por Demócrito. b) los éxitos logrados por Lavoisier sobre las medidas precisas de las sustancias que participan en las reacciones, o sea, la ley de la conservación de la masa; c) la Ley de Proust o ley de las proporciones definidas, con la que se demostró que todos los compuestos contienen elementos en ciertas proporciones definidas y no en otras combinaciones; d) su propia ley de las proporciones múltiples, la cual indica que dos elementos pueden combinarse en más de una proporción.

Se sugiere, como algo necesario, que el alumno profundice sobre dichos antecedentes, es decir, sobre los razonamientos seguidos, experiencias e ideas que al conjuntarse dieron como resultado la aparición de este modelo. Para esto se sugieren los textos de Azimov (5), Dalton-Avogadro-Ampere (6) y Gray (7) principalmente, debido a que se hace un manejo de los temas de una manera razonada, secuencial y sencilla, evitando que el alumno se confunda.

En el año de 1808, Dalton publicó sus ideas sobre la estructura atómica y su comportamiento, basándose en las leyes de combinación química, formulando los siguientes postulados: a) los átomos de los elementos son partículas básicas de la materia, los cuales son indivisibles, increables e indestructibles; b) los átomos de un elemento dado son idénticos, con el mismo peso y propiedades químicas; c) los átomos de elementos distintos se combinan entre sí en relaciones enteras sencillas para formar compuestos; d) los átomos de los elementos pueden combinarse en más de una proporción entera sencilla para formar más de un compuesto (7).

Dalton elaboró una serie de razonamientos sobre la combinación de elementos, considerando principalmente las combinaciones

nes entre el carbono y el oxígeno. Decía, si en la combinación de carbono y oxígeno resultan dos relaciones en peso C/O, una igual a 0.75 y otra 0.375 se puede suponer que alguna de éstas podía pertenecer a la fórmula CO. En caso de que fuese la primera relación, la segunda pertenecería a la fórmula CO₂; por lo contrario si a la segunda relación perteneciera la fórmula CO, la primera sería C₂O. Dalton razonó que una molécula diatómica sería más difícil de descomponer que una molécula triatómica, por lo que él escogió, correctamente hasta la actualidad, que los compuestos eran CO y CO₂ respectivamente. Sin embargo, generalizó su idea de que en la combinación de dos elementos para formar más de un compuesto, el más estable consiste en la molécula diatómica. De esta manera aparece una de las primeras limitaciones del modelo de Dalton, pues por lo anterior Dalton asignó como fórmula del agua y el amoníaco, HO y NH respectivamente. Además, partiendo de dichas combinaciones y tomando como uno el peso del átomo de hidrógeno, elaboró un sistema de pesos atómicos (7). Por ejemplo, una parte en peso de hidrógeno se combina con ocho partes de oxígeno para formar agua. Si se toma como fórmula del agua HO, entonces el peso del oxígeno sería ocho. De ésta manera tuvo importantes fallas, que en sí se fundamentan en su idea equivocada de que las moléculas estaban formadas por la unión de un sólo átomo de un elemento con un sólo átomo de otro (5).

La limitación inmediata del modelo atómico de Dalton, fué la contradicción de su idea de combinación química con los descubrimientos de Joseph Gay-Lussac (1778-1850); Este midió los volúmenes de gases producidos o consumidos durante las reacciones que comprendían mas de una sustancia gaseosa, llegando a la conclusión de que "los volúmenes de gases que se forman o consumen en una reacción química se encuentran en proporciones enteras sencillas" (7). Esta ley de volúmenes de combinación entraba en contradicción con lo establecido por Dalton, pues observaba que dos volúmenes de hidrógeno se combinaban con un volumen de oxígeno y algo similar sucedía con el amoníaco, que con base en lo anterior parecía ser que su fórmula era NH₃. Para resolver dicha contradicción, Avogadro,

en 1811, introduce su concepto de molécula. Argumentaba: "a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de gases contienen el mismo número de partículas". Para explicar esto observamos la relación entre el hidrógeno y el cloro para formar cloruro de hidrógeno:

1 vol. de hidrógeno + 1 vol. de cloro ----- 2 vol. de cloruro de hidrógeno.

Según Avogadro la ecuación debería ser;

1 partícula H_x + 1 partícula Cl_y ----- 2 partículas HCl .

Puesto que se obtuvieron 2 partículas de HCl , las partículas H_x y Cl_y se deben dividir en dos partes más pequeñas, entonces, x e y deben ser iguales a 2. Así que la unidad química no es el átomo como supuso Dalton, sino átomos unidos que existen como unidad, introduciéndose así el concepto de molécula (8), entonces;

1 molécula H_2 + 1 molécula Cl_2 ----- 2 moléculas HCl

En tiempos modernos cada idea de Dalton ha sido retocada a la luz de descubrimientos actuales, en particular con la radioactividad y otras reacciones con emisión de energía atómica (nuclear). Sin embargo, sigue prevaleciendo su concepción atomista en situaciones químicas ordinarias. La estequiometría que aún sigue vigente en la actualidad, deriva del modelo atómico de Dalton, pues aunque éste falló en el cálculo de los pesos atómicos, dió la pauta para que junto con las aportaciones de Avogadro e investigadores como Dulong (1785-1839) y Petit (1791-1830) iniciaran los cálculos de pesos atómicos de los elementos más importantes mediante la ley de calor atómico y el método para determinar fórmulas mínimas de compuestos orgánicos desarrollado por Cannizzaro (5).

3. MODELO ATOMICO DE THOMSON Y DE RUTHERFORD,

3.1 MODELO ATOMICO DE THOMSON

Con los estudios sobre la corriente eléctrica empezó a ser cuestionada la indivisibilidad del átomo. Para que J.J. Thomson elaborara su modelo fué necesaria la existencia de diversos conocimientos, principalmente sobre la electricidad.

Se sabía de la existencia de cargas eléctricas negativas y positivas, y que entre ellas era posible establecer un potencial eléctrico, el cual impulsa una corriente eléctrica desde un punto a otro; también se sabía que los cambios químicos podía tener lugar haciendo pasar una corriente eléctrica a través de conductores fundidos o disoluciones.

Michael Faraday (1791-1867), con base en lo anterior realizó experimentos de electrólisis clásica; observó que sumergiendo en una solución de electrolitos un electrodo negativo (cátodo) y un electrodo positivo (ánodo) y provocando un potencial eléctrico, se efectúa una reacción de separación, donde las partículas cargadas positivamente se depositan en el cátodo y las cargas negativamente lo hacen en el ánodo. Con estas experiencias planteó sus famosas Leyes de la Electrólisis. También Faraday intentó conducir una corriente eléctrica en el vacío, pero fracasó por no alcanzar un vacío lo suficientemente perfecto.

En 1850 Sir William Crookes, con las experiencias de Geissler y Plunker observó que en los tubos de descarga (tubos de Crookes) donde se había logrado el vacío, podían producirse cargas eléctricas, originándose una luminiscencia si el vacío no era total; además, dicha luminiscencia era característica del gas residual. A mayor vacío la luminiscencia disminuye y se separa del cátodo. Gracias a estas observaciones, Crookes concluyó que la corriente se originaba en el cátodo y viajaba en línea recta hasta el ánodo, en el que chocaba y producía luminiscencia, razón por la cual les denominó rayos catódicos (7). La cuestión ahora era determinar la naturaleza de dichos

rayos.

En 1895 el físico inglés Joseph Thomson demostró, mediante un tubo de Crookes modificado, que el flujo de "partículas" que partían del cátodo estaban cargadas negativamente, las cuales fueron denominadas electrones. También logró medir la relación carga/masa (e/m) de dichas partículas, pero no la carga o la masa por separado, siendo ésta una de sus limitaciones. Thomson realizó la determinación de e/m por dos procedimientos diferentes, aquí sólo describiremos uno de ellos:

Thomson bombardeó un electrodo con rayos catódicos y midió tanto la corriente entregada como la elevación de la temperatura de dicho electrodo. Con la elevación de la temperatura y la capacidad calorífica del electrodo, calculó la energía, E , que emitían las partículas de rayos catódicos, considerándola como su energía cinética:

$$E_C = \frac{N \cdot mv^2}{2} = W$$

Donde N es el número de partículas de masa m y velocidad v que chocaron con el electrodo. La carga total, Q , recogida:

$$Q = N e$$

Donde e es la carga de cada partícula.

Si se combinan ambas ecuaciones:

$$\frac{Q}{W} = \frac{2}{v^2} \left(\frac{e}{m} \right)$$

Thomson pudo medir experimentalmente Q y W , por lo que para calcular (e/m) sólo necesitaba medir la velocidad de las partículas. Lo anterior fué determinado aplicando un campo magnético de fuerza conocida, H . En el campo magnético las partículas se mueven con velocidad v , siguiendo un camino circular de radio r ;

$$v = \frac{e r H}{m} \quad \text{--- (1)}$$

La combinación de esta ecuación con (1) da ..

$$\frac{e}{m} = \frac{2W}{v^2 H^2 Q}$$

Todas las cantidades del segundo miembro pueden ser medidas, logrando así determinar la relación (e/m). Para comprobar el resultado, realizó la determinación por un segundo método, obteniendo resultados similares. El valor aceptado para e/m es 1.76×10^8 coul/g ó 5.27×10^{17} uee/g.

Es importante que el alumno entienda el procedimiento experimental que condujo a Thomson a determinar la carga de los rayos catódicos y además, dado a que el análisis físico y el uso de las matemáticas se circunscriben a temas que el alumno debe conocer, y se recomienda hacer la deducción detallada del procedimiento que siguió Thomson para llegar a dichos resultados. La mayoría de textos contienen el tema, por lo que en este caso no es difícil seleccionar bibliografía. Se recomienda revisar los textos de Babor (2), Azimov (5) y Gray (7), debido a que contienen información sobre antecedentes, desarrollo del modelo atómico, así como sus limitaciones.

Gracias a esto Thomson dedujo que los rayos catódicos eran fragmentos corpusculares de los átomos y a partir de esto propuso su modelo en el cual los átomos son esferas uniformes de materia cargada positivamente, en la que se encuentran incrustados los electrones.

3.2. EXPERIMENTO DE MILLIKAN

Para completar el tema, es importante señalar como, en 1911 Robert A. Millikan realizó la determinación de la unidad de carga del electrón, mediante su famoso experimento de la gota de aceite,

Brevemente, lo que hizo Millikan fué irradiar con rayos X descubiertos por Roentgen en 1895, una nube de gotitas de aceite que se encontraban entre dos placas cargadas eléctricamente. Los iones formados a partir de las moléculas de aire se fijaban a las gotitas y de esta manera quedaban cargadas; entonces, hacia variar la intensidad del campo eléctrico hasta

que la fuerza ejercida por éste sobre la gotita se oponía exactamente a la fuerza de gravedad quedando suspendida. La carga de las gotas se calculaba a partir de la masa de las mismas y la fuerza del campo eléctrico. Basándose en los pesos atómicos establecidos por Cannizzaro, estableció la unidad de carga, es decir la cantidad de carga máximo común divisor de todas las cargas medidas, resultando igual a 1.602×10^{-19} coul. (e). Relacionando este resultado con e/m se puede obtener la masa del electrón, que es igual a 9.1×10^{-28} g. Para esto, Millikan realizó más de 50,000 determinaciones, siendo un claro ejemplo de la constante disciplina y dedicación de los científicos por su trabajo. Recibió el Premio Nobel en 1923.

Para profundizar sobre el experimento realizado por Millikan, así como la deducción detallada, se recomiendan los textos Gray (7) Sonnessa (8) y Mahan (13).

3.3. MODELO ATOMICO DE RUTHERFORD

En 1906, Ernest Rutherford (1871-1937) encontró que cuando se bombardeaba una lámina metálica delgada con partículas alfa (He^{2+}) la mayoría penetraban la lámina y sufrían solamente una pequeña desviación en su recorrido. Aprovechando dicha observación, dos estudiantes de doctorado de Rutherford, H. Geiger y E. Marsden en 1909 realizaron el mismo experimento usando una lámina de oro; observaron que algunas partículas se desviaban hasta 90° y un menor número todavía más. Si se tiene en cuenta el modelo atómico de Thomson, por la elevada velocidad y la masa de las partículas alfa, parece sorprendente que algunas de ellas giraran en una lámina de oro de 6×10^{-5} cm, con un ángulo igual o mayor de 90° . Para producir el mismo efecto en el campo magnético éste deberá tener el enorme valor de 90 unidades absolutas.

Los estudios realizados por Rutherford incluyen un análisis matemático sobre la dispersión de las partículas, el cual no es recomendable exponer debido a que no se encuentra dentro del nivel del alumno; si se desea ahondar un poco en este análisis, se recomienda consultar el texto de Mahan (13).

La explicación de Rutherford para estos experimentos fué que los átomos consisten en un núcleo cargado positivamente, rodeado por un sistema de electrones que se mantienen agregados al núcleo mediante las fuerzas de atracción electrostáticas. El volumen del núcleo es extremadamente pequeño en comparación al átomo, y casi toda la masa de éste se encuentra con centrada en el núcleo.

4. MODELO ATOMICO DE BOHR

4.1. ORIGENES DE LA FISICA MODERNA

Antes de abordar dicho tema, hay que plantear al alumno poner especial interés, pues sólo de esta manera podrá integrar las bases para entender y diferenciar entre el comportamiento de la materia en el microcosmos y el mesocosmos. Esto es necesario, ya que el estudio del microcosmos implica un mayor desarrollo de la capacidad de abstracción; es muy difícil que sólo con el sentido común se comprendan los conceptos actuales sobre la estructura y comportamiento de los átomos y moléculas, es decir, los conocimientos sobre química cuántica y en especial el modelo cuántico moderno.

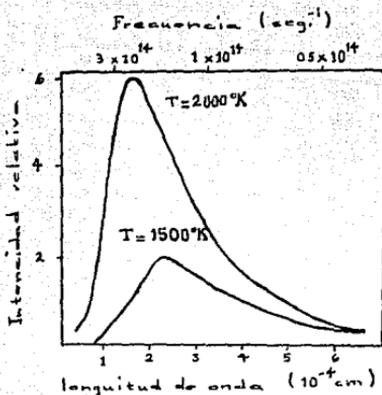
La teoría de Newton para la mecánica, así como su postulación efectuada por Lagrange y Hamilton, la síntesis hecha por Maxwell (1831-1979) sobre la teoría del electromagnetismo y la configuración de la termodinámica realizada por Gibbs a finales del siglo XIX, hicieron parecer que la física era una ciencia casi completa; sólo faltaba afinar algunos puntos tales como la explicación de los calores específicos a bajas temperaturas, el fenómeno de fluorescencia, el efecto fotoeléctrico, la radiación del cuerpo negro, los espectros atómicos, etc., que según los físicos de esa época, solo era cuestión de tiempo. A esta física se le ha denominado clásica. Revisemos brevemente la historia sobre las concepciones de la luz.

Hacia el siglo XVII, Newton pensó que la luz estaba formada por pequeños corpúsculos que se movían con cierta velocidad, explicando de esta manera los fenómenos de reflexión y refracción. También, aunque no fué concluyente, Newton consideró que en la luz había algo periódico en su comportamiento, lo que se confirmó con el descubrimiento de la difracción de la luz realizado por Grimaldi. A principios del siglo XIX el físico inglés Thomas Young, al estudiar la difracción de la luz, concluyó que los anillos o bandas sólo podían ser explicados en términos de interferencia de ondas. Después de una serie de experiencias de diferentes investigadores, la hipótesis

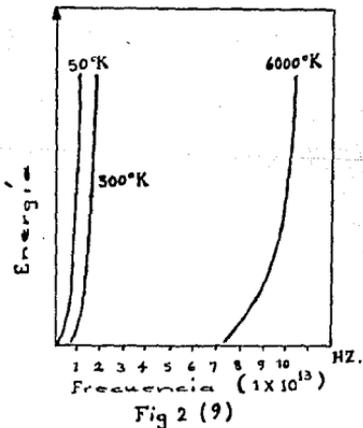
corpúscular sobre la naturaleza de la luz fué "abandonada" en favor de la ondulatoria. Esta concepción de la luz cristaliza con el Británico Jones Clerk Maxwell: la luz se comporta como una onda electromagnética continua; posteriormente, los estudios de Heinrich Hertz lo reafirmaron. Esta teoría tuvo gran éxito pues pudo explicar un gran número de fenómenos; sin embargo, no pudo explicar fenómenos en los que la radiación interaccionaba con la materia, tales como el fenómeno de fluorescencia, el efecto fotoeléctrico y las radiaciones del cuerpo negro.

Lo primero que se aclaró fué la explicación del fenómeno conocido como radiaciones del cuerpo negro, sentándose las bases de la física del microcosmos que como se verá a continuación son muy diferentes a las del macrocosmos.

Kirchhoff demostró, en 1859, que todos los cuerpos tienen la capacidad de absorber y emitir radiación. Distintos cuerpos tienen distintas capacidades de absorción y emisión; además que el poder de absorción de un cuerpo tiene distintos valores para diferentes frecuencias de las ondas de luz que incidan sobre él. Se entenderá por un "cuerpo negro", un objeto ideal que absorbería y emitiría toda la radiación que llega a él, sin reflejar nada. A mediados del siglo XIX Kirchhoff y otros investigadores, demostraron que la radiación emitida por el cuerpo negro era sólo función de la temperatura. Otros investigadores encontraron que la energía total que emitía el cuerpo negro es proporcional a la cuarta potencia de la temperatura. En 1896 W. Wien publicó un trabajo sobre la distribución de la energía según la frecuencia de la radiación y de su temperatura. Wien encontró que la frecuencia a la que ocurre un máximo de intensidad, es proporcional a la temperatura absoluta, lo que explica el desplazamiento a altas temperaturas, a la región de alta frecuencia como se observa en la siguiente figura.



Posteriormente se encontró que para frecuencias muy bajas la ley de desplazamiento de Wien dejaba de ser válida. Hacia 1900, Rayleigh publicó un trabajo en el cual obtuvo la distribución de la frecuencia aplicando el teorema de equipartición de la energía; los resultados se observan en la siguiente figura:



Al comparar los resultados de Wien y Reyleigh, se observa que concuerdan en la región de bajas frecuencia. Como resumen de lo anterior podemos decir que se sabía que las leyes de Wien y Rayleigh no podían describir totalmente los resultados experimentales obtenidos para la distribución de la radiación del cuerpo negro.

En 1900 el físico termodinámico Max Planck encontró una interpretación empírica, al conjuntar lo expuesto por Wien y Rayleigh. Planck, incluso contrario a lo que pensaba, sólo pudo resolver dicha contradicción proponiendo la cuantización de la energía mediante la cantidad $h\nu$; donde h es denominada la constante de Planck, valor que aparecía al resolver el problema. Sin embargo, esto se contradecía con lo establecido: - la radiación electromagnética es un fenómeno continuo. Es así como se origina la física cuántica, parte de la llamada Física Moderna.

Basándose en el trabajo realizado por Planck, Einstein, en 1905 propuso que la luz está formada por cuantos discretos de energía, y que con esto se podían explicar los fenómenos de - fluorescencia y efecto fotoeléctrico.

Se había observado que al hacer incidir radiación sobre ciertos metales, éstos desprendían electrones y se encontró que por muy alta que fuera la intensidad de la radiación, si la frecuencia de la onda incidente era pequeña, no se desprendían y sólo había emisión si la frecuencia de la radiación excedía cierto valor al que se le llamó frecuencia umbral y que es - distinto para cada metal. Estas observaciones se contradecían con la teoría de Maxwell, pues para éste, la intensidad de la radiación esta directamente relacionada con la energía de la onda, y entonces, entre mayor fuese la intensidad más electrones serían emitidos, lo cual no sucedía.

Por otro lado, se observó que mientras la frecuencia de la onda incidente fuera lo suficiente grande, se emitían electrones aunque la intensidad fuese muy baja. Entonces se supuso, correctamente, como se verá adelante, que la energía de una

onda depende de su frecuencia y no de su intensidad. Einstein predijo que la energía de la radiación incidente sobre la placa de metal es igual al producto de la constante Planck (h) - por la frecuencia (ν) de la radiación. Así el efecto fotoeléctrico podía ser explicado, considerando que la luz consistía de partículas discretas de energía $h\nu$ (fotones). Si un fotón de frecuencia ν y energía $h\nu$, inciden sobre una superficie metálica y entrega su energía a un electrón, cierta cantidad de energía es empleada para vencer las fuerzas que lo retienen - al metal y el resto queda a disposición del electrón como energía cinética. Al aumentar la frecuencia aumenta la energía y por lo tanto, la energía cinética; la energía mínima para el desprendimiento del electrón es característica de cada metal, lo que se observa claramente en la siguiente figura:

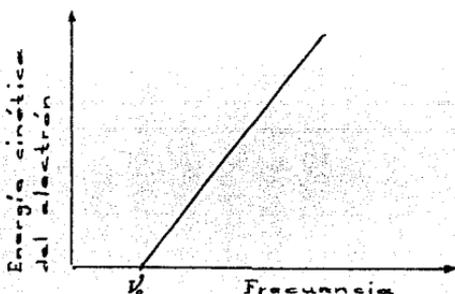


Fig. 3 (9)

Apareció entonces la duda de cuál era la naturaleza de la luz; ciertos fenómenos se explicaban mediante la naturaleza corpuscular de la luz y otros considerando su comportamiento ondulatorio. Mas tarde se concibió que la luz tenía naturaleza dual, es decir, en ciertos casos se comportaba como onda y en otros como partícula.

Por otro lado, también en 1905, Einstein planteó la teoría de la Relatividad con lo que demostró que la mecánica de Newton no tenía validez universal; con ésta, sentó las bases de la otra parte de la Física Moderna que explica los fenómenos

del macrocosmos. Si los cuerpos se mueven con la velocidad de la luz, la mecánica de Newton no puede describir los fenómenos correspondientes. Por lo tanto la teoría newtoniana es un caso particular de la relativista para velocidades muy pequeñas. Se puede decir que la Física Clásica de Newton y Maxwell coinciden con la nueva física cuántica y la relativista para el caso de fenómenos del mesocosmos.

Todo el desarrollo histórico del conocimiento sobre la naturaleza de la luz puede ser encontrado en el texto de Braun (9) tratado de una manera sencilla y amena; se puede complementar, en los textos Whitten (10) the Open University (11) y (12) Se pueden emplear, también la mayoría de textos citados en la bibliografía, pues, en la mayoría esta contenido el tema; lo que nos parece importante es la secuencia que el alumno siga en la revisión de textos; en este caso recomendamos que inicie con el texto de Braun (9) y posteriormente elegir entre los citados en la bibliografía.

4.2. EL ATOMO DE BOHR

En 1913 Niels Bohr publicó su notable trabajo "sobre la constitución de átomos y moléculas", en el cual aplicó las ideas cuánticas a la estructura del átomo de hidrógeno, con lo que explicó el espectro atómico del hidrógeno. Se sabía que la luz blanca podía ser descompuesta al pasar por un prisma en siete colores diferentes, que parecían ser continuos; posteriormente se usó un método similar para estudiar la luz que emiten diversas sustancias al calentarlas. Así pudieron determinar empíricamente las frecuencias de las líneas que aparecían en los espectros de muchas sustancias. Los espectros son característicos de cada sustancia, con esto se descubrió que la luz que emiten las sustancias no está formada por un continuo de colores, sino que solamente están presentes ciertos colores. Para este tiempo ya se conocían los espectros de muchas sustancias. Se creyó que la diferencia entre los espectros tenían algo que ver con la estructura de las partículas. Entonces, cuáles eran los procesos por medio de los cuales las partículas que componen un cuerpo reciben energía (calentamiento) y

lo emiten en forma de luz o de ondas electromagnéticas de frecuencias bien definidas. Al aplicar la física clásica no se podía explicar el que los espectros fueran discretos.

Por otro lado, el modelo atómico relevante de ese tiempo era el propuesto por Ernest Rutherford, realizado en 1911, mediante la dispersión de partículas alfa y beta por la materia, concluyendo que el átomo debería tener una estructura análoga al sistema planetario solar; esto es, formado por un núcleo de carga eléctrica positiva, concentrando la mayoría de su masa y a su alrededor un conjunto de electrones girando.

En 1912, Niels Bohr, al investigar las consecuencias de anterior modelo, encontró que se contradecía, pues la estabilidad del átomo no podía reconciliarse con los fundamentos de la mecánica de Newton y la teoría electromagnética de Maxwell. Si una partícula con carga eléctrica como el electrón se acelera tiene que radiar energía electromagnética ya que se trata de un movimiento que no es uniforme rectilíneo. Dado que las dimensiones de la órbita que recorre el electrón dependen de la energía que tenga, si radia energía la iría perdiendo y entonces el electrón deberá seguir la trayectoria en espiral. Esto tiene dos consecuencias; la primera, según la teoría clásica la radiación emitida debe ser de frecuencia continua, por lo tanto el espectro debería ser continuo; en segundo lugar, la órbita del electrón llegaría a ser tan pequeña que éste chocaría con el núcleo; o sea, el átomo no podría ser estable. Bohr, aplicando la hipótesis de Einstein, postuló que los electrones pueden girar en órbitas estables sin radiar energía como lo requiere la teoría clásica. Es importante resaltar que este postulado tiene un fundamento muy sólido: la estabilidad del átomo y las experiencias científicas anteriores sintetizadas en el modelo de Rutherford. Al pasar de una órbita a otra el electrón cambiará de energía, dependiendo si la órbita final tiene un valor mayor o menor, el electrón absorberá o emitirá energía. Para esto supuso la existencia de un conjunto discreto de órbitas estacionarias. Por otro lado, aplicando el modelo de Einstein, la energía absorbida o emitida por un electrón al cambiar de órbita, la asoció con la absorción o -

emisión de fotones individuales o cuantos de energía; con este segundo postulado se explicó la naturaleza discontinua de los espectros atómicos. Para aplicar la cuantización, Bohr se dió cuenta de que la constante de Planck tenía las mismas dimensiones que otra que se trabaja mucho en mecánica, a saber el momento angular; por esto, se propuso que el momento angular del electrón solamente puede tener valores iguales o múltiplos de la constante de Planck. Finalmente, este tercer postulado, que mas tarde explica De Broglie al introducir la concepción dual de la materia, era indispensable introducirlo (sin fundamento teórico), para poder concretar el modelo. Estos tres postulados son el modelo atómico de Bohr. Todos estos estudios los realizó con el átomo de hidrógeno. Mas tarde al tratar de extender esta teoría a otros átomos aparecieron dificultades importantes, lo que resultó su principal limitante.

Posteriormente Sommerfeld sugirió extender el análisis a órbitas elípticas, partiendo de la cuantización del momento angular; por lo mismo apareció otro número cuántico (uno por cada parámetro de la elipse). El desarrollo de la mecánica cuántica, con base en la cuantización de la energía y del momento angular suele conocerse como la mecánica cuántica clásica y comprendió el período de 1900 a 1926. Como se verá a continuación, la extensión a sistemas de mas partículas (helio en adelante y moléculas) requeriría de otro enfoque del microcosmos diferente a la cuantización del momento angular. Así pues, la principal limitación del modelo de Bohr surge con la concepción dual de la materia, que es uno de los orígenes de la mecánica cuántica moderna.

Para este modelo se recomiendan los textos Babor A, (2), Gray (7), Sonnessa (8), Braun (9), Mahan (13), Dillard (14). En especial el desarrollo matemático es buen repaso de conocimientos de física y matemáticas elementales. Se sugiere para este desarrollo seguir el texto de Gray (7) y Dillard (14).

5. MODELO ATOMICO DE LA MECANICA CUANTICA MODERNA

En noviembre de 1924, Louis de Broglie realizó investigaciones sobre la teoría de los cuanta, influenciado por Einstein, tanto sobre la naturaleza de los cuantos de radiación, así como la teoría de la relatividad especial.

Por este tiempo ya se aceptaba la naturaleza dual de la luz, al consolidarse la existencia de los fotones. Así, De Broglie postuló que al igual que la luz, la materia corpuscular también debería tener este comportamiento dual. Es decir, debería existir un paralelismo entre el movimiento de una partícula y la propagación de la onda a la que está asociado. De Broglie estimó la longitud de onda del frente de las ondas asociadas a las partículas. Partiendo de la ecuación de energía y la frecuencia de un fotón; obtuvo lo siguiente:

$$E = h\nu$$

como
$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

entonces

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

Después dedujo una relación entre el momento de la luz (p), su velocidad y su energía $E = cp$; combinando esto con la ecuación anterior se obtiene

$$p = \frac{h}{\lambda}$$

Que nos da la relación entre el momento del fotón y su longitud de onda. De Broglie sugirió que podía ser utilizada esta ecuación también para calcular la longitud de onda asociada con cualquier partícula, cuyo momento es $p = mv$, planteando la siguiente ecuación:

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

En 1927, C.J. Davisson y L.H. Germer en E.U. y G.P., Thomson en Inglaterra, demostraron que un haz de electrones que se hace incidir sobre un cristal se difractan, confirmando así que los electrones también tienen comportamiento ondulatorio. Según los trabajos de De Broglie, Davisson y Germer entre otros se sabe que los electrones pueden considerarse más como ondas que como partículas pequeñas y compactas que se mueven en órbitas elípticas. Las partículas pequeñas como los electrones, átomos y moléculas, no obedecen a las leyes mecánicas newtonianas, como lo hacen las pelotas de golf o los automóviles, sino que su comportamiento se describe mucho mejor mediante la llamada mecánica cuántica.

En 1925 Werner Heisenberg publicó uno de los principios fundamentales de la mecánica cuántica, el Principio de Incertidumbre. Dicho principio establece que no puede determinarse el camino seguido por los electrones alrededor de los núcleos atómicos; es decir, es imposible determinar simultáneamente y con exactitud el momento cinético (mv) y la posición del electrón. Los electrones son tan pequeños y se mueven con tanta rapidez que su movimiento suele detectarse mediante radiación electromagnética. Los fotones tienen energías parecidas a las asociadas con los electrones y en consecuencia la interacción fotón-electrón alterará profundamente el movimiento del electrón; esto trae como consecuencia que sólo sea posible hacer una aproximación estadística y sólo hablar de la probabilidad de encontrar al electrón en determinadas regiones del espacio. A partir de este planteamiento, Heisenberg desarrolla el modelo de la mecánica cuántica moderna. Sin embargo, este planteamiento resulta de una complejidad mayor que el de Shrodinger, quien al mismo tiempo y partiendo de otras consideraciones llegó a los mismos resultados.

En 1926 Erwin Schrodinger, basándose en la concepción dual de la materia de Broglie, adaptó la ecuación de Hamilton que describía tradicionalmente una onda, imponiendo la longitud de onda, las restricciones sugeridas por De Broglie, obteniendo una ecuación diferencial;

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h} (E - V) = 0$$

que permitió calcular los niveles energéticos del átomo de hidrógeno. Sólo puede ser resuelta con exactitud para el átomo de hidrógeno pues para otros átomos deben hacerse suposiciones y simplificaciones.

El tratamiento mecanocuántico de átomos y moléculas es principalmente matemático, y el punto más importante es que la ecuación de onda de Schrodinger, proporciona un conjunto de números, llamados números cuánticos, que describen a los electrones en los átomos. La solución de dicha ecuación también proporciona datos sobre la forma y orientaciones de las probabilidades estadísticas de la distribución de electrones.

El conjunto de postulados de la mecánica cuántica, no son fácilmente interpretables y didácticamente claros. Hay que entender que se han elaborado para comprender el comportamiento microscópico de los sistemas, con los cuales no tenemos un contacto directo. Además, el alumno no tiene los conocimientos matemáticos necesarios para entender dicho modelo. Sin embargo, se debe tener en mente que su validez ha sido comprobada día con día.

Se sugiere al profesor de la asignatura aclarar al alumno que la comprensión del modelo atómico cuántico moderno sólo puede ser lograda interpretando los postulados y esto debe hacerse siguiendo el desarrollo matemático, lo cual no se encuentra dentro de las posibilidades del curso. Por lo tanto, debe evitarse, hasta donde sea posible, confundir al estudiante planteando el tema matemáticamente. Es mejor realizar un planteamiento descriptivo, sin olvidar aclarar su existencia y validez.

Para este tema se sugiere elaborar una antología con los capítulos correspondientes de los textos de The Open University (12), Drago (15) y primer Seminario de Química Cuántica - (16), ya que no se encuentran en la biblioteca de la Facultad.

Sin embargo, los textos Dillard (14) p.p 219-240, Hujeev (17) p.p 10-27, Levine (18), permiten abordar el tema, aunque sin aclarar lo que antes se planteó como esencial, de una manera sencilla.

6. PROPIEDADES PERIODICAS

Los alumnos de cualquier carrera química, deben tener como objetivo la comprensión de las propiedades de las sustancias; para lograrlo es indispensable tener bases teóricas sobre los modelos atómicos en especial al de la mecánica cuántica moderna. Así pues, conociendo la estructura atómica se puede llegar a entender las propiedades atómicas y con ello los tipos de unión química y las propiedades moleculares de los materiales en general y en cualquier estado de agregación.

Hasta ahora se han abarcado, en éste trabajo, sólo temas sobre estructura atómica (modelos atómicos). Se pretende que el alumno utilice estos como fundamento para el estudio de las propiedades periódicas, que a su vez servirá para el entendimiento de los tipos de unión química. Todo esto dará como resultado la comprensión de las propiedades y comportamiento de la materia en general.

La tabla periódica de los elementos resulta indispensable, ya que es una representación gráfica de las reglas de estructura atómica basadas principalmente en la ley periódica, la cual indica que "las propiedades de los elementos son función periódica de sus números atómicos". La tabla periódica ofrece una enorme utilidad; por ejemplo, para identificar rápidamente a elementos con propiedades semejantes, así como, si un elemento es capaz de reaccionar con otro, en qué proporciones, qué características presentará la reacción, qué compuesto se formará, etc., y en general el comportamiento de los elementos de acuerdo a su posición en la tabla periódica. Muchas propiedades físicas y químicas de los elementos varían periódicamente tales como; la conductividad eléctrica, estructura cristalina, energía de ionización, afinidad electrónica, estados de oxidación posibles, radios atómicos, entre otros.

Se considera que para iniciar éste estudio, el alumno debe cuestionarse sobre si tiene los conocimientos suficientes sobre estructura atómica. Una vez hecho esto es importante e interesante conocer la historia química de la tabla periódica,

por lo cual se incluye a continuación un breve resumen que el alumno debe ampliar. Se recomienda el texto de Agafoshin (19), pues describe en forma asequible la historia del descubrimiento de la ley periódica y su estudio. Debemos aclarar que puede utilizar otros textos, pues, la gran mayoría de los reportados en la bibliografía contienen el tema.

La primera tentativa de clasificación de los elementos la realizó A. Lavoisier a finales del s. XVII. Conocía ya treinta y tres sustancias simples, de los cuales veintidos eran elementos auténticos en el sentido actual de la palabra: los clasificó en gases y fluidos, no metales, metales y tierras. En 1817 I. Dobereiner los ordenó en triadas separadas, en las que se descubrían regularidades matemáticas; la masa atómica del elemento intermedio de cada una de las triadas es igual a la media aritmética de los valores de las masas atómicas de los elementos de los extremos.

En los años de 1864-65 A.R. Newlands publicó una nueva tabla de clasificación; ordenó los 62 elementos conocidos en orden creciente de sus equivalentes y observó que el elemento que seguía en octavo lugar se comportaba como si repitiera las propiedades del elemento precedente ocho lugares en la serie. A esto le llamó la ley de las octavas; la importancia de Newlands radica en que fué el primero que admitió la repetición de las propiedades de los elementos cada ocho lugares.

En el mismo año L. Meyer publicó su tabla periódica. Se basó en la capacidad de combinación de los elementos con el hidrógeno; observó que las diferencias entre las masas atómicas de los distintos elementos contenidos en cada una de las columnas verticales se diferenciaban en números que crecían con regularidad.

Hacia 1869 D.I. Mendeleiev clasificó los elementos en diecinueve series horizontales y seis columnas verticales, observando regularidades matemáticas al variar las masas atómicas en sentido horizontal y vertical, aprovechando esto para hacer audaces predicciones: a) los elementos ordenados según el

valor de su masa atómica manifiestan con claridad propiedades periódicas, b) del mismo modo ordenados determinan el carácter de los elementos, etc. Elaboró una segunda variante de su tabla, ésta contenía ocho grupos de elementos, donde el número del grupo indica la valencia, y seis columnas verticales. Cada período empezaba con un metal alcalino y terminaba con un halógeno.

En 1871 Mendeleiev formuló la ley que había descubierto: "las propiedades de los cuerpos simples, así como la forma y propiedades de los compuestos de los elementos se encuentran en una relación periódica con respecto a la magnitud de los pesos atómicos de los elementos. Esta agrupación de los elementos en función de sus pesos atómicos fué modificada posteriormente, ordenando los elementos en función de su número atómico.

Para abordar el desarrollo histórico de la tabla periódica se recomiendan los textos de Babor (2), Cotton (20), así como el material audiovisual con que cuenta la Facultad, sobre propiedades químicas, para resaltar el comportamiento químico de los elementos.

A continuación se hará un breve resumen de algunas propiedades periódicas que deben ser estudiadas por el alumno, tales como energía de ionización, afinidad electrónica, radios atómicos, electronegatividad. Para el Desarrollo de este tema se puede usar gran variedad de textos de química tales como Dillard (14), Brescia (21), O'Connor (22), Rosemberg (23), La fite (24), Demitras (25), Duffy (26). Sin embargo, como mejor elección proponemos el texto Huheey (17) como básico, siendo complementado por otros textos como Sonnessa (8), Mahan (13), Drago (15). Aunque el Huheey es un libro con un tratamiento formal del modelo cuántico, en cuanto a las propiedades periódicas resulta comprensible para los alumnos, además de que es muy integrador y conciso; la ventaja fundamental es que explica claramente los conceptos de carga nuclear efectiva y efecto pantalla, a partir de los cuales resulta muy lógica la explicación de las propiedades periódicas.

6.1 EFECTO PANTALLA.

Es necesario que este concepto quede claro para el alumno, pues como ya se dijo, es de gran utilidad para comprender las propiedades periódicas de los elementos.

Se sabe que la energía de un electrón depende del número atómico y del número cuántico principal (n). Como el número atómico (carga nuclear) aumenta más rápidamente que n , se esperaría que la energía para eliminar un electrón aumentara a medida que se incrementara el número atómico, lo cual no sucede. Esto puede explicarse más fácilmente si comparamos la energía de ionización del hidrógeno $1,312 \text{ kJmol}^{-1}$ y del litio 520 kJmol^{-1} . La energía de ionización del litio es menor a pesar de ser mayor su número atómico. Esto sucede debido a que la distancia del electrón $2s$ del litio es mayor que la del electrón $1s$ del hidrógeno; sin embargo, aún así la diferencia es muy marcada porque el electrón $2s'$ en el litio es repelido por la capa interna de los elementos $1s^2$, lo cual provoca que se necesite mucho menor energía para ser eliminado. A esta "protección" que dan los electrones de la capa interna suele denominarse "efecto pantalla", es decir, el electrón de valencia es afectado por parte de la carga nuclear total.

6.2 RADIOS ATOMICOS.

El radio atómico es una medida de la variación del tamaño de los átomos de los elementos, sin embargo éste es un parámetro bastante incierto, ya que el átomo no tiene sus límites bien definidos de acuerdo al modelo cuántico, donde la posible localización de los electrones es una función probabilística. Además, el tamaño de un átomo depende de su medio ambiente inmediato; es decir, de su interacción con los átomos vecinos, por lo que pueden existir diferentes radios atómicos: metálico, iónico, covalente, "radio orbital". No obstante, una medida aceptable del radio atómico es medir la distancia de máximo acercamiento entre los núcleos de dos átomos gaseosos, y de esta manera conocer la tendencia de los tamaños atómicos en la tabla periódica.

El radio más probable tiende a aumentar al incrementarse el número cuántico principal (n), contraponiéndose a tal tendencia el aumento de la carga nuclear efectiva; los átomos de una determinada familia tienden a aumentar en tamaño de un período al siguiente, dado que el efecto pantalla aumenta muy lentamente de un período a otro. En un período el número cuántico principal no cambia y la carga nuclear efectiva aumenta muy constantemente; puesto que los electrones adicionados a la capa de valencia se apantallan entre sí en forma muy poco eficaz, existe una contracción continua con el incremento del número atómico hasta que se presenta el aumento de n .

El alumno debe profundizar sobre radios atómicos, considerando las interacciones atómicas, pues con esto variarán las distancias interatómicas que son determinantes en la energía de interacción. Deben considerar el estudio de radios de Van Der Waals, iónicos, covalentes, etc., que pueden ser revisados en el texto básico recomendado y en el Mahan (13) y Drago (15). Este tema permite a su vez que el alumno revise los distintos tipos de fuerzas interatómicas y moleculares.

6.3. POTENCIAL DE IONIZACION.

La energía de ionización se puede definir como la energía mínima necesaria para sacar un electrón de la capa más externa de un átomo en fase gaseosa; por lo mismo será de signo positivo. El potencial de ionización será la energía que posee el electrón de acuerdo a su "posición", o sea asociado al orbital atómico correspondiente; así pues, de acuerdo a la convención de la física, será negativo ya que se necesita dar energía al sistema para llevarlo al estado de referencia de potencial cero, que en este caso corresponde al punto donde el electrón deja de sentir la interacción del núcleo.

También pueden ser separados más de un electrón, por lo que existen la primera, segunda, tercera, etc., energías de ionización.

La energía de ionización varía en la tabla periódica, prin

principalmente en los elementos representativos, de una manera simple: en una familia dada, el aumento de "n" reduce la energía de ionización debido a los efectos combinados del tamaño y del efecto pantalla; en un determinado período la energía de ionización aumenta a medida que se incrementa el número atómico, esto se debe al aumento de la carga nuclear efectiva. Existen dos factores que impiden que este aumento sea regular: a) el cambio de orbital que se presenta cuando se pasa del grupo IIA (orbital s) al IIIA (orbital p), b) la energía de intercambio entre los electrones del mismo spin, lo que maximiza el número de electrones no apareados. Lo anterior explica por ejemplo, el comportamiento anormal del Cu y el Cr y dificulta la eliminación del electrón, por lo que es necesaria una mayor energía.

6.4. AFINIDAD ELECTRONICA.

La afinidad electrónica se puede definir como la energía liberada cuando un electrón se adiciona a la capa de valencia de un átomo, o también como la cantidad de energía que se requiere para separar un electrón de un ión gaseoso negativo. O sea, es una medida de la afinidad o atracción que tiene el átomo por un electrón adicional.

Es importante aclararle al alumno las dos convenciones de signos: la termodinámica, en la cual si se desprende energía en el proceso es negativa y si la absorbe positiva; y la cuántica donde sucede lo contrario. Por lo mismo, hay que resaltar que en esta propiedad periódica pueden existir las dos tendencias de signo (sea cual sea la convención), lo que no ocurre en las otras.

La variación de la afinidad electrónica no es tan regular como la energía de ionización debido a muy complicados factores. A lo largo de un período dado, en general tiende a ir en aumento debido a que la carga nuclear efectiva también se incrementa y se ejerce mayor fuerza de atracción por los electrones de valencia. Descendiendo en un grupo se observa una tendencia a disminuir, lo que se debe al apantallamiento de

la fuerza atractiva de la carga nuclear sobre los electrones externos.

Se observa un patrón similar al de la energía de ionización. Sin embargo, existen notables excepciones; el Flúor tiene menor afinidad electrónica que el Cloro, como consecuencia de su tamaño tan pequeño. Así pues, en el período litio-fluor, aún cuando existe una tendencia inicial a aceptar electrones, se saturan rápidamente debido a su tamaño y al incremento en la repulsión electrón-electrón.

6.5. ELECTRONEGATIVIDAD.

La definición que dió Pauling es hasta ahora la más aceptada; indica que la electronegatividad es la capacidad de un átomo en una unión química para atraer electrones. Por lo tanto, se considera que la electronegatividad no es una propiedad de un átomo aislado, sino una propiedad de un átomo en una molécula bajo la influencia de los átomos que lo rodean.

Por lo mismo, se le puede considerar una propiedad límite o frontera entre propiedad periódica de átomo aislado y aquellas propiedades fisicoquímicas que se manifiestan en la unión química. Así pues, esta propiedad resulta ser la primera conexión química del curso, ya que, salvo la introducción histórica a tabla periódica, los temas anteriores caen más en el campo de la física que de la química. Ante esta situación, se sugiere hacer esto muy explícito con el propósito de aclararle al alumno el por qué de la teoría física anterior. O sea, los antecedentes para . O sea los antecedentes para que, a través de la electronegatividad como puente acceder a la esencia de la Química Cuántica como fisicoquímica: la explicación de la unión química para explicar y predecir el comportamiento químico de las moléculas.

Dos factores determinan el poder de atracción que ejercen los átomos sobre los electrones y son; la carga del átomo y la hibridación del mismo.

La escala de electronegatividades es arbitraria, pero puede emplearse para predecir tipos de enlaces con un grado de certeza razonable. En la tabla periódica se observa una tendencia a aumentar de izquierda a derecha a lo largo de un período y de la parte inferior a la superior en los grupos o familias. Los elementos cuya diferencia de electronegatividades sea elevada tenderán a reaccionar entre sí y originar compuestos con enlace iónico; los elementos con electronegatividades parecidas tienden a formar enlaces covalentes.

Lo anterior no debe ser considerado por el alumno como una regla, sino profundizar en el estudio de esta propiedad, pues es determinante en la distribución de la carga en las moléculas. Esto está relacionado con temas como reacciones ácido-base, momentos dipolares, química de la coordinación, etc. Para realizar un buen estudio de esta propiedad se considera suficiente el texto sugerido Huheey (17). Es importante repasar otras escalas como la de Mulliken.

No se ha reportado gráficas ni tablas para cada propiedad periódica por que consideramos que el alumno puede recurrir a la bibliografía donde fácilmente las encontrará.

7. INTRODUCCION AL ENLACE QUIMICO.

Se denominan enlaces químicos a las fuerzas que mantienen unidos a los átomos dentro de los compuestos, los cuales se mencionan mas adelante y en mejor lugar. La existencia de isómeros estructurales, indica el hecho de que las propiedades de un compuesto son dictadas no sólo por su composición, sino por la manera como se enlazan sus átomos, por lo tanto es necesario que el alumno comprenda el enlace químico si se quiere entender las propiedades químicas y físicas de los compuestos.

Antes de empezar el estudio de los diferentes tipos de enlace químico (enlace de Van der Waals, puente de hidrógeno, covalente, coordinado, iónico, metálico, etc.), el alumno se debe percatar que ha adquirido las suficientes bases; o sea, conocimientos sobre estructura atómica y propiedades periódicas principalmente, pues, sólo de esta manera entenderá el enlace químico y posteriormente relacionarlo con las propiedades de las moléculas y compuestos en general.

El tema de enlace químico es muy amplio y debido a la brevedad del curso, es imposible tratarlo con profundidad; sin embargo, se debe abordar abarcando todos los tipos de unión y principales aspectos que los caracterizan, incluyendo los parámetros de estructura molecular (energías de enlace, longitud de enlace, ángulos de enlace) que son importantes para entender hechos experimentales. Sugerimos que se inicie el estudio entendiendo el concepto moderno de valencia.

El tema de enlace químico puede ser consultado en la mayoría de textos de química general, algunos de ellos reportados en la bibliografía (14, 20, 21, 22, 23, 24, 25, 26, 30); la mayoría tiene un tratamiento y desarrollo similar; sin embargo recomendamos como textos básicos y complementarios entre sí: Sonnessa (8), Witten (10), Mahan (13), Ruheey (17) Cartmell (29); en particular estos dos últimos si se desea profundizar. Para el caso de Teoría de Orbital Molecular, recomendamos el texto de Drago (28).

Es de fundamental importancia resaltar las características de un modelo científico como aproximación a la realidad, ya que el alumno suele confundir modelo con realidad. Para esto, que es parte del contenido del Laboratorio de Ciencia Básica I, se recomienda el Achistein (27).

A continuación se hace un breve resumen de los principales tipos de enlace y aspectos fundamentales que conciernen a cada uno. Iniciamos con dos tipos de enlaces que suceden principalmente entre moléculas, como lo son las fuerzas de Van der Waals y el puente de hidrógeno.

7.1. FUERZAS DE VAN DER WAALS.

Todos los átomos y las moléculas contienen electrones en movimiento y éstos originan fuerzas. Así, las moléculas y los átomos son neutros en el sentido de que los electrones negativamente cargados se equilibran por la carga positiva del núcleo. Esto no significa que no exista una interacción eléctrica entre las moléculas.

Las fuerzas de Van der Waals, son debidas a la atracción electrostática entre moléculas de sustancias en estado gaseoso. En algunos casos es sencillo deducir de donde proceden estas fuerzas. Con las moléculas polares, el extremo positivo de una molécula puede atraer el extremo negativo de la otra molécula a distancias cortas. Sin embargo, no es tan sencillo explicar el por qué de las fuerzas de atracción entre moléculas polares. Se puede hacer si se consideran dos átomos de neón que se encuentran cercanos uno de otro; si se supone que en un instante determinado la distribución electrónica no es simétrica, con una ligera preponderancia de la densidad de carga electrónica en un lado, el átomo tendría un extremo ligeramente negativo respecto al otro y de esta manera se manifestaría la atracción.

7.2. ENLACE DE HIDROGENO.

Existen muchos compuestos en los que el átomo de hidrógeno coincide simultáneamente entre dos átomos y actúa como puente

entre ellos. En estas condiciones el átomo de hidrógeno puede participar en dos enlaces; uno de tipo covalente y otro que se conoce como enlace de hidrógeno o puente de hidrógeno. Este último se forma principalmente con átomos de gran electro-negatividad, como el flúor, oxígeno, nitrógeno.

A partir de la formación de enlaces de hidrógeno se pueden explicar algunas propiedades anómalas que se observan en muchos compuestos; disminución de la densidad del agua que ocurre cuando ésta se congela, puntos de fusión y ebullición relativamente altos del HF, H₂O y NH₃, etc.

7.3. ENLACE IONICO.

Para la explicación del enlace químico es común utilizar dos tipos de enlaces diferentes: el iónico y el covalente. Hay pocas situaciones en las cuales se encuentra cualquiera de éstos extremos, pero el valor verdadero de éstos dos modelos está en que la mayoría de enlaces químicos tiene propiedades que son intermedias aunque próximas a uno u otro. Por tanto, ayudarán para obtener explicaciones de la mayoría de fenómenos de enlazamiento.

El enlace iónico o electrovalente se forma por la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro. Los enlaces iónicos se forman con mayor facilidad cuando reaccionan elementos de energías de ionización pequeñas (metales) con elementos de elevada electronegatividad y afinidad electrónica (no metales). Para que se forme dicho enlace unos átomos deben estar en condiciones de perder uno o dos electrones, máximo tres, y los otros ser capaces de ganar uno o dos electrones, máximo tres, sin que exista gran intercambio de energía.

Este tipo de enlace confiere determinadas propiedades a los compuestos así formados: los compuestos iónicos tienen muy bajas conductividades eléctricas en su estado sólido y altas conductividades eléctricas al fundirse; también tienden a mostrar altos puntos de fusión y ebullición debido a que éste

tipo de enlace es muy fuerte; en su forma sólida son muy duros y a la vez muy frágiles, etc.

Como es claro, el alumno no debe conformarse con abarcar sólo ésto, sino ampliar su estudio y relacionar el tipo de enlace con los intercambios de energía que involucran. Para lograr un buen desarrollo del tema se sugiere que inicie su estudio revisando un texto que contenga el tema tratado de una manera simple para familiarizarse con todos los conceptos de manera general y posteriormente profundizar. Recomendamos la siguiente secuencia; primero revisar el texto Sonnese (8), - Whitten (10) o Mahan (13) y posteriormente complementar con Huheey (17).

7.4. ENLACE COVALENTE.

En el estudio de este tipo de enlace se involucran una serie de modelos que tratan de explicarlo, que van desde algunos simples, tales como la teoría de Levis, hasta otros más complejos como la Teoría de Orbital Molecular; es necesario, conocer todos los modelos porque, aunque unos son más precisos que otros, en algunos casos resulta más cómodo usar los más sencillos para representar estos enlaces, según sea el caso. Todos los modelos tienen limitaciones, sin embargo se consideran los más acertados al modelo de Unión Valencia y de Orbital Molecular.

Para lograr un mejor entendimiento de estos últimos modelos, primero es necesario cerciorarse del manejo de conceptos fundamentales como los parámetros cuánticos (sobre todo el concepto orbital atómico) y de las propiedades periódicas. Para abordar dicho estudio se recomienda la misma secuencia bibliográfica propuesta para el enlace iónico y para el caso de Teoría de Orbital Molecular en especial el Texto de Drago (28).

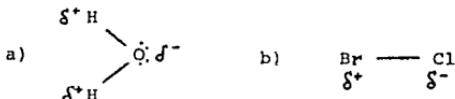
En los párrafos siguientes se hace un breve resumen de los puntos que deben ser revisados con respecto al enlace covalente.

Los compuestos no iónicos se forman cuando los átomos que

participan en la formación del enlace comparten electrones de las capas de valencia. Este enlace resulta cuando los electrones los comparten equitativamente ambos átomos, sin que pertenezcan de manera exclusiva a ninguno de ellos. En este tipo de enlace ambos participantes tienen similar energía de ionización y afinidad electrónica y en muchos casos idénticas propiedades periódicas.

Un enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones, es decir, pueden abarcar un par de electrones (enlace covalente sencillo), dos pares (enlace doble) y tres pares (enlace triple).

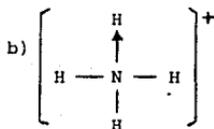
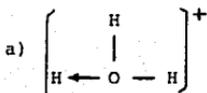
El enlace covalente puro se forma cuando en la unión de dos átomos cada uno de ellos proporciona un electrón. Este tipo de enlace es característico de la unión de dos átomos del mismo elemento ya que no existe diferencia en sus propiedades periódicas. Los enlaces covalentes pueden ser no polares y polares; los enlaces no polares (covalente puro), como los de la molécula de hidrógeno, el par electrónico es compartido igualmente por los dos núcleos de la molécula. Los enlaces covalentes polares son aquellos en los que los pares electrónicos no están igualmente compartidos, debido a que existe cierta diferencia de electronegatividad, sin llegar a ser tan grande como para formar un enlace iónico; como consecuencia de esto, en la molécula se constituyen dos polos, uno con carga parcial negativa en la vecindad del núcleo del elemento más electronegativo y otro con carga parcial positiva en la zona del elemento menos electronegativo. Son ejemplos típicos las moléculas de agua y cloruro de bromo:



7.5. ENLACE COVALENTE COORDINADO.

En el enlace covalente coordinado sólo uno de los átomos

proporciona los dos electrones y los comparte con el otro. Generalmente el elemento donador del par conserva un electrón que no comparte con ningún átomo en su capa exterior; el oxígeno y el nitrógeno forman fácilmente este tipo de unión. Ejemplos son el ión hidronio y el ión amonio (la flechita representa el enlace coordinado y la recta el covalente);



Este tipo de enlace es muy importante para poder abordarse en su momento el tema compuestos de coordinación. Se recomienda repasar los diferentes conceptos de ácido y base (Arrhenus, Lewis y Bronsted) a partir de las propiedades del donador y del aceptor. Finalmente hay que dar algunos ejemplos relacionados con procesos biológicos como son: clorofila, hemoglobina, EDTA, etc.

7.6 MODELO DE LEWIS.

Esta regla establece que en la formación del enlace químico los átomos tienden a tener en su capa más exterior o de valencia ocho electrones, lo que implica mayor estabilidad (la de los gases raros). Esta regla se aplica, con algunas excepciones a los dos primeros períodos de ocho miembros de la tabla periódica; en los siguientes niveles cuánticos pueden tener más de ocho electrones y en estos casos dejaría de funcionar. Esta regla es muy simple, pues no indica nada sobre la geometría de las moléculas, sin embargo, es muy útil para la escritura de fórmulas y de hecho se sigue aplicando con bastante frecuencia. Para este modelo de enlace recomendamos el texto de Cartmell (29).

7.7. ENLACE METALICO.

Existen dos características importantes de los átomos que forman enlace metálico: sus bajas energías de ionización y que el número de sus electrones de valencia es menor al número de orbitales de valencia. El hecho de que los átomos de elementos metálicos tienen pocos electrones de valencia significa que cuando ellos están en fase condensada, cada átomo puede compartir los electrones de muchos átomos vecinos que estén cercanos; de esta manera es energéticamente favorable y no se viola el principio de exclusión de Pauli. El carácter distintivo de los cristales metálicos es que el número de coordinación de los átomos es alto; ocho en la red cristalina cúbica y doce en las estructuras hexagonales. Por ejemplo, considerando el empaquetamiento aluminio que tiene una red cristalina cúbica de empaquetamiento compacto podemos suponer que cada átomo comparte sus tres electrones con cada uno de sus doce vecinos más cercanos; entonces un átomo recibe $3/12$ de "electrón" de cada uno de sus vecinos o en total de todos sus vecinos recibe tres electrones.

Para un mejor entendimiento de este tipo de enlace es necesario que se le dé un enfoque desde el punto de vista de las teorías de unión de valencia y orbital molecular, por lo que sugerimos revisar Sonnessa (8), Mahan (13) y para profundizar Huheey (17). La introducción al estudio de este enlace se sugiere se haga en Whitten (10), pues aborda el tema de una manera sencilla usando términos que están dentro de las posibilidades del alumno.

8. TEORIA DE UNION VALENCIA.

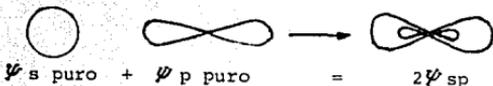
El método de Teoría Unión Valencia fué desarrollado por Heitler y London en 1927 con una posterior modificación por Pauling y Slater con el fin de tomar en cuenta la orientación direccional del enlace en el espacio, y por tanto la imagen del aspecto geométrico de la molécula.

Para introducirnos a esta teoría partiremos del ejemplo más simple, la formación de la molécula de hidrógeno (H_2). Para que se forme la molécula de hidrógeno se parte de los dos átomos de hidrógeno en estado basal, es decir su núcleo con un electrón en el orbital atómico $1s$. Cuando se unen los átomos, las fuerzas coulombicas operan reduciéndose la energía del sistema, es decir, existe una tendencia hacia un sistema más estable de más baja energía. Ambos núcleos comparten ambos electrones, y como condición necesaria los espines deben ser opuestos para formar el enlace. Esto lleva a una mayor densidad electrónica entre los dos núcleos, lo que se modela "superponiendo" los orbitales atómicos de los átomos que interactúan (el entrecorillado de "superponiendo" hace referencia a lo aclarado sobre los modelos como representación-aproximación de la realidad). Mientras mayor sea la superposición de los orbitales que participan, más fuerte es el enlace. De esta manera podemos deducir que la valencia de un elemento la determinan los electrones no apareados que contiene. Sin embargo, no resulta ser tan simple la manera como se superponen los orbitales, pues existen muchos compuestos que con base en lo anterior no se puede explicar su geometría molecular. Por lo mismo se hace necesario para el alumno entender el concepto de hibridación y sus implicaciones, pues resulta de lo más importante en esta teoría.

8.1. HIBRIDACION.

La hibridación resulta de la combinación matemática de orbitales atómicos "puros" en la resolución de la ecuación de Schrodinger para obtener los llamados orbitales híbridos. Esquemáticamente, recordando que las representaciones gráficas

no son orbitales y tomando como ejemplo un orbital s y uno p se tendría:



Resulta que al representar gráficamente, sobre todo el cuadrado de la función, "los orbitales híbridos" reproducen la configuración espacial de muchas moléculas que no se explicaban con el modelo de unión valencia sin hibridación.

Es importante que quede claro para el alumno:

1) Los orbitales híbridos son funciones de onda que resultan de la resolución de la ecuación de Schrodinger, al suponer la combinación matemática de orbitales atómicos.

2) Sólo podrán combinarse orbitales atómicos de similar energía.

3) La combinación de "n" orbitales atómicos produce "n" orbitales híbridos.

4) La explicación de la química orgánica no se puede dar sin introducir el concepto de hibridación.

Entonces el alumno debe estudiar los tipos de orbitales híbridos y la geometría que implican, así como también la formación de enlaces y . Para este modelo recomendamos, además de los textos sugeridos al principio, el texto de Cartmel (29) debido a que es más específico.

9. TEORIA DE ORBITAL MOLECULAR.

Hund y Mulliken desarrollaron otra teoría para tratar de explicar la formación del enlace químico, a la cual llamaron teoría de orbital molecular. Se puede tomar como una teoría alternativa de la teoría de unión valencia, pues se considera que las dos son válidas y al irse afinando se llega a los mismos resultados.

En principio, en el caso de la teoría de unión valencia cada átomo que forma el enlace conserva su propia identidad, sólo los electrones involucrados pierden su identidad y se desplazan en orbitales atómicos externos o en híbridos de ambos átomos enlazados.

En la teoría de orbital molecular, se parte de los núcleos de los átomos enlazados exentos de todos sus electrones y en su distancia internuclear de equilibrio; a partir de la estructura geométrica, y a partir de la ecuación de Schroedinger, se busca la función de onda ψ , llamada "orbital molecular", que mejor represente a los electrones en dicho campo nuclear. La manera más sencilla es buscar dichos orbitales moleculares resulta de la combinación lineal de los orbitales atómicos de los átomos que participan en el enlace. La estructura así formada posee orbitales moleculares cuantizados. De acuerdo con esta teoría los orbitales de los átomos enlazados pierden su identidad individual.

El problema consiste en deducir los orbitales moleculares en los que se pueden colocar todos los electrones de la molécula. Como en el caso de los electrones en los átomos, los electrones de las moléculas llenan primeramente el orbital más bajo o de menor energía. Los orbitales s, p y d de los átomos aislados que corresponden al número cuántico angular l de 0, 1 y 2 respectivamente, se sustituyen por los orbitales moleculares σ , π , δ .

Se supone que el orbital molecular (Ψ) se obtiene de la suma de los orbitales atómicos (ψ) de los átomos que consti

tuyen la molécula. Tomando como ejemplo la molécula de hidrógeno $H_A - H_B$, utilizando el método de combinación lineal de orbitales atómicos, puede haber dos combinaciones de los orbitales atómicos:

$$\psi_I = a \varphi_{1sA} + b \varphi_{1sB} \quad (1)$$

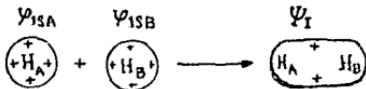
$$\psi_{II} = a \varphi_{1sA} - b \varphi_{1sB} \quad (2)$$

puesto que los átomos de hidrógeno son equivalentes $a = b$, entonces se puede sustituir a y b por una constante N y escribir:

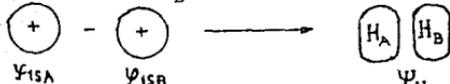
$$\psi_I = N (\varphi_{1sA} + \varphi_{1sB}) \quad (1)$$

$$\psi_{II} = N (\varphi_{1sA} - \varphi_{1sB}) \quad (2)$$

en (1) la suma de los orbitales atómicos produce un orbital atómico elíptico, debido a que el proceso de adición equivale a acercar los átomos y a la distancia de enlace los orbitales se traslapan para producir ψ_I ;



en (2) se puede representar el signo menos como un cambio de signo de la esfera H_B como se muestra en la siguiente figura:



con la combinación φ_{1sA} más $-\varphi_{1sB}$ el orbital molecular no

une; se dice que el orbital molecular es de antiunión.

Considerando cuál sería la densidad electrónica para ψ_I y ψ_{II} . Si ψ^2 está relacionado con la densidad electrónica entonces obtenemos:

$$\psi_I^2 = (a \varphi_A + b \varphi_B)^2 = (a^2 \varphi_A^2 + 2ab \varphi_A \varphi_B + b^2 \varphi_B^2) \quad (1)$$

$$\psi_{II}^2 = (a \varphi_A - b \varphi_B)^2 = (a^2 \varphi_A^2 - 2ab \varphi_A \varphi_B + b^2 \varphi_B^2) \quad (2)$$

la cantidad $2ab \varphi_A \varphi_B$ en (1) representa un incremento de la densidad electrónica entre los dos núcleos, y la atracción que ejercen ambos sobre ésta densidad electrónica genera la unión

de los átomos en la molécula.

En (2) - $2ab\psi_A\psi_B$ indica que la densidad electrónica entre H_A y H_B disminuye, es decir es menor a la que se encontraría si los hidrógenos no tuvieran interacción; por lo tanto, la densidad electrónica está siendo repelida hacia afuera y la interacción en este orbital molecular es de antiunión. La formación de orbitales de unión y antiunión también puede ser explicado en términos de energía.

Dada la complejidad de este modelo y el que no se pueda representar de manera sencilla para moléculas de más de dos átomos, es importante que lo dicho anteriormente le quede muy claro al alumno. Sobre todo, al desarrollar los ejemplos con moléculas diatómicas homo y heteronucleares, en los cuales no es posible apreciar esta pérdida de identidad de los electrones con respecto a su núcleo original. Para ejemplificar lo anterior se recomienda el texto de Drago (28), donde al final se explica el modelo con moléculas triatómicas. También resulta provechoso desarrollar el modelo con los enlaces para el benceno basados en la aproximación de Huckel al método de orbital molecular.

Se debe tener cuidado en no tratar de elegir entre la teoría de unión valencia y la de orbital molecular, pues ambas han demostrado ser apropiadas para explicar las propiedades de las moléculas; es mejor conocer ambas teorías y aprovechar algunas ventajas que tiene una sobre otra para obtener mejores resultados en la explicación del comportamiento molecular.

Todo lo descrito con anterioridad sobre el enlace químico, debe servir al alumno como una ligera introducción para su estudio. Por lo mismo se sugiere se profundice sobre este tema en sus futuros cursos pues resulta importante para el entendimiento de enlaces que se forman en compuestos orgánicos e inorgánicos, pues van a ser determinantes en su comportamiento. Además, con una clara comprensión del enlace químico aumentarán las posibilidades de entender reacciones químicas que se estudiarán en asignaturas posteriores.

Como una aplicación de los tres modelos de enlace considerados en el curso, es importante revisar brevemente dos tipos de compuestos: metales y complejos. Se considera que si esto no se dá, al alumno le parecerá demasiado "teórico" y estrecho el desarrollo de esta parte del programa. Quizá no debe buscarse ser exhaustivo en el tratamiento del enlace metálico y el de coordinación (lo que más bien debe plantearse de acuerdo al programa vigente en las químicas analíticas y en la futura revisión con la inclusión de cursos de química inorgánica) sino aterrizar en lo concreto y en algo nuevo que le permita al alumno aplicar sus conocimientos. Es más, esta revisión o aplicación puede darse al ir desarrollando cada modelo. En especial con unión valencia introducir complejos y metales y con orbital molecular profundizar un poco más en la teoría de bandas para metales. Todo esto a nivel de un texto como Sonnessa (8).

IONES COMPLEJOS.

El estudio de los iones complejos o también llamados compuestos de coordinación es muy amplio y representa además una de las áreas más prolíficas de la investigación química. Son compuestos muy importantes porque: a) los complejos son unidades estructurales en muchos compuestos cristalinos; b) suelen ser las especies más importantes en solución acuosa; c) suelen ser intermediarios en mecanismos de reacción d) son muy reconocidos como agentes que sirven en las funciones vitales durante los procesos fisiológicos de crecimiento de plantas y animales, por ejemplo la clorofila, hemoglobina, Vit. B-12, etc.

En la asignatura de química para Q.F.B., normalmente se brinda muy poco tiempo al estudio de estos compuestos debido a la brevedad del curso; por lo que se debe aprovechar al máximo para que el alumno adquiera los conocimientos básicos. Consideramos que para entender el tema debe aplicar todos los conocimientos adquiridos hasta esta altura del curso, principalmente periodicidad y modelos de unión química. Por lo mismo se sugiere sea el tema de una futura química inorgánica en la carrera de Q.F.B. Sin pretender ser exhaustivos se darán los elementos entrales para abordar este tema.

Los aspectos que el alumno debe revisar para el estudio de los compuestos de coordinación son:

- a) Definición
- b) Nomenclatura
- c) Estructura
- d) Temas de enlace
- e) Propiedades (magnéticas y ópticas).

Este tema está incluido en la mayoría de textos de química con un nivel académico similar; la información varía, tal vez, sólo en la manera de exponerlo, por lo que se sugieren los siguientes textos que pueden usarse como complementarios, además de que contienen la información suficiente para el estudiante

de este nivel. Los textos son; Gray (5), Whitten (10) Carmell (29), Sienko (30), Basolo (31). En particular recomendamos el texto de Cartmell (29), pues consideramos que está muy completo.

A continuación se hará un breve resumen de los aspectos que el alumno debe abordar en el estudio de iones complejos en su curso de química general.

Un ión complejo puede definirse como una entidad cargada formada por "piezas" que tienen existencia separada en una solución. Por ejemplo la unidad $\text{Fe}(\text{CN})_6^{4-}$ muy estable, se puede considerar formada por Fe^{2+} y CN^- , ambas especies son comunes en solución acuosa. Todo ión positivo podemos imaginarlo como un ácido de Lewis potencial, capaz de coordinarse con bases para formar complejos. Los iones de los elementos de transición son los que forman mayor número de complejos.

Un complejo está formado por átomos con un centro positivo unido a un número determinado de moléculas o aniones llamados ligandos. El átomo ligado directamente al ión central se llama átomo dador. El número de átomos dadores se llama número de coordinación del átomo central. El átomo central está rodeado por una primera capa de átomos o moléculas fuertemente unidos (primera capa de coordinación) y una segunda capa débilmente unida (segunda capa de coordinación).

Nomenclatura.

La nomenclatura puede ser revisada en cualquiera de los textos sugeridos; para lo cual el alumno debe realizar el suficiente número de ejercicios si desea dominar el tema.

Estructura.

La geometría más común para los iones complejos es la octaédrica; donde el átomo metálico se encuentra en el centro de un octaedro y los ligandos se encuentran localizados en los vértices. Los complejos octaédricos se presentan a todo lo largo de la tabla periódica, sin embargo, es entre los elementos

de transición de transición donde se encuentran mayor diversidad de complejos octaédricos.

El número de coordinación para los complejos octaédricos es de 6, pero además existen muchos complejos donde el número de coordinación es 4, para los cuales son posibles dos arreglos geométricos; tetraedro o cuadrado planar. Los complejos donde el número de coordinación es 2 tienen geometría lineal. Puede haber también complejos con número de coordinación de 5, 7, 8 y 9 ó más, pero son compuestos muy raros.

Enlace en los Complejos.

El enlace en los compuestos de coordinación puede ser descrito con ayuda de tres modelos principalmente: a) Teoría de Enlace Valencia; b) Teoría de Orbital Molecular (teoría del campo cristalino y teoría del campo ligando); c) Enlace Iónico. Sin embargo, los dos primeros muestran ser más descriptivos y aportan mayor información sobre su estructura y propiedades.

La teoría de enlace valencia explica las propiedades estructurales y magnéticas pero no los colores de los complejos; la ventaja que presenta es de ser muy sencillo y emplear la visión clásica del enlace químico.

La descripción mediante orbitales moleculares explica todas las propiedades, por lo que tal vez sea el más adecuado. Sin embargo, la desventaja radica en su dificultad. Para lograr entender esto se requiere conocer la forma en que se comportan los electrones bajo la influencia atractiva de diversos centros como los que tiene un complejo. Existen dos modelos basados en esta teoría y son: a) teoría del campo cristalino, b) teoría del campo ligando.

La teoría del campo cristalino supone que los enlaces entre los ligandos y el ión central son completamente iónicos, lo cual, se sabe, es falso ya que poseen tanto carácter iónico como covalente. La teoría de campo ligando atribuye a dichos enlaces un carácter en parte iónico y en parte covalente,

por lo que se considera el modelo más completo.

Propiedades.

Las propiedades magnéticas y ópticas de los complejos son las más estudiadas. Se recomienda el texto de Whitten (10) para esta parte.

La mayoría de los iones complejos de los metales de transición presentan en el agua colores característicos. Arrhenius atribuyó el color al ión metálico; actualmente se cree que en la determinación del color interviene el ligando combinado con el ión metálico. Los iones con capas d parcialmente llenas generalmente tienen colores pálidos, mientras que los iones con número de oxidación elevado pueden estar intensamente coloreados.

Por otro lado, muchos complejos de los metales de transición son paramagnéticos; esto es característico de especies que tienen electrones desapareados. Los cambios en estructura o ligandos producen cambios en el paramagnetismo.

Cada uno de los aspectos mencionados sobre el tema de compuestos de coordinación deben ser ampliados por el alumno, pues de ello dependerá el grado de comprensión del tema. Es importante que el alumno adquiera estos conocimientos, pues el Q.F.B. continuamente se relaciona con estos compuestos en el estudio de procesos fisiológicos.

Si como se plantea, en un curso de química inorgánica a nivel de un segundo semestre se aborda, entre otros, el tema de compuestos de coordinación, la introducción a las químicas analíticas estaría completa; así pues, la química analítica solo tendría que comenzar con el comportamiento de estos compuestos en solución, sin necesidad de repasar sus características elementales.

C A P I T U L O I I I

" PROBLEMARIO DIDACTICO "

INTRODUCCION.

En este capítulo se incluye una serie de problemas que se han considerado representativos de los temas tratados en el capítulo anterior.

Los problemas están ordenados con la siguiente secuencia temática:

- I. Modelo Atómico de Dalton (Estequiometría)
- II. Experimento de Millikan
- III. Efecto Fotoeléctrico
- IV. Modelo Atómico de Bohr y teoría ondulatoria de De Broglie.
- V. Modelo Atómico Cuántico Moderno
- VI. Propiedades Periódicas
- VII. Enlace químico
- VIII. Iones complejos o compuestos de coordinación.

Los problemas tienen como objetivo reforzar los conocimientos adquiridos e introducir al alumno en la resolución de los mismos como una aplicación de los conocimientos teóricos. Por otro lado, no debe pensarse que son el número de problemas suficientes para completar su estudio; por el contrario debe ampliar el número de problemas a resolver para cada tema.

Se propone como una metodología de resolución la siguiente estructura:

- A. Objetivos
- B. Enunciado
- C. Resolución (colocado del lado izquierdo)
- D. Explicación de refuerzo teórico (colocado del lado derecho).

PROBLEMAS I. MODELO ATÓMICO DE DALTON (estequiometría).

OBJETIVO GENERAL.

Resolver problemas sobre estequiometría y reconocer los fundamentos del Modelo Atómico de Dalton.

OBJETIVO PROBLEMA I-A

Utilizar el razonamiento de Dalton para determinar fórmulas empíricas.

Enunciado.

Dos compuestos que contienen carbono y oxígeno; en uno la relación de peso C/O es de 0.75 en el otro es de 0.375. Determinar a qué relación corresponde la fórmula CO y a cual CO₂.

Si la relación C/O = 0.75 corresponde a la fórmula CO, entonces a la relación C/O = 0.375 le corresponde.....

$$\frac{C}{O} = 0.75 \quad \text{y} \quad \frac{C}{nO} = 0.375 \quad n = \text{número de átomos.}$$

$$C = (0.75) O \quad C = (0.375) nO$$

determinando n de O

$$n O = \frac{(0.75) O}{0.375} \quad n = \frac{0.75}{0.375} = 2$$

la relación C/O = 0.375 pertenece a la fórmula CO₂

Si la relación C/O = 0.375 corresponde a la fórmula CO tenemos:

$$\frac{C}{O} = 0.375 \quad \text{y} \quad \frac{nC}{O} = 0.75$$

$$C = (0.375) O \quad nC = (0.75) O$$

A partir de las relaciones estequiométricas, Dalton planteó las dos hipótesis más sencillas: 1) Si a C/O = 0.75 le correspondía la fórmula CO, entonces a la relación 0.375 le correspondía CO₂; 2) Si la segunda relación era CO, entonces la primera sería C₂O.

Dalton razonó que una molécula diatómica CO sería más difícil de descomponer, es decir, es más estable y como el compuesto C/O = 0.75 era más estable, a éste le asignó la fórmula CO, por lo tanto el compuesto C/O = 0.375 debería ser de fórmula CO₂.

Para determinar n de C

$$nC = (0.75) O \quad \text{si } O = \frac{C}{0.375}$$

$$n \cancel{C} = \frac{(0.75) \cancel{C}}{0.375}$$

$$n = \frac{0.75}{0.375} = 2 \quad \text{por lo tanto } C/O = 0.75 \text{ corresponde}$$

a la fórmula C_2O .

OBJETIVO PROBLEMA I-B

Ejercitar el cálculo de fórmulas mínimas

ENUNCIADO.

Según el análisis un compuesto tiene 17.09 % de magnesio, 37.93 % de aluminio, 44.78% de oxígeno ¿Cuál será su fórmula empírica?

(1) ELEMENTO	(2) MASA (M.E.) (en 100 g)	(3) PESO ATOMICO (P.A.)	(4) (n=M.E./P.A.)
Mg	17.09 g	24.31	0.703
Al	37.93 g	26.98	1.406
O	44.98 g	16.00	2.81

$$\text{Mg} \quad \frac{0.703}{0.703} = 1$$

$$\text{Al} \quad \frac{1.406}{0.703} = 2$$

$$\text{O} \quad \frac{2.81}{0.703} = 4$$

Por lo tanto, la fórmula empírica mínima es MgAl_2O_4 .

Conocemos el porcentaje en peso, es decir, el número de gramos de cada elemento en 100 g de compuesto.

Dividiendo la masa del elemento entre su peso atómico obtendremos "n", el número de átomos gramo de cada elemento en el compuesto (4).

Si multiplicamos o dividimos los valores de la columna (4) por el mismo factor tendrán la misma relación. En este caso se optó por dividir entre el valor más pequeño y así se obtuvo la fórmula empírica mínima.

PROBLEMA I-C

Ejercitar los cálculos de pesos equivalentes en reacciones ácido-base

ENUNCIADO.

¿Qué peso de Na_2CO_3 se necesita para neutralizar 4.89 g de ácido clorhídrico?

La reacción de neutralización es:



a) $4.89 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ eq HCl}}{36.46 \text{ g HCl}} = 0.134 \text{ eq HCl}$

b) 0.1341 eq HCl reaccionan con 0.1341 eq Na_2CO_3

c) $0.1341 \text{ eq Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{53 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ eq Na}_2\text{CO}_3} = 7.11 \text{ g}$



Por lo tanto, se necesitan 7.11 g de Na_2CO_3 para neutralizar 4.89 g de HCl.

Es necesario conocer la reacción química balanceada.

a) Si se conoce el número de equivalentes de alguno de los reactivos (en este caso se pueden determinar los de HCl) se conocerá el número de equivalentes del otro, pues siempre 1 equivalente reacciona con 1 equivalente; para el HCl el peso equivalente es igual al peso molecular, debido a que:

$$\text{Peso Equivalente} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\# \text{ de H}^+ \text{ que puede ceder}}$$

(ácido)

b) Se sabe que 1 equivalente de HCl reacciona con 1 equivalente de Na_2CO_3 .

c) El peso equivalente de una base se calcula mediante:

$$\text{Peso Equivalente (base)} = \frac{\text{Peso Molecular}}{\# \text{ H}^+ \text{ que puede aceptar}}$$

Por lo que:

$$\text{p. eq. Na}_2\text{CO}_3 = \frac{106}{2} = 53 \text{ g.}$$

OBJETIVO PROBLEMA I-D

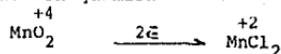
Ejercitar el cálculo de pesos equivalentes en reacciones óxido-reducción.

ENUNCIADO.

- a) En una reacción determinada el MnO_2 en solución con HCl se reduce a $MnCl_2$ ¿Cuál es el peso equivalente del MnO_2 ? b) En una cierta reacción el HNO_3 se reduce al NO_2 ¿Cuál es el peso equivalente del HNO_3 ?

(a)

Reacción química

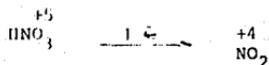


El Núm. de electrones (e^-) ganados por el Mn son 2 entonces

$$p.\text{eq.} \cdot MnO_2 = \frac{P.M.}{2} = \frac{86.94}{2} = 43.47 \text{ g}$$

(b)

Reacción química



El nitrógeno intercambia un electrón por lo tanto:

$$p.\text{eq.} \cdot HNO_3 = \frac{P.M.}{1} = \frac{63.02}{1} = 63.02 \text{ g.}$$

$$p.\text{equivalente} = p.\text{molecular.}$$

(a)

En el MnO_2 el estado de oxidación del manganeso es + 4, (también se puede escribir + IV) y en el $MnCl_2$ es +2, es decir, se intercambiaron dos electrones.

debido a que:

$$\text{Peso equivalente (REDOX)} = \frac{\text{Peso molecular}}{\# \text{ Electrones intercambiables.}}$$

$$p.\text{eq.} \cdot MnO_2 = \frac{P.M.}{2 \text{ (electrones)}}$$

(b)

En este caso como el número de electrones que se intercambian es 1, entonces el peso equivalente es igual al peso molecular

OBJETIVO PROBLEMA I-E

Ejercitar el cálculo de porcentaje en peso de una sustancia

ENUNCIADO.

¿Qué cantidad de una mezcla del 95% en peso de azúcar y del 5% en sal es necesaria para tener 230 g de azúcar?.

La cantidad de mezcla que contendrán 230 g de azúcar es....

$$\text{g Mezcla} = 230 \text{ g azúcar} \times \frac{100 \text{ g Mezcla}}{95 \text{ g azúcar}} = 242 \text{ g Mezcla}$$

Por lo tanto 242 g de mezcla contienen 230 g de azúcar y lo demás es sal.

La mayoría de sustancias no son 100% puras por lo que hay que tomar en cuenta las impurezas.

Si una muestra tiene el 95% en peso de cierta sustancia, esto quiere decir que hay 95 g de dicha sustancia en cada 100 g de muestra.

OBJETIVO PROBLEMA I-F

Ejercitar el cálculo de densidad de las sustancias

Calcule el peso de Na_2CrO_4 contenido en 200 ml de una disolución al 20% de Na_2CrO_4 . Su densidad es 1.19 g/ml.

$$\text{gNa}_2\text{CrO}_4 = 200 \text{ ml/dis.} \times \frac{20 \text{ ml Na}_2\text{CrO}_4}{100 \text{ ml/dis.}} \times \frac{1.19 \text{ g Na}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ ml Na}_2\text{CrO}_4} =$$

Peso de $\text{Na}_2\text{CrO}_4 = 47.6 \text{ g}$ contenidos en 200 ml de disolución.

La densidad se puede definir como la masa por unidad de volumen. Matemáticamente se puede definir como:

$$\text{densidad} = \frac{\text{masa (m)}}{\text{volumen (v)}}$$

OBJETIVO PROBLEMA I-G

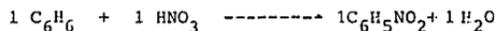
Ejercitar el cálculo del rendimiento de cierta reacción, relacionando la pureza (% en peso) y la densidad.

ENUNCIADO.

Una muestra de 15.6 g de C_6H_6 reacciona con HNO_3 en exceso y origina 18 g de $C_6H_5NO_2$. a) ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción con respecto al $C_6H_5NO_2$, si se tiene HNO_3 al 63% en peso, con una densidad de 1.42 g/cc y se agrega un exceso estequiométrico del 30%? b) ¿Qué volumen se agregó de HNO_3 para la muestra de 15.6 g de benceno?.

a) Cálculo del rendimiento

Reacción



P.M. 78.1 g 63.0 g 123.1 g 18g.

$$g. C_6H_5NO_2 = 15.6g C_6H_6 \times \frac{123.1 g C_6H_5NO_2}{78.1 g C_6H_6} = 24.6 g.$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{18g C_6H_5NO_2}{24.6g C_6H_5NO_2} \times 100 = 73.2$$

Por lo tanto el rendimiento de la reacción con respecto al $C_6H_5NO_2$ es de 73.2 %.

b) Calculemos la cantidad total de HNO_3 agregada.



$$15.6 g \quad X =$$

a)

La ecuación indica que 1mol de benceno reacciona con 1 mol de ácido para formar 1 mol de nitrobenceno. Teóricamente 15.6 g de C_6H_6 deberían formar 24.6 g de $C_6H_5NO_2$, si el rendimiento de la reacción fuera del 100%. Sin embargo, lo que en realidad se obtiene es 18 g de $C_6H_5NO_2$. Como el rendimiento se calcula...

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Producto obtenido realmente}}{\text{Producto obtenido teóricamente}}$$

X 100

Así se obtiene el rendimiento real.

b)

La reacción indica que la relación es de 1:1 como la cantidad de 15.6 g de C_6H_6 no es una

$$15.6 \text{ g/C}_6\text{H}_6 \times \frac{1 \text{ mol}}{78.1 \text{ g C}_6\text{H}_6} = 0.199 \text{ mol}$$

* P.M. = Peso molecular.

Como la reacción indica que 1 mol de benceno reacciona con 1 mol de ácido nítrico

$$0.199 \text{ mol HNO}_3 \times \frac{63.0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol}} = 12.58 \text{ g HNO}_3$$

entonces 15.6 g de benceno reaccionan con 12.58 g de ácido estequiométricamente.

El exceso estequiométrico de HNO₃ del 30% corresponde a

$$30\% \times \frac{12.58 \text{ g HNO}_3}{100\%} = 3.77 \text{ g de HNO}_3 \text{ en exceso.}$$

por lo tanto la cantidad total sería:

$$12.58 \text{ g} + 3.77 \text{ g} = 16.36 \text{ g de HNO}_3.$$

El volumen al que corresponde esta cantidad de HNO₃ es de HNO₃ = 16.36 g/HNO₃ X ----

$$\frac{100 \text{ g}}{68 \text{ g/HNO}_3} \times \frac{1 \text{ cc}}{1.42 \text{ g}} = 16.937 \text{ cc.}$$

El volumen total agregado de HNO₃ es de:
----- 16.937 cc.

mol, sino sólo 0.199 mol, entonces debe reaccionar con 0.199 mol de HNO₃.

Si 0.199 mol HNO₃ y 1 mol de éste pesa 63.0 g entonces, 0.199 mol equivale a 12.58 g de HNO₃. Pero como se agrega un exceso estequiométrico del 30% y lo sumamos a la cantidad estequiométrica, se obtendrá la cantidad total de HNO₃ agregada.

Para calcular el volumen en el que se encuentra la cantidad total encontrada, es necesario tomar en cuenta su pureza y densidad en la disolución.

PROBLEMA II EXPERIMENTO DE MILLIKAN

OBJETIVO GENERAL.

Practicar las ecuaciones y deducciones del experimento de Millikan

Objetivo Problema II.

Calcular la masa y radio de la gota de aceite y la carga del electrón según Millikan.

ENUNCIADO.

En el experimento de la caída de la gota de aceite de Millikan se determinan los datos siguientes: Distancia (D) entre placas 1.60 cm; tensión aplicada (v) 4550/500; densidad del aire (ρ_a) 1.2×10^{-3} g/cm³; distancia de caída (d) 0.60 cm; viscosidad del aire (η) 1.824×10^{-4} g cm⁻¹ s⁻¹; densidad del aceite (ρ_o) 0.90 g/cm. Tiempo promedio de caída 21.2 s; tiempos sucesivos de elevación (Tu) 46.2, 27.8, 15.7, 13.0, 45.0 y 21.2 s. a) calcula el radio (r) y la masa (m) de la gota de aceite; b) calcula la carga promedio (q) sobre el electrón y compara con el valor aceptado.

a) En el equilibrio de fuerzas tenemos

$$(F_w - F_b) - F_r = ma = 0 \quad (1)$$

Considerando esférica la gota de aceite.

$$F_w = mg = \frac{4}{3}\pi r^3 \rho_o g \quad (2)$$

donde ρ_o = densidad del aceite y $g = 9.81 \frac{\text{cm}}{\text{s}^2}$

$$F_b = \frac{4}{3}\pi r^3 \rho_a g \quad (3) \text{ donde } r = \text{radio y } \rho_a = \text{densidad del aire}$$

$$F_r = 6\pi\eta r v \quad (4) \text{ donde } \eta = \text{viscosidad del aire y } v = \text{velocidad terminal constante.}$$

Las fuerzas que actúan sobre la gota de aceite en un campo gravitacional son:

A principio una fuerza descendente pausada por su peso (F_w) acompañada de una fuerza ascendente (F_b) debida al desplazamiento de un volumen equivalente de aire. Conforme la gota se acelera se establece una fuerza de resistencia (F_r), después de cierto tiempo ($F_w - F_b$) = F_r alcanzándose el equilibrio y $a = 0$, es decir, la gota de aceite cae a v -cte., entonces tenemos las ecuaciones (2), (3) y (4); al relacionarlas obtenemos la ecuación (5) para calcular el

Sustituyendo en (1) a (2), (3) y (4) obtenemos:

$$4/3\pi r^3 (\rho - \rho_a) g = 6\pi\eta r v \quad (5)$$

despejando r de (5)

$$r = \sqrt[3]{\frac{18 (1.824 \times 10^{-4} \text{ g cm}^{-1} \text{ s}^{-1}) (0.0213 \text{ cm/s})}{4 (0.90 \text{ g/cm}^3 - 1.2 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3) 981 \text{ cm/s}^2}}$$

$$r = 1.623 \times 10^{-4} \text{ cm}$$

Cálculo de la masa (m)

$$m = v' \rho \text{ y como } v' = 4/3\pi r^3 \text{ donde } v' = \text{volumen}$$

$$m = 4/3\pi r^3 \rho$$

Sustituyendo valores

$$m = \frac{4}{3} (3.1416) (1.623 \times 10^{-4} \text{ cm})^3 (0.9 \text{ g/cm}^3)$$

$$m = 1.612 \times 10^{-11} \text{ g}$$

b) Cálculo de la carga promedio del electrón (q)

Como la gota de aceite absorbe cargas puede ser influenciada por un campo eléctrico por una fuerza coulombica F_e

$F_e = Eq$ - (b) donde E = intensidad del campo eléctrico y

q = carga total que se ejerce sobre la gota de aceite

radio (r). Todas las variables son conocidas excepto v, por lo que hay que calcularla primero, para poder calcular el radio.

Análisis dimensional

$$\left(\frac{\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}{\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} \right) \left(\frac{\text{cm}}{\text{s}} \right)^{1/2} = (\text{cm}^2)^{1/2} = \text{cm}$$

En el caso del cálculo de la masa (m) de la gota de aceite, se principia con la fórmula de densidad (ρ).

Como la gota de aceite se considera esférica el volumen v' , esta dado por

$$v' = 4/3\pi r^3$$

b) En el experimento la gota de aceite absorbe cargas positivas o negativas. Si se aplica un campo eléctrico, la gota será influenciada por una fuerza coulombica F_e .

Mediante la aplicación del campo eléctrico adecuada se puede hacer que la gota de aceite se mueva de manera ascendente a una velocidad constante (v_u), de tal manera que las fuerzas que actúan sobre ella sean cero, obteniéndose la ecuación (7). Si se sus

Cuando la gota de aceite asciende a una velocidad constante tenemos

$$-F_w + F_b - F_r + F_e = 0 \quad (7)$$

Si sustituimos en (7) las ecuaciones (2), (3), (4) y (6)

$$-4/3\pi r^3(\rho - \rho_a)g - 6\pi\eta r v_u + Eq = 0 \quad (8)$$

resolviendo para q

$$q = \frac{4/3\pi r^3(\rho - \rho_a)g + 6\pi\eta r(d/tu)}{v/D} \quad (9)$$

Cálculo del (tu) tiempo que tarda la gota de aceite en recorrer cierta distancia (d)

$$tu = \frac{46.2 + 27.8 + 15.7 + 13.0 + 45.0 + 21.25}{6} = 28.75_s$$

$$\text{entonces } v_u = \frac{0.60 \text{ cm}}{28.15 \text{ s}} = 0.0213 \text{ cm/s}$$

Sustituyendo valores (9)

$$q = \frac{4/3(3.14)(1.623 \times 10^{-4} \text{ cm})^3(0.90-1.2 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3)g}{981 \text{ cm/s}^2 + 6(3.14)(1.024 \times 10^{-4} \text{ g cm}^{-1} \text{ s}^{-1})(1.623 \times 10^{-4} \text{ cm})(0.0213 \text{ cm/s})} + \frac{(4550/500)/1.60 \text{ cm}}{}$$

$$q = 4.968 \times 10^{-10} \text{ g cm}^2/\text{s}^2 \text{ o esu.}$$

Valor igual al aceptado.

tituyen en (7) las ecuaciones (2), (3), (4) y (6) se obtiene (8).

Puesto que v_u se puede determinar especificando tu , es decir, el tiempo que tarda la gota de aceite en recorrer una distancia (d) ascendente; y puesto que $E = v/D$ donde V es la tensión aplicada al campo eléctrico PP' de distancia entre placas D , entonces resolviendo para q obtenemos (9).

Análisis dimensional

$$\frac{\text{cm}^3 \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right) \frac{\text{cm}}{\text{s}^2} + \left(\frac{\text{g}}{\text{cm s}} \right) \text{cm} \left(\frac{\text{cm}}{\text{s}} \right)}{1/\text{cm}}$$

$$\frac{\frac{\text{g cm}}{\text{s}^2}}{\frac{1}{\text{cm}}} = \text{g cm}^2$$

El valor de q aceptado viene reportado en la literatura.

PROBLEMAS III. EFECTO FOTOELECTRICO

OBJETIVO III-A

Clacular la función trabajo cinética para el efecto fotoeléctrico

ENUNCIADO

La longitud de onda umbral para la emisión de electrones de una superficie de sodio es 5400 \AA . Calcula a) la función trabajo ϕ de un electron en eV; b) ¿Cuál es la máxima energía cinética en eV, de un fotoelectron emitido, cuando se hace incidir una luz de 2000 \AA sobre la superficie.

a) La función trabajo $\phi = E = h\nu_0$; $\nu_0 = \frac{c}{\lambda_0}$ $\nu_0 =$ frecuencia umbral

$$\nu_0 = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{0.5400 \times 10^{-4} \text{ cm}} = 5.5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$\phi = E = h\nu_0 = (6.62 \times 10^{-27} \text{ erg/}\nu) (5.5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1})$$

$$\phi = 36.77 \times 10^{-13} \text{ erg}$$

$$\text{Si } 1 \text{ eV} = 1.6 \times 10^{-12} \text{ erg } \phi = 2.298 \text{ eV}$$

b) $E_c = h\nu - h\nu_0$

$$\nu = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{0.2 \times 10^{-4} \text{ cm}} = 15 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}$$

$$E_c = (6.62 \times 10^{-27} \text{ erg s}^{-1} \times 15 \times 10^{14} \text{ s}^{-1}) - (6.62 \times 10^{-27} \text{ erg s}^{-1} \times 5.5 \times 10^{14} \text{ s}^{-1})$$

$$E_c = 62.8 \times 10^{-13} \text{ erg} = 3.908 \text{ eV}$$

Einstein señaló que la energía de un fotón estaba dada por $E = h\nu$ donde h es la constante de Planck y ν la frecuencia de la radiación.

Para que se emitan electrones de una superficie de cierto metal, se requiere una energía umbral o función trabajo, ϕ , la cual representa la energía mínima necesaria para vencer las fuerzas de atracción entre el electrón y el metal.

Si la energía E de la radiación que incide sobre el metal es mayor a ϕ , la cantidad restante de energía se convertirá en energía cinética por lo tanto

$$E = h\nu = h\nu_0 + \frac{1}{2} m\nu^2$$

$$E - h\nu_0 = \frac{1}{2} m\nu^2 = E - \phi = h(\nu - \nu_0)$$

OBJETIVO PROBLEMA III-B

Ejercitar el Cálculo de Frecuencia Umbral Necesaria para Desprender Fotoelectrones de Metales

ENUNCIADO

La función trabajo del tungsteno es 4.52 V. a) ¿Cuál es la longitud máxima de la radiación para poder emitir fotoelectrones? b) En una fotocelda de tungsteno ¿Se podría usar luz visible?

a) La función trabajo $\phi = E = h\nu_0 = 4.52 \text{ eV}$

$$4.52 \text{ eV} = 1.24 \times 10^{-12} \text{ erg}$$

Cálculo ν_0

$$\nu_0 = \frac{E}{h} = \frac{1.24 \times 10^{-12} \text{ erg}}{6.62 \times 10^{-27} \text{ erg s}} = 1.094 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

como

$$\nu_0 = \frac{c}{\lambda} \text{ entonces } \lambda_0 = \frac{c}{\nu_0}$$

$$\lambda_0 = \frac{3 \times 10^{10} \text{ cm/s}}{1.094 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}} = 2.74 \times 10^{-5} \text{ cm}$$

Por lo tanto para poder emitir fotoelectrones será necesaria luz con longitud de onda (λ) menor o hasta $2.74 \times 10^{-5} \text{ cm}$.

b) La longitud de onda (λ) de la luz visible esta dentro del rango de 10^{-5} ; por lo tanto sí sería útil el tungsteno para usarlo en una fotocelda con luz visible.

a) Sabemos que la función trabajo (ϕ) representa la energía (E) necesaria para desprender electrones de la superficie de un metal y como $E = h\nu$

$$\nu = \frac{E}{h} \text{ de donde conocemos E y h (constante de Planck).}$$

Así obtenemos la frecuencia (ν) de la radiación aplicada. Partiendo de la relación

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \text{ donde c es la velocidad de la luz igual a } 3 \times 10^{10} \text{ cm/s y } \lambda \text{ es la longitud de onda: en } \text{tances}$$

$\lambda = \frac{c}{\nu}$ y así obtenemos la longitud de onda de la radiación que debe aplicarse para que se desprendan fotoelectrones del tungsteno.

b) La longitud de onda de la luz visible es del rango de 10^{-5} (dato obtenido de la literatura) al compararlo resulta ser similar al obtenido, es decir si radiamos con luz visible al tungsteno será posible el desprendimiento de fotoelectrones.

PROBLEMAS IV. Modelo Atómico Bohr y Postulado de De Broglie.

OBJETIVO GENERAL.

Ejercitar los cálculos sobre modelo atómico de Bohr, así como el comportamiento ondulatorio del electrón según De Broglie

OBJETIVO PROBLEMA IV-A

Calcular longitudes de onda y energías de ionización a partir del modelo atómico de Bohr.

ENUNCIADO.

Basándose en el modelo atómico de Bohr calcular: (a) la longitud de onda, la energía correspondiente y en qué región del espectro se encuentra la luz emitida cuando un electrón pasa de $n=3$ a $n=2$ (b) la energía de ionización y el potencial de ionización del átomo de hidrógeno en eV.

(a)

$$\frac{1}{\lambda} = \bar{\nu} = R_y \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \quad \dots (1)$$

Si $R_y = 2 \pi^2 m c^2 / ch^2$ donde $c=3 \times 10^{10}$ cm/seg.
 $R_y = 109,678 \text{ cm}^{-1}$ llamada constante de Rydberg

$$\frac{1}{\lambda} = 109,678 \text{ cm}^{-1} \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\frac{1}{\lambda} = 15233.055 \text{ cm}^{-1}$$

$$\lambda = \frac{1}{15233.055 \text{ cm}^{-1}} = 656467 \times 10^{-5} \text{ cm.}$$

$$= 6510 \text{ \AA}$$

(a) Conocemos la fórmula de Rydberg (1) para calcular $\bar{\nu}$ para las transiciones electrónicas en el átomo de hidrógeno.

Con esta fórmula podemos calcular la longitud de onda pues conocemos el valor de R_y , el nivel energético n_1 , y el n_2 .

Conociendo λ , buscamos en el espectro electromagnético a qué región corresponde y a qué serie espectral pertenece (buscar en la literatura).

Conociendo λ podemos conocer la energía asociada a dicha transición energética de acuerdo al segundo postulado de Bohr $\Delta E = \frac{hc}{\lambda}$

Se encuentra en la región visible y por lo tanto corresponde al espectro de la serie de Balmer

Cálculo de la energía (ΔE) correspondiente como:

$$\Delta E = h\nu = \frac{hc}{\lambda} \quad (2)$$

Sustituyendo valores:

$$\Delta E = \frac{(6.63 \times 10^{-27} \text{ erg. seg}) (3 \times 10^{10} \text{ cm/seg})}{6.56467 \times 10^{-5} \text{ cm.}}$$

$$\Delta E = 3.0298 \times 10^{-12} \text{ erg.} = 1.8936 \text{ eV.}$$

(b) Energía de Ionización.

$$\Delta E = EI = hc Ry \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{\infty^2} \right)$$

$$\Delta E = EI = 13.6 \text{ eV}$$

Potencial de Ionización

$E_n = PI$ cuando $n = 1$ para el estado basal por lo tanto, $PI = -13.6 \text{ eV}/2 = -13.6 \text{ eV}$.

Conocemos h (cte. de Planck), c (velocidad de la luz) y calculada anteriormente.

(b)

Con Rydberg se conoce $\bar{\nu} = \frac{1}{\lambda}$ para las diferentes transiciones electrónicas, si $\Delta E = \frac{hc}{\lambda} = h c \bar{\nu}$

multiplicando ambos miembros de la ecuación de Rydberg se tiene:

$$\Delta E = hc Ry \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Para calcular energías de ionización sin que se especifique en que nivel se encuentra el electrón, se supondrá su estado basal o de mínima energía, esto es $n=1$; para desprender el electrón del átomo se considera la última órbita $n = \infty$.

El potencial de ionización se entenderá como la energía que tiene un electrón en el átomo dependiendo de n y será igual pero de signo contrario a la energía de ionización.

OBJETIVO PROBLEMA IV-B

Ejercitar el cálculo de niveles energéticos en transiciones electrónicas basándose en el modelo atómico de Bohr. Enunciado.

La serie de Lyman de líneas espectrales de emisión aparecen en las transiciones en que el electrón excitado vuelve al nivel $n = 1$. Calcular el número cuántico n del estado inicial para la línea de Lyman que tiene $\bar{\nu} = 97492,208 \text{ cm}^{-1}$.

Utilizando
$$\bar{\nu} = \frac{2\pi^2 m e^4}{ch^3} \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

La serie de Lyman empieza en 82259 cm^{-1} y continúa hasta 109687 cm^{-1} .

donde n_2 es el número cuántico del estado inicial de una línea de emisión y $n = 1$ para la serie de Lyman. Sabemos que todas las posiciones de las líneas espectrales quedan determinadas por

como $Ry = 109672,581 \text{ cm}^{-1}$

$$\bar{\nu} = Ry \left(\frac{1}{n^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) \text{ donde } n, \text{ y } n_2 \text{ son números}$$

tenemos que:

$$\bar{\nu} = Ry \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

enteros y $n = 1$ y que para Lyman $n_1 = 1$

y como $\bar{\nu} = 97492,208 \text{ cm}^{-1}$ entonces,

$$97492,208 \text{ cm}^{-1} = 109672,581 \text{ cm}^{-1} \left(1 - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

Si conocemos el número de onda ($\bar{\nu}$) de la línea espectral sólo es necesario sustituir valores y despejar n_2 , el número cuántico del estado inicial solicitado.

despejando n_2 obtenemos que su valor es igual a 3.

OBJETIVO PROBLEMA IV-C

Relacionar los principios básicos del modelo atómico de Bohr y del postulado de De Broglie mediante el cálculo de la longitud de onda de un electrón en el átomo de hidrógeno.

ENUNCIADO

Calcular, según el postulado de De Broglie la longitud de onda asociada a un electrón que se encuentra en la séptima órbita del átomo de hidrógeno.

Según Broglie

$$\lambda = \frac{h}{mv} \quad - - (1)$$

Si la longitud de onda, con un número entero de ondas circunscribe con justesa al círculo, entonces $2\pi r = n\lambda$ (2) $n =$ número entero

Despejando λ

$$\lambda = \frac{2\pi r}{n} \text{ donde } r = n^2 r_1, \text{ si } n = 7$$

$r_1 = n^2 r_1 = 7 (0.529 \text{ \AA}) = 25.921 \text{ \AA}$
entonces:

$$\lambda = \frac{2 (3.14) 25.921 \text{ \AA}}{7} = 23.26 \text{ \AA}$$

Según de Broglie la materia tiene propiedades de onda y de partícula. Si equiparamos la ecuación de Einstein con la ecuación de Planck

$$E = mc^2 = h\nu$$

involucrando las propiedades de onda

$$mc = \frac{h\nu}{c} = \frac{h}{\lambda}$$

mc indica el momento del fotón.

De Broglie postuló que cualquier partícula de momento mv tiene una longitud de onda asociada igual a

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Para que una onda circular produzca una órbita estable debe regresar a su trayectoria inicial después de cierto número de longitudes de onda; sólo se satisface esto si $2\pi r = n\lambda$ donde n indica el nivel de energía.

PROBLEMAS V. MODELO ATOMICO CUANTICO MODERNO

OBJETIVO GENERAL

Desarrollar los elementos fundamentales que permitan entender y escribir configuraciones electrónicas

OBJETIVO PROBLEMA V-A

Aplicar e interpretar los números cuánticos obtenidos de la resolución de la ecuación de Schroedinger
Enunciado.

Escribáense los cuatro números cuánticos de todos los electrones del nitrógeno.

El nitrógeno (N) tiene número atómico 7, es decir, 7 - electrones que tienen que ocupar los orbitales de menor energía se tiene entonces:

ELECTRON	n	l	m	s	ORBITAL
1	1	0	0	+ 1/2	1s
2	1	0	0	- 1/2	
3	2	0	0	+ 1/2	2s
4	2	0	0	- 1/2	
5	2	1	- 1	+ 1/2	2 px
6	2	1	0	+ 1/2	2 py
7	2	1	+ 1	+ 1/2	2 pz

Obsérvese que ninguno de los electrones tiene los mismos números cuánticos entre sí (principio de exclusión de Pauli).

La capacidad electrónica de cada orbital está dada por $2n^2$.

Quando $n = 1$, l debe ser 0, pues l puede tomar valores desde 0 hasta $n - 1$. Por consiguiente $m = 0$, debido a que m puede tomar valores de $-l$ a $+l$ y los electrones 1 y 2 sólo se diferenciarán en su s (5).

Los 5 electrones siguientes entran en el nivel $n = 2$, donde l puede tomar valores 0 ó 1; el nivel con $l = 0$ se llena primero (orbital s) y tiene 2 electrones con $m = 0$. El subnivel con $l = 1$ (orbitales p) se ocupa a continuación y m puede tener valores de $+1$, 0 y -1 . Los tres electrones restantes ocuparán los orbitales p (p_x , p_y y p_z), cada uno con spin igual, antes de producir aparcamiento (regla de Hund).

OBJETIVO PROBLEMA V-B

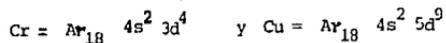
Aplicar las excepciones de la regla de selección de configuración electrónica

Enunciado.

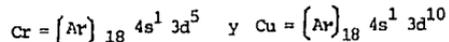
Dar la configuración electrónica del cromo y el cobre.

Los números atómicos del Cromo y el Cobre son 24 y 29 respectivamente.

Según las reglas de selección, su configuración electrónica debería ser:



Sin embargo, se ha descubierto experimentalmente que en el Cr se encuentran 6 electrones desapareados y en el Cu la órbita d se encuentra llena de tal manera que las configuraciones electrónicas son:



El Cr y el Cu son dos excepciones a la regla.

Esto se debe a que cuando los orbitales degenerados están medio llenos o llenos por completo, tienen mayor estabilidad, lo que favorece el intercambio de d^9 a d^{10} o de d^4 a d^5 , aunque significa una "pérdida" por la "supuesta" transición de uno de los electrones.

OBJETIVO PROBLEMA V-C

Determinar los números cuánticos para los electrones en un orbital dado.

Enunciado.

Un electrón se encuentra en uno de los orbitales 3d. Cuáles son los valores posibles de los números cuánticos n , l y m del electrón.

n sólo puede tener el valor de 3
 l puede tomar los siguientes valores 0, 1 y 2 y
como es un orbital "d" será $l = 2$

m , por lo tanto, y ya que no se especifica la
orientación del orbital d, podrá tener cualquiera
de los siguientes valores: -2, -1, 0, 1, 2.

n indica el nivel de energía en este caso 3 que puede
tener subniveles 2s, 3p y 3d.

Sabemos que l puede tomar valores desde 0 hasta $(n-1)$.
y m valores desde $+l$ a $-l$.

PROBLEMAS VI. PROPIEDADES PERIÓDICAS

OBJETIVO GENERAL

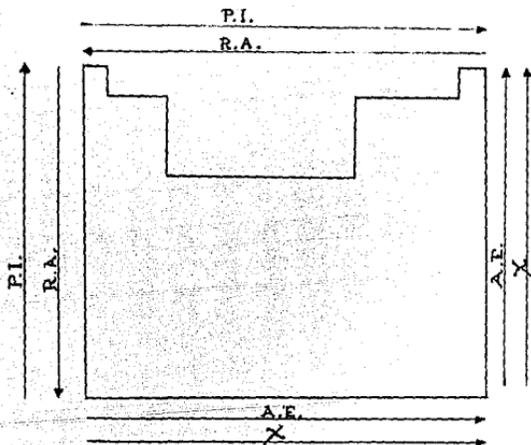
Describir las propiedades periódicas de los elementos con base en sus características cuánticas.

OBJETIVO PROBLEMA VI-A

Integral la variación general de las propiedades periódicas de los elementos.

Enunciado.

Ilustra en una tabla periódica la variación o tendencia por períodos y familias de: el radio atómico (R.A.), potencial de ionización (P.I.), afinidad electrónica (A.E.) y electronegatividad (X).



Como se observa, el Radio Atómico aumenta en general de izquierda a derecha y de arriba hacia abajo; a lo largo de un período disminuye al aumentar la carga nuclear y por lo tanto la fuerza de atracción sobre los electrones externos es mayor y tiende a disminuir el tamaño de la órbita. La variación de menor a mayor de arriba hacia abajo es debido a que el nivel energético cambia y, como consecuencia, los orbitales internos "apantallan" la carga nuclear y no se ejerce una atracción efectiva sobre los electrones de la capa exterior.

El potencial de ionización varía de manera inversa al radio atómico; como el radio lo determina la carga nuclear efectiva al actuar sobre los electrones de la capa externa, entonces, se necesita aplicar mayor energía para desprender un electrón que está fuertemente atraído por el núcleo (en un período); por lo mismo,

es más fácil arrancar un electrón débilmente atraído por el núcleo debido al efecto pantalla.

Sucede algo similar en la variación de la afinidad electrónica.

La electronegatividad de un elemento es mayor cuando la carga nuclear efectiva es mayor y no recibe ningún apantallamiento.

OBJETIVO PROBLEMA VI-B

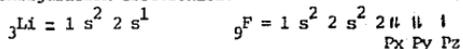
Integrar la configuración electrónica de los elementos con sus propiedades periódicas.

Enunciado.

Con base en la configuración electrónica del Litio y el Flúor explicar el por qué de las diferencias en:

a) radio atómico y b) electronegatividad.

Configuración electrónica.



a) El radio atómico del Litio es mayor que el del flúor a pesar de que se esperaría fuera más grande este último debido a su mayor número atómico. Ambos pertenecen al mismo período, pero la carga nuclear efectiva del F es mayor a la del Li y además el número de electrones en el nivel 2 es mayor; por esto, dichos electrones del F son fuertemente atraídos por el núcleo, reduciéndose así el radio atómico. Además, el electrón 2s del Li no recibe la influencia directa del núcleo, por lo que puede moverse en órbitas con mayor radio.

b) el flúor es mucho más electronegativo que el Litio debido a su mayor carga nuclear y a que no se ejerce un efecto pantalla efectivo sobre los electrones de valencia como en el caso del Litio. El núcleo del Litio atrae débilmente su electrón de valencia, por lo que es muy difícil que forme un ión negativo.

El número de protones presentes en el núcleo provoca la atracción de los electrones de los niveles de energía.

Si el flúor tiene 7 electrones en el nivel $n = 2$ y 7 protones, la carga nuclear atraerá fuertemente a dichos electrones, provocando disminución en su radio.

El Litio sólo tiene 1 electrón en el nivel $n = 2$, además la carga nuclear no es muy grande (3 protones); por otro lado el nivel 1s actúa apantallando dicha carga nuclear y la influencia de ésta sobre el electrón 2s no será efectiva y el electrón tiende a moverse describiendo un radio superior al del Flúor.

La Electronegatividad es la tendencia de los átomos de atraer hacia sí electrones, es lógico esperar que el F sea mucho más electronegativo que el Li, por las mismas causas citadas para el caso de las diferencias en radio atómico.

OBJETIVO PROBLEMA VI-C

Diferenciar elementos con base en su electronegatividad.

Enunciado.

Elegir el elemento más electronegativo en cada inciso.

	Elemento más electronegativo	Sólo es necesario recordar la tendencia general de la electronegatividad en la tabla periódica (Problema VI-A).
1) C, N, F	F	
2) C, Si, Sn	C	
3) Li, Be, B	B	
4) Na, K, Rb	Na	
5) F, Cl, Br	F	

OBJETIVO PROBLEMA VI-D

Identificar moléculas polares con base en la electronegatividad de los átomos que la forman

Enunciado.

Elige la molécula con mayor momento dipolar de cada grupo.

	Molécula más polar
1. LiH, NaH, RbH	RbH
2. HCl, HF, HBr	HF
3. HCl, H ₂ S, Rb Cl, Br Cl	Rb Cl.

Entre mayor sea la diferencia de electronegatividad entre los átomos que forman la molécula, más polar será el enlace y por lo tanto, la molécula tendrá un mayor momento dipolar.

Se considera como regla general, que una diferencia de electronegatividades mayor del 1.7 permite hablar de compuesto iónicos. Los covalentes polares serían entre 1.7 y 0.4. Menos de 0.4 sería para los covalentes no polares.

PROBLEMAS VII. ENLACE QUÍMICO

OBJETIVO GENERAL

Introducir al alumno en la aplicación de modelos de enlace químico a moléculas y a sus propiedades.

OBJETIVO PROBLEMA VII-A

Ejercitar la escritura de fórmula desarrolladas con base en la teoría de Lewis.

Enunciado.

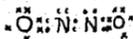
Escriba las fórmulas de Lewis para las siguientes especies químicas:

- a) OF_2 b) N_2O_2 c) C_3H_4 d) H_2SO_4

a) OF_2



b) N_2O_2



c) C_3H_4



d) H_2SO_4



Las fórmulas de Lewis se basan en el hecho de que los elementos representativos alcanzan la configuración de gas raro en la mayoría de sus compuestos.

Esta regla suele llamarse regla del octeto. Se aclara que ésta no sirve en el caso de los elementos de transición.

OBJETIVO PROBLEMA VII-B

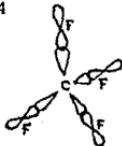
Aplicar el modelo de enlace valencia para determinar estructura y ángulo de enlace

Enunciado.

Según el modelo de unión valencia, cuál es la estructura de:

- a) CF_4 b) H_2O y c) C_2H_2 .

a) CF_4



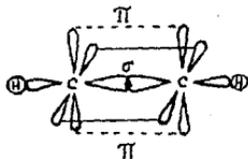
hibridación = Sp^3
ángulo = 109.28°

b) H_2O



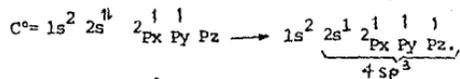
hibridación = Sp^3
ángulo = 109.5°

c) $H-C \equiv C-H$



hibridación = Sp
ángulo = 180°
2 enlaces σ C-H y
1 enlace σ C-C
2 enlaces π C-C

a) La configuración de F = $1s^2 2s^2 2p^4$



Hibridación: Sp^3 que corresponde a un ángulo aproximado de 109.5°

b) Configuración: $O = 1s^2 2s^2 2p^4$ $H = 1s^1$

Hibridación: Sp^3 que corresponde a un ángulo de 109.5°

c) C: $1s^2 2s^2 2p^1$ → $1s^2 2s^1 2p^1$

Hibridación sp

Corresponde a un ángulo de 180° y enlace.

Los orbitales p puros forman los enlaces π .

OBJETIVO PROBLEMA VII-C

Relacionar la hibridación con la geometría molecular

Enunciado

Indicar la hibridación de los orbitales de valencia del átomo central y predecir la forma molecular para cada una de las siguientes moléculas:

- a) CS_2 b) PF_3 c) SO_3 d) ClO_2 e) SO_4^{2-} f) CO_3^{2-} g) NH_4^+

	Hibridación	Geometría	Basándonos en la teoría de Unión Valencia se podrá predecir la hibridación y geometría o forma molecular correspondiente:	
			hibridación del átomo central	Estructura molecular
a) CS_2	Sp	Lineal		
b) PF_3	Sp^3	Tetraédrica		
c) SO_3	Sp^2	Plano triangular		
d) ClO_2	Sp^3	Tetraédrica	p^2	Angular
e) SO_4^{2-}	Sp^3	Tetraédrica	Sp	lineal
f) CO_3^{2-}	Sp^2	Plano triangular	p^3	Pirámide triangular
g) NH_4^+	Sp^3	Tetraédrica	Sp^2	Plano triangular
			Sp^3	Tetraedro
			dsp^2	Plano cuadrado
			d^2sp^3	Octaedro.

OBJETIVO PROBLEMA VII-D

Determinar la hibridación y geometría de compuestos orgánicos mediante la teoría de unión valencia.

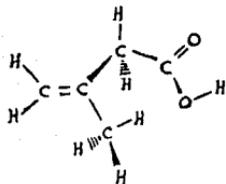
Enunciado.

En el siguiente compuesto orgánico se han numerado los carbonos determinar para cada uno de ellos:



Carbono	hibridación	geometría
1	Sp ²	Plana
2	Sp ²	Plana
3	Sp ³	Tetraédrica
4	Sp ²	Plana
5	Sp ³	Tetraédrica.

Representación espacial.



- La teoría de Unión Valencia es muy utilizada al estudiar compuestos orgánicos; explica el tipo de enlace y estructura molecular.

- Está basado en lo ya mencionado en el ejercicio anterior.

- Sólo se considera la hibridación de los carbonos que puede ser:

Sp - Cuando hay enlaces triples (2 enlaces σ y 2 enlaces π)

Sp² - En enlaces dobles (3 enlaces σ y 1 enlace π)

Sp³ - En enlaces simples (4 enlaces σ)

OBJETIVO PROBLEMA VII-E

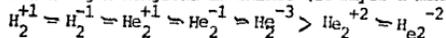
Ejercitar la aplicación de la teoría de orbital molecular para la determinación, configuración electrónica y otras cualidades de las moléculas.

Enunciado.

Para las siguientes especies químicas completa la tabla dando su configuración electrónica, orden de enlace y propiedades magnéticas. Además ordena de mayor a menor según: a) longitud de enlace b) energía de enlace.

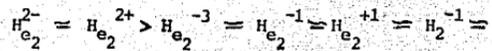
ESPECIE QUIMICA	CONFIGURACION ELECTRONICA	ORDEN DE ENLACE	PROPIEDADES MAGNETICAS	
H ₂ ⁺¹	$\sigma 1s^1$	0.5	Paramagnético	Según la teoría de orbital molecular, el orden de los niveles de energía de los orbitales moleculares, que señala la secuencia en que se deben llenar, sigue el orden de energía creciente.
H ₂ ⁻¹	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^1$	0.5	Paramagnético	
H ₂ ⁻²	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2$	0.0	No existe	$\sigma 1s < \sigma^* 1s < \sigma 2s < \sigma^* 2s < \sigma 2p < \pi_y 2p = \pi_x 2p < \pi_y^* 2p = \pi_x^* 2p < \sigma^* 2p$
He ₂ ⁺¹	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^1$	0.5	Paramagnético	
He ₂ ²⁺	$\sigma 1s^2$	1	Diamagnético	El orden de enlace, se relaciona con la estabilidad de la molécula, esto es, a mayor orden de enlace mas estable será la molécula
He ₂ ⁻¹	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^1$	0.5	Paramagnético	
He ₂ ⁻²	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2$	1	Diamagnético	El orden de enlace se define: $O.e = \frac{\# \text{ de orbitales de unión} - \# \text{ de orbitales de antiunión} (*)}{2}$
He ₂ ⁻³	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2 \sigma^* 2s^1$	0.5	Paramagnético	
He ₂ ⁻⁴	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2 \sigma^* 2s^2$	0.0	No existe.	

a) Orden según longitud de enlace (de mayor a menor)



Por otro lado cuando existen electrones no apareados, la molécula presenta propiedades paramagnéticas, y cuando todos los electrones se encuentran apareados presenta propiedades diamagnéticas.

b) Orden según energía de enlace (de mayor a menor)



a) A mayor orden de enlace menor longitud de enlace

b) A mayor orden de enlace mayor energía de enlace.

OBJETIVO PROBLEMA VII-F

Ejercitar la aplicación de la teoría de orbital molecular para determinar cualidades de las moléculas

Enunciado.

Utilizando la teoría de orbital molecular, indique para el Be_2 y F_2 : a) configuración electrónica

b) orden de enlace c) Propiedades magnéticas.

ESPECIE QUIMICA	a) CONFIGURACION	b) ORDEN DE ENLACE	c) PROPIEDADES MAGNETICAS	Consulte la explicación del problema anterior.
Be_2	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 \sigma 2s^2$ $\sigma^* 2s^2$	0	No existe	
F_2	$\sigma 1s^2 \sigma^* 1s^2 -$ $\sigma 2s^2 \sigma^* 2s^2 -$ $\sigma 2p^2 (\pi_{xy})^4$ $(\pi_{xy})^* 4$	1	diamagnético.	

PROBLEMAS VIII. IONES COMPLEJOS

OBJETIVO GENERAL

Introducir al alumno en la resolución de ejercicios de compuestos de coordinación o iones complejos

OBJETIVO PROBLEMA VIII-A

Ejercitar la nomenclatura de iones complejos

Enunciado.

Da el nombre a los siguientes iones complejos:

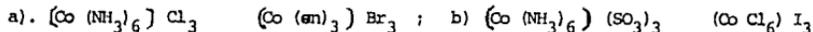
COMPUESTO	NOMBRE	Reglas de nomenclatura según IUPAC.
$K_2 [Cu (CN)_4]$	Tetracianocuprato (II) de potasio	<p>1. Para los compuestos de los metales representativos el catión se escribe antes del anión, aunque se nombra después.</p> <p>2. Los ligandos se nombran por orden alfabético especificando su número con los prefijos di=2, tri=3, tetra=4, etc. Para ligandos complicados se utilizan prefijos bis-2, tris-3, etc.</p> <p>3. Los ligandos aniónicos se nombran al finalizar el sufijo -o.</p> <p>4. Los nombres de los ligandos neutros no suelen combinarse. Excepciones son: NH_3, amino, H_2O, acuo; CO, carbonilo, NO, nitrosilo.</p> <p>5. El número de oxidación del ión metálico se designa con número romano al final.</p> <p>6. Cuando el complejo es amónico, se emplea el sufijo -ato-, si es neutro o catiónico no se usan sufijos.</p>
$[Ag (NH_3)_2] Cl$	Cloruro de diamín plata (I)	
$[Cr (OH_2)_6] (NO_3)_3$	Nitrato de hexaquo cromo (III)	
$[Co (en)_2 Br_2] Cl$	Cloruro de dibromo bis (etilendramino) cobalto (III)	
$[Ni (CO)_4]$	Tetracarboni-oníquel (o)	
$[Pt (NH_3)_4] PtCl_6$	Hexacloro platinato (IV) de tetraammin-platino (II)	
$[Fe (OH_2)_5 (ONS)] SO_4$	Sulfato de penta acua tiocianato hierro (III)	
$[Cu (NH_3)_2 (en)] Br_2$	Bromuro de diamín (etilendramino) Cobre (II)	

OBJETIVO PROBLEMA VIII-B

Identificar los principales parámetros de los compuestos de coordinación.

Enunciado.

De los siguientes pares de complejos indicar: nombre o fórmula de cada uno según corresponda, número de oxidación del ión metálico y número de coordinación.



c). Acetato de hexaaco titánio (IV) Carbonato de hexaminatitanio (IV)

d). Sulfato de tetraaco cobre (II) Sulfato de tetraamina cobre (II).

a) Cloruro de hexamincobalto (III)	Bromuro de trietilendiamina.	- Para dar nombre o fórmula sólo se deben recordar las reglas de nomenclatura presentadas en el ejercicio anterior.
No. Coordinación = 6	Cobalto (III)	- El número de oxidación del ión central se determina haciendo un balance de cargas, es decir, número de cargas negativas y número de cargas positivas que las neutralizarán.
No. Oxidación = 3	6	
	3	
b) Sulfito de hexamin cobalto (III)	Yoduro de hexaclorocobalto (III)	
No. Coordinación = 6	6	
No. Oxidación = 3	3	
c) $(\text{Ti}(\text{CH}_2)_6)(\text{CH}_3\text{COO})_4$	$(\text{Ti}(\text{NH}_3)_6)(\text{CO}_3)_2$	
No. Coordinación = 6	6	
No. oxidación = 4	4	
d) $(\text{Cu}(\text{CH}_2)_4)\text{SO}_4$	$(\text{Cu}(\text{NH}_3)_4)\text{SO}_4$	
No. Coordinación = 4	4	
No. de oxidación = 2	2	

OBJETIVO PROBLEMA VIII-C

Relacionar las propiedades magnéticas con la hibridación, geometría y configuración electrónica en compuestos de coordinación con base en las teorías de unión química.

Enunciado.

El ión $(CoF_6)^{3-}$ es paramagnético y el ión $(Fe(CN)_6)^{4-}$ es diamagnético. Indique a la hibridación del átomo central, geometría y si son de orbital externo o interno; b) El desdoblamiento de los orbitales y la configuración electrónica, según la teoría del campo cristalino.

Configuración electrónica del $27 Co^0$

a)

- (Av)

3d 4s 4p 4d

Co^{3+}

3d 4s 4p 4d

Como es para magnético debe tener electrones desapareados y la hibridación es Sp^3d^2 que corresponde a una geometría octaédrica y de orbital externo.

- La configuración electrónica del Fe

(Av)

3d 4s 4p

Fe^{2+}

(Av) xy xz yz $X^2 Y^2$ Z^2

3d 4s 4p

Como es diamagnético

Fe^{2+}

(Av) xy xz yz $X^2 Z^2$

3d 4s 4p

El dato más importante para resolver problemas de este tipo es el comportamiento magnético del compuesto si es para magnético, sabemos, debe contener el átomo central electrones desapareados y si es diamagnético todos sus electrones deben estar apareados (estos datos son obtenidos experimentalmente).

- El número de coordinación 6 corresponde a una geometría octaédrica y a su vez a una hibridación Sp^3d^2 o d^2sp^3 (ver bibliografía).

- Se denomina de orbital externo porque los orbitales que intervienen en la unión con los ligandos son los externos (4d); y cuando se utilizan los orbitales d internos (3d) se denomina de orbital interno. Según la teoría del campo cristalino, sólo intervienen los orbitales $d_{x^2-y^2}$ y d_{z^2} , debido a que son los que están orientados sobre los ejes x, y y z de las coordenadas cartesianas.

hibridación $d^2 s p^3$, octaédrico y de orbital interno.

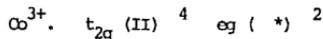
b) Desdoblamiento de los orbitales d (paramagnético)

Para el Co^{3+}

$$Co^{3+} \frac{1}{xy} \frac{1}{x^2} \frac{1}{yz} \frac{1}{x^2 y^2} \frac{1}{z^2} \frac{1}{x^2 y^2} \frac{1}{z^2} \quad eg \quad F$$

$$\frac{1}{xy} \quad \frac{1}{x^2} \quad \frac{1}{yz} \quad t_{2g}$$

Configuración electrónica en los orbitales desdoblados:

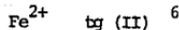


Para el Fe^{2+} (diamagnético).

$$Fe^{2+} \frac{1}{xy} \frac{1}{xz} \frac{1}{yz} \frac{1}{x^2 y^2} \frac{1}{z^2} \quad eg \quad E$$

$$\frac{1}{xy} \quad \frac{1}{x^2} \quad \frac{1}{yz} \quad t_{2g}$$

Configuración electrónica.



Según la teoría del campo cristalino, al acercarse los electrones de los átomos dadores de los ligandos repelen a los electrones del átomo central, produciendo un campo eléctrico (campo cristalino) que elimina la degeneración existente en los orbitales d y los desdobra en dos grupos: los t_{2g} (II) con energía inferior y los eg con energía superior.

En el caso del Co^{3+} no se da el apareamiento porque la energía de separación (oct) de los dos grupos es menor que la energía de apareamiento (recuérdese la regla de Hund).

Para el Fe^{2+} oct es mayor que la energía de apareamiento por lo que si se da.

OBJETIVO PROBLEMA VIII-D

Relacionar los tipos de ligandos con su capacidad de formar campo cristalino fuerte o debil.

Enunciado.

Cuales son los ligandos que crean un campo cristalino fuerte y uno debil, explicar y poner ejemplos de cada uno.

Los ligandos que tienen una fuerte tendencia a cederle electrones al ión central forman un campo cristalino fuerte. Ejemplos: CN^- , CO , NH_3 , NO_2^- , CH_3CN .

Los ligandos muy electronegativos, es decir, los que no comporten fácilmente sus electrones forman un campo débil. Ejemplos: aniones de halógenos, el agua.

Recordemos que la fuerza del campo cristalino depende de la fuerza con la que los electrones de los ligandos repelen los electrones del átomo central.

C O N C L U S I O N E S

Con base en el análisis hecho se concluye que:

1. Es necesario proporcionar al alumno los elementos fundamentales para ubicar las áreas que va estudiar, la carrera y su relación con la química, como base para lograr un mejor desarrollo profesional.

2. Es necesario que sobre los programas vigentes, el profesor, aludiendo a su libertad de cátedra, realice una jerarquización de temas, debido a que los períodos de los cursos, considero, resultan insuficientes.

3. Se deben plantear claramente los objetivos para cada tema, con base en lo propuesto, considerando que será mejorado por el profesor, para que el alumno comprenda que el estudio de la química, en general, debe hacerse de una manera inductiva.

4. Se debe incrementar en el alumno la capacidad de interpretación y de abstracción, es decir, desarrollar la capacidad de razonamiento químico. Se debe buscar que éste reconozca la química como una ciencia básica aplicable, pero con la necesidad de un sustento teórico a través de la físicoquímica.

5. Es recomendable que antes de cada tema se proponga al alumno una secuencia bibliográfica que apoye la cátedra del profesor.

Se considera que lo anterior debe ser tomado en cuenta, en el momento de revisar el plan de estudios, ya que resultó de la inquietud basada en la experiencia académica del sustentante. Por lo mismo se propone:

- Considerar la posibilidad de un curso de química general para todas las carreras en el primer semestre y un curso de química inorgánica dirigido a c/carrera.

- Para estos cursos deben ser seleccionados los temas que formen el eje central de la química general e inorgánica para proporcionar al alumno las bases de conocimientos esenciales para sus futuros cursos.

- Se deben considerar los temas de complejos y elementos - de interés biológico para el curso de química inorgánica para QFB, además de otros temas que salen de la discusión de este trabajo.

BIBLIOGRAFIA

1. Lespieau, R. La Molécul Química. Historia y Filosofía de la Ciencia
1a. Edición. Ed. Espasa - calpe
Argentina, 1947.
2. Babor A. Química General Moderna
1a. Edificación. Ed. Marin
España, 1979
3. Melívjin, T. El Problema de lo Finito y lo Infinito
Ed. Grijalbo
México, 1960
4. Melívjin, T.
La Materia en su Unidad, Infinitad y Desarrollo
Ed. Suramerica LTDA.
Colombia, 1970
5. Azimov, Isaac
Breve Historia de la Química
8a. edición. Ed. Alianza
España, 1984
6. Dalton-Avogadro-Ampere
Teoría Atómico Molecular
Ed. Universitaria de Buenos Aires
Argentina, 1965
7. Gray G. Harry
Principios Básicos de Química
Ed. Reverté
Barcelona, 1969
8. Ander Paul
Principios de Química
Ed. LIMUSA
México, 1979
9. Braun, Eliezer
Una fseta desconocina de Einstein
Ed. Fondo de Cultura Económica
México, 1986
10. Whitten, K.W.

- Química General
Ed. Interamericana
México, 1985
11. The Open University
Átomos, Elementos e Isótopos; Estructura Atómica
Ed. McGraw - Hill
Panamá, 1977.
 12. The Open University
Teoría Cuántica
Ed. McGraw - Hill
Panamá, 1974.
 13. Mahan, H. Bruce.
Química
Ed. Fondo Educativo Interamericano
E.U.A., 1975
 14. Dillard, C.K.
Química, Reacciones, Estructura y Propiedades
Ed. LINUSA - Wiley
México, 1973
 15. Drago, S. Russell
Introducción a la Estructura Atómica Molecular
Ed. LINUSA
México, 1973
 16. Primer Seminario Latinoamericano de Química Cuántica
S. Miguel Regla, Hgo. México, 1974
Parte I
 17. Huheey, E. James
Química Inorgánica
2a. edición. Ed. Harla
México, 1981
 18. Levine, H.
Química Cuántica
1a. edición, Ed. A.C.
 19. Agafoshin, N.P.
Ley Periódica y Sistema Periódico de los Elementos de

- Mendeleiev
Ed. Reverté
Barcelona, 1977
20. Cotlon, E.A.
Química Inorgánica Básica
Ed. LIMUSA
México, 1984
21. Brescia, F.
Química
Ed. Interamericana
22. O'Connor
La Química
Ed. Harper and Row Latinoamericana
México, 1976
23. Rosemberg, L.
Química General
5a. edición, Ed. McGraw - Hill
México, 1976
24. Laffite, Marck
Curso de Química Inorgánica
Ed. Alambra
España, 1977
25. Dernitras, C. Gregori
Química Inorgánica
Ed. Prentice/Hal Internacional
España, 1972
26. Duffy, S.A.
Química Inorgánica General
2a. edición, Ed. CECSA
México, 1979
27. Achintein, R.
Los Modelos Teóricos. Problemas Científicos y Filosóficos
UNAM, 1967
28. Drago, S. Russell

- Enlace Químico y Estructura Molecular
Ed. LIMUSA
México, 1973
29. Cartmell, B.
Valencia y Estructura Molecular
3a. edición, Reverté Ed.
España, 1979
30. Sienko, S.
Química
Ed. McGraw-Hill
México, 1985
31. Basolo, Fred
Química de los Compuestos de Coordinación
Ed. Reverté
España, 1967