



SUGERENCIAS PARA LA IMPARTICIÓN DE LA ASIGNATURA
QUÍMICA DE LOS PLANES DE ESTUDIO 2016

QUÍMICA

NOMBRE DE LA ASIGNATURA:

FÍSICA GENERAL Y QUÍMICA

QUÍMICA

DEPARTAMENTO

COORDINACIÓN

Horas/Semana de Teoría: 4.0 Horas/Semana de Laboratorio: 2.0 No. Semanas: 16

Tema 1. Estructura Atómica (16.0 horas / 4 semanas)

Objetivo:

El alumno aplicará el modelo atómico de Bohr y el modelo atómico de la mecánica cuántica para predecir las características magnéticas de los átomos.

Subtema 1.1. Importancia de la química en las ingenierías.

Se sugiere se defina qué es la Química y comentar a los alumnos sobre cómo influyen los conocimientos de Química en el avance y desarrollo de las diferentes ingenierías y viceversa; así también, se sugiere presentar a los alumnos que en el curso se tratarán algunos conceptos básicos, pero con un nivel universitario y que los conocimientos que adquirirán les permitirán comprender algunos fenómenos y el funcionamiento de algunos dispositivos tecnológicos, como las lámparas de neón, el cinescopio, las baterías, etc.

Subtema 1.2. Descripción de los experimentos: Thomson, Millikan, Planck, efecto fotoeléctrico, espectros electromagnéticos.

Presentar este subtema describiendo los experimentos, sin profundizar demasiado en el desarrollo matemático, presentando solamente las ecuaciones más importantes y explicando el uso de éstas para resolver problemas relacionados con los experimentos y que se comente brevemente cómo se descubrieron el protón y del neutrón. Conviene presentar en una tabla los valores de la masa y la carga eléctrica, de las tres partículas que constituyen al átomo y definir el concepto de número atómico y masa atómica, así mismo presentar las series espectrales de Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund para en el átomo de hidrógeno.

Subtema 1.3. Modelo atómico de Bohr y teoría de De Broglie.

Se sugiere que se describan y expliquen los postulados de la teoría atómica de Bohr, presentando las ecuaciones más importantes, pero sin deducirlas; puede darse una explicación concreta de los aspectos más importantes y sobresalientes de dichas teorías, y adicionalmente, se sugiere resolver ejercicios en clase, empleando las

ecuaciones presentadas.

Subtema 1.4. Modelo atómico de la mecánica cuántica, números cuánticos y estructura electrónica.

Presentar el modelo de la teoría atómica de la mecánica cuántica, explicar el significado de los números cuánticos, los valores que puede adquirir cada uno de ellos y cómo se puede establecer la configuración electrónica de un átomo con base en la regla de las diagonales; así también, resolver ejercicios relacionados con los números cuánticos, mencionando los casos de las configuraciones electrónicas del cromo y del cobre.

Subtema 1.5. Diamagnetismo, paramagnetismo y ferromagnetismo.

Explicar las propiedades magnéticas de los elementos, con base en su configuración electrónica; además se recomienda presentar ejemplos sencillos para comprender la interacción entre los dipolos magnéticos que presentan algunos elementos y los campos magnéticos externos; además, explicar el fenómeno del ferromagnetismo presente en algunos materiales.

Subtema 1.6. Dominios magnéticos y magnetización.

Explicar qué es un dominio magnético y cómo se forma en un material ferromagnético, también que se describa cómo se obtiene el ciclo de histéresis de los materiales ferromagnéticos y su utilidad. En este punto, podemos aprovechar la oportunidad para comentar como se guarda la información en los materiales ferromagnéticos (cintas de audio o video, tarjetas de crédito, discos duros, etc.).

Se sugiere que al resolver los ejercicios de cada subtema, se destaque el uso del Sistema Internacional de Unidades, así como la aplicación del método de los cuadrados mínimos.

Prácticas de laboratorio.

Se tienen diseñadas tres prácticas de laboratorio relacionadas con este tema, cada una de ellas a realizarse en un tiempo de 2 horas: “*Experimento de J. J. Thomson*”, donde el alumno determinará el valor de la relación carga-masa de los electrones; “*Experimento de R. A. Millikan*”, donde el alumno determinará el valor de la carga eléctrica fundamental (carga del electrón) y “*Caracterización Magnética de Algunos Elementos*”, donde el alumno aprenderá a clasificar a los elementos empleados, como diamagnéticos, paramagnéticos o ferromagnéticos y podrá comparar la clasificación experimental con la predicha a partir de su configuración electrónica.

Se sugiere que el profesor que imparte teoría describa brevemente los experimentos y presente las ecuaciones más importantes para que los alumnos las apliquen en el desarrollo de las prácticas.

Material digital.

En la página del Departamento de Química, cuya dirección electrónica es: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/> se tiene material relacionado con este tema.

Tema 2. Periodicidad química (4.0 horas/1 semana)

Objetivo:

El alumno relacionará las principales propiedades de los elementos con las analogías verticales y horizontales en la tabla periódica.

Subtema 2.1 Propiedades de los elementos: masa atómica, punto de ebullición, punto de fusión, carácter metálico, carácter ácido-base, densidad, radio atómico, radio iónico, energía de primera ionización, estructura cristalina, electronegatividad, conductividad térmica y conductividad eléctrica.

Para este subtema conviene presentar la estructura de la tabla periódica y explicar qué son los periodos y los grupos (o familias), así como la Ley Periódica y la clasificación que hace Dimitri Ivánovich Mendeléyev. Definir las propiedades generales de los elementos, tales como: masa atómica, punto de ebullición, punto de fusión, carácter metálico, carácter ácido-base, densidad, radio atómico, radio iónico, energía de primera ionización, estructura cristalina, electronegatividad, conductividad térmica y conductividad eléctrica.

Subtema 2.2 Analogías en las propiedades de los elementos para los miembros de un mismo periodo o de un mismo grupo.

Comentar las analogías en las propiedades que presentan los elementos del mismo grupo o familia y su variación, considerando dos o tres grupos de los elementos representativos como ejemplo. Comentar este mismo análisis en los periodos, se sugiere resolver ejercicios con los primeros periodos de la tabla periódica.

Tema 3. Enlaces químicos y fuerzas intermoleculares (12 horas/ 3 semanas)

Objetivo:

El alumno explicará las interacciones entre las moléculas a partir de la estructura de Lewis, de la geometría y la diferencia de electronegatividades.

Subtema 3.1 Teoría de enlace valencia.

Explicar la teoría de enlace valencia a partir de la suposición de que el enlace más fuerte se formará entre los orbitales de dos átomos que se superponen en el mayor grado posible y la dirección del enlace que se forme será aquella en que los orbitales estén concentrados, presentando el ejemplo de la molécula de hidrógeno.

Subtema 3.2 Enlaces químicos: enlaces covalentes puro, polar y coordinado.

Presentar una definición de enlace químico y explique a partir de la diferencia de electronegatividad entre dos átomos adyacentes, el tipo de enlace químico. En este punto se recomienda comentar las diferencias en las propiedades que presentan las moléculas de acuerdo al tipo de enlace químico.

Subtema 3.3 Enlace iónico.

Presentar una definición de enlace iónico y comentar las propiedades que presentan las sustancias con este tipo de enlace.

Subtema 3.4 Fuerzas intermoleculares entre moléculas diatómicas.

Explicar las fuerzas que se ejercen entre moléculas (sea entre átomos iguales o diferentes). Presentar las fuerzas intermoleculares: dipolo-dipolo, ion-dipolo, fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno. Comentar en este tema la regla de lo semejante disuelve a lo semejante.

Subtema 3.5 Estructuras de Lewis de moléculas sencillas.

Presentar alguna de las metodologías para establecer las estructuras de Lewis, de tal manera que cada átomo contenga ocho electrones en su capa de valencia. Esta regla se basa en el hecho de que todos los gases nobles, excepto el helio, tienen en su capa de valencia ocho electrones, obteniendo así su estabilidad. Aclarar que no siempre se cumple para átomos polivalentes y en algunos monovalentes. Se sugiere calcular la carga formal de moléculas en las estructuras de Lewis.

Subtema 3.6 Teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.

Presentar la teoría y la importancia que tiene para predecir la geometría de las moléculas, considerando ejemplos de moléculas con un átomo central que posea pares de electrones en su capa de valencia. Explicar ejemplos sencillos de moléculas con doble y triple enlaces.

Subtema 3.7 Geometría molecular y polaridad con respecto a los átomos centrales.

Presentar ejemplos para establecer la geometría molecular de un compuesto con respecto al átomo central, considerando la estructura de Lewis y la teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. En este subtema presentar el concepto de momento dipolar, para determinar la polaridad de moléculas como el agua. Comentar a los alumnos sobre la tendencia de la polaridad de algunas sustancias orgánicas, como las siguientes: la acetona, el hexano, alcohol etílico, ácido acético, consultando sus valores en manuales de constantes físicas o en alguna página de internet.

Subtema 3.8 Fases: sólida, líquida y gaseosa.

Presentar las características de las fases sólida, líquida y gaseosa y mencionar algunos ejemplos.

Subtema 3.9 Fenómenos de superficie: tensión superficial, capilaridad.

Explicar de manera sencilla los fenómenos de tensión superficial y capilaridad y presentar algunos ejemplos.

Subtema 3.10 Disoluciones: diluidas, saturadas y sobresaturadas.

Presentar la definición de disolución y su clasificación considerando la proporción del soluto y el disolvente. Comentar a los alumnos algunos ejemplos.

Subtema 3.11 Dispersiones coloidales.

Presentar la definición de dispersión coloidal y comentar los tipos de coloides y las diferencias entre una dispersión coloidal, una suspensión y una disolución. Comentar el efecto de Tyndall y mencionar algunos ejemplos.

Subtema 3.12. Conductividad eléctrica de materiales iónicos en disolución.

Presentar el fenómeno de la conductividad eléctrica de los cristales iónicos al disolverse en agua y mencionar algunos ejemplos.

Prácticas de laboratorio. Temas 2 y 3.

Se tienen diseñadas las prácticas de laboratorio siguientes: “*Determinación de la densidad de disoluciones y sólidos*”, “*Preparación y conductividad de disoluciones*” y “*Fuerzas intermoleculares*”, cada una de ellas a realizarse en un tiempo de 2 horas.

Se sugiere que el profesor que imparte teoría describa los conceptos mínimos necesarios para que los alumnos desarrollen con éxito las prácticas.

Material digital.

En la página del Departamento de Química, cuya dirección electrónica es: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/> se tiene material relacionado con estos temas.

Tema 4. Teoría del orbital molecular y cristalografía (6.0 horas/ 1.5 semanas)

Objetivo:

El alumno aplicará la teoría de las bandas para explicar la diferencia en el comportamiento eléctrico de los materiales, así como la estructura cristalina.

Subtema 4.1 Teoría del orbital para moléculas diatómicas.

Presentar la teoría del orbital molecular para moléculas diatómicas homonucleares y heteronucleares de los elementos del primero y segundo periodos de la tabla periódica, así como las reglas para realizar las configuraciones electrónicas moleculares y determinar el orden de enlace para predecir su estabilidad.

Subtema 4.2 Teoría de las bandas.

Con base en la teoría del orbital molecular presentar la teoría de las bandas, como antecedente para explicar el enlace metálico.

Subtema 4.3 Enlace metálico.

Explicar el enlace metálico y sus propiedades, así como algunas aplicaciones de materiales con este tipo de enlace.

Subtema 4.4 Aislantes, semiconductores, conductores y superconductores. Aplicaciones.

Definir a los materiales: aislantes, semiconductores, conductores y superconductores de acuerdo a la teoría de las bandas, comentar algunas aplicaciones de dichos materiales.

Subtema 4.5 Cristales: celdas unitarias, tipos de cristales.

Definir el concepto de celda unitaria como la unidad estructural básica que se repite en forma tridimensional en un cristal (sólido). Presentar los siete tipos de celdas unitarias y los tipos de cristales: iónicos, covalentes, moleculares y metálicos. Comentar algunas aplicaciones de estos tipos de cristales.

Tema 5. Estequiometría (10.0 horas/ 2.5 semanas)

Objetivo:

El alumno aplicará las diferentes relaciones estequiométricas y las unidades que se emplean para medir las concentraciones en fase sólida, líquida y gaseosa para la resolución de ejercicios.

Subtema 5.1 Concepto de mol y masa molar.

En este subtema explicar el concepto de mol de forma sencilla y de masa molar realizando ejercicios sencillos.

Subtema 5.2 Relaciones estequiométricas: relación en entidades fundamentales, relación molar y relación de masa.

Aplicar los factores de conversión para las relaciones estequiométricas con moléculas, gramos y moles. Explicar el balanceo de las reacciones químicas por inspección o tanteo.

Subtema 5.3 Tipos de reacciones: redox y ácido-base.

Explicar que las reacciones redox se caracterizan por la transferencia de electrones, donde de manera simultánea una especie química se oxida y otra se reduce. En las reacciones ácido-base, se realiza una transferencia de protones. Comentar que la reacción entre un ácido y una base se denomina reacción de neutralización. Mencionar que las reacciones redox se utilizan en los procesos electroquímicos y las reacciones ácido-base en la determinación del pH en el equilibrio químico.

Subtema 5.4 Cálculos estequiométricos: reactivo limitante y en exceso, rendimiento teórico, experimental y porcentual.

Presentar ejercicios para determinar las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química y puntualizar la importancia de identificar al reactivo limitante en una reacción química y al reactivo en exceso. Explicar los conceptos de rendimiento teórico, rendimiento experimental y rendimiento porcentual de una reacción química.

Subtema 5.5 La fase gaseosa y la ecuación del gas ideal.

Presentar la ecuación de estado del gas ideal y mencionar que ésta proviene de la unificación de las diferentes leyes de los gases (ley de Boyle, ley de Charles, ley de Gay Lussac y ley de Avogadro). Se sugiere resolver ejercicios utilizando reacciones químicas.

Subtema 5.6 Unidades de concentración: molaridad, porcentaje masa/masa, masa/volumen y volumen/volumen, fracción molar y partes por millón.

Presentar las definiciones de cada una de las unidades de concentración y resolver ejercicios con cálculos estequiométricos.

Prácticas de laboratorio. Temas 4 y 5.

Se tienen diseñadas las prácticas de laboratorio siguientes: “Ciclo del sulfato de cobre pentahidratado”, “Preparación y conductividad de las disoluciones”, “Ley de la conservación de la materia y solubilidad”, “Rendimiento porcentual de una reacción química” cada una de ellas a realizarse en un tiempo de 2 horas.

Se sugiere que el profesor que imparte teoría describa los conceptos mínimos necesarios para que los alumnos desarrollen con éxito las prácticas.

Material digital.

En la página del Departamento de Química, cuya dirección electrónica es: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/> se tiene material relacionado con estos temas.

Tema 6. Termoquímica y equilibrio químico (6.0 horas/ 1.5 semanas)**Objetivo:**

El alumno aplicará los conceptos básicos de la termoquímica y el equilibrio químico y los empleará en la resolución de ejercicios.

Subtema 6.1 Calor de una reacción química.

Se sugiere definir el concepto de entalpia y su relación con una reacción química, así como el concepto de entalpia estándar de formación y de reacción. Mencionar que el signo asociado al cambio de la entalpia de una reacción química las clasifica en reacciones exotérmicas y endotérmicas. Se sugiere resolver ejercicios para determinar el cambio de la entalpia de una reacción, utilizando la tabla de propiedades termodinámicas a 1 [atm] y 25 [°C], incluir la resolución de ejercicios que involucren el cambio de entalpia y las relaciones de masa.

Subtema 6.2 Ley de Hess.

En este tema se resolverán ejercicios utilizando la Ley de Hess como un método indirecto para determinar el cambio de entalpia de una reacción química.

Subtema 6.3 Constante de equilibrio de una reacción química.

Definir el concepto de equilibrio químico, su clasificación en equilibrios homogéneos y heterogéneos. Explicar las reglas para la escritura de las expresiones de las constantes de equilibrio, así como la interpretación de su valor. Incluir la resolución de ejercicios con aplicaciones, por ejemplo, con el equilibrio de disociación del agua presentar el concepto de pH y las expresiones de las constantes de equilibrio para un ácido débil y una base débil. Explicar la relación que existe entre la K_p y K_c en un equilibrio químico.

Subtema 6.4 Principio de Le Chatelier.

Explicar el Principio de Le Chatelier para predecir la dirección en que se desplazará un equilibrio químico, cuando se presenta un cambio de concentración, de presión, de volumen o de temperatura.

Tema 7. Electroquímica (10.0 horas/ 2.5 semanas)

Objetivo:

El alumno aplicará las leyes de Faraday y la serie de actividad para resolver ejercicios de pilas y de electrodeposición.

Subtema 7.1. La electricidad y las reacciones químicas.

Presentar el campo de estudio de la electroquímica que involucra reacciones de óxido-reducción, es decir, hay transferencia de electrones de una especie a otra. Explicar de forma sencilla el balanceo de las reacciones (ajuste de la masa y la carga eléctrica).

Subtema 7.2 Leyes de Faraday. Equivalente químico.

Presentar las leyes de Faraday, puntualizando su importancia en los cálculos de electrólisis para predecir la cantidad de los productos obtenidos en los electrodos. Describir los elementos básicos de una celda electrolítica.

Subtema 7.3 Potencial estándar. Serie de actividad.

Presentar los elementos básicos de una pila e indicar las reacciones de oxidación (ánodo) y reducción (cátodo) y la reacción global de la pila. Utilizando la tabla de potencial estándar de reducción (serie de actividad) determinar el potencial estándar de la pila o fuerza electromotriz. Mostrar la representación del diagrama de la pila.

Subtema 7.4 Procesos electroquímicos.

Presentar algunas aplicaciones interesantes de los procesos electrolíticos y de las pilas.

Subtema 7.5 Galvanización.

Presentar el proceso de galvanización con algunas aplicaciones.

Subtema 7.6 Electrodeposición.

Presentar el proceso de electrodeposición con algunas aplicaciones.

Subtema 7.7 Corrosión. Inhibidores. Protección catódica.

Explicar el fenómeno de la corrosión, la importancia de los inhibidores y de la protección catódica para minimizar este proceso. Presentar algunas aplicaciones interesantes.

Prácticas de laboratorio. Temas 6 y 7.

Se tienen diseñadas las prácticas de laboratorio siguientes: "Termoquímica. Entalpia de disolución", "Equilibrio químico", "Electrólisis de una disolución" y "Construcción de una pila" cada una de ellas a realizarse en un tiempo de 2 horas.

Se sugiere que el profesor de teoría y de laboratorio describa los conceptos mínimos necesarios para que los alumnos desarrollen con éxito las prácticas.

Material digital.

En la página del Departamento de Química, cuya dirección electrónica es: <http://dcb.fi-c.unam.mx/CoordinacionesAcademicas/FisicaQuimica/Quimica/> se tiene material relacionado con estos temas.

Autor:

Esther Flores Cruz

Revisores:

Alfaro Fuentes Ricardo
Arenas Sáenz Miriam
Bravo Hernández Violeta Luz María
García Vázquez Patricia
García Villanueva Luis Antonio
Granados Pérez Suguey
Gutiérrez Hernández María del Carmen
Jaime Vasconcelos Miguel Ángel
León Paredes Yolia Judith
Maravilla Galván Ramiro
Mendoza Campos Alejandra
Núñez Orozco Félix
Pérez León Antonia del Carmen
Pérez Martínez Ana Laura
Pérez Quintero Guillermo
Ramírez González Adriana
Reyes Bustamante Miguel Ángel
Rodríguez Mandujano Cynthia Sofía
Román García Sagrario Ayhesa
Sandoval Chávez César Ignacio
Silva Bermúdez Phaedra S.
Silva Martínez Ana Elisa
Soto Ayala Rogelio
Vega García Fabiola
Velásquez Márquez Alfredo
Villaseñor Hernández Natasha Carime