

CONTENIDO: Química Inorgánica, Analítica y Química Física

ASIGNATURA: **Química General e Inorgánica (I)**

CARRERA: Licenciatura en Ciencias **Químicas** ORIENTACION: Ciclo Básico

PLAN: 1957

CARACTER: Obligatorio

DURACION DE LA MATERIA: Cuatrimestral

HORAS DE CLASE: a) Teóricas 4 hs. b) Problemas 4 hs.
(semanales) c) Laboratorio 8 hs. d) Seminarios- hs. e) Totales: 16hs.

ASIGNATURAS CORRELATIVAS: No tiene

PROGRAMA

- 1.- Estados de la Materia. Sistemas en equilibrio y en estado estacionario. Características de los gases, líquidos y sólidos. Diagramas de fases. Ejemplos. Punto crítico. Procesos isotérmicos e isobáricos. Comportamiento de gas ideal. Ecuación de estado. Teoría cinética de los gases. Relación entre la energía y la temperatura. Distribución de velocidades. Fuerzas intermoleculares: tipos y ejemplos. Estimación. Gases reales. Ecuación de Van der Waals. Ecuación de estado del virial. Constantes críticas. Sólidos. Celda unitaria. Cristales iónicos, covalentes, metálicos y moleculares. Sistemas cristalinos, ejemplos. Radio iónico. Energía de red. Imperfecciones. Líquidos: estructuras. Presión de vapor. Estado coloidal, propiedades. Soles y geles.-
- 2.- Termodinámica Química. Temperatura, medida, escalas. Calor y trabajo: definiciones, unidades y convenciones. Equivalencia con otras formas de energía. Sistema internacional de unidades. Estado de un sistema y variables asociadas. Primer principio de la Termodinámica. Energía interna. Entalpía, propiedades. Funciones de estado. Termoquímica: calor de reacción a volumen y a presión constante. Leyes de la Termoquímica. Calorimetría. Diagramas entálpicos. Ciclos. Segundo principio de la Termodinámica. Reversibilidad. Entropía y desorden. Espontaneidad de los procesos. Energía libre como criterio de espontaneidad. Estados de referencia. Tercer principio de la Termodinámica, aplicaciones.-
- 3.- Equilibrio entre fases. Cambios de estado. Ecuación de Clapeyron-Clausius. Equilibrio sólido-líquido-vapor. Punto triple. Punto de fusión y de ebullición. Sublimación. Regla de las fases. Diagramas de fase, ejemplos. Sistemas condensados. Equilibrio sólido-líquido. Eutécticos. Curvas de enfriamiento. Diagramas. Análisis térmico. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Soluciones diluidas, propiedades coligativas. Descenso de la presión de vapor. Ley de Raoult. Ascenso ebulloscópico, descenso crioscópico, presión osmótica. Determinación de pesos moleculares. Soluciones ideales y no ideales. Solutos fijos normales en solventes volátiles. Solutos fijos no normales, coeficiente de Van't Hoff. Soluciones de líquidos en líquidos, sistemas ideales y desviaciones. Destilación. Líquidos parcialmente miscibles. Líquidos totalmente inmiscibles. Diagramas. Distribución de un soluto entre dos fases líquidas.

- 4.- Equilibrio químico. Reacciones reversibles. Concepto de equilibrio. Equilibrio dinámico. Ley de acción de masas. Constantes de equilibrio. Distintas formas de expresión en función de las concentraciones y las presiones parciales. Equilibrio en sistemas homogéneos. Equilibrios simultáneos. Efecto de la presión y la temperatura sobre el equilibrio. Ecuación de Van't Hoff. Principio de Le Chatelier. Aplicaciones. Equilibrio en sistemas heterogéneos. Equilibrio y energía libre. Cálculo de la energía libre, tipo de reacciones y constantes de equilibrio.-
- 5.- Equilibrio iónico en solución. Ácidos y bases. Teorías de Arrhenius Bronstead-Lowry y Lewis. Análisis comparativo de las mismas. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua, su determinación. Ácidos y bases fuertes. pH y pOH y escalas de acidez-alcalinidad. Neutrolización, ecuaciones iónicas. Balance de carga y masa. Ácidos y bases débiles. Constantes de ionización. Reglas de Pauling sobre fuerzas de ácidos. pH y grado de disociación. Hidrólisis de sales. Casos diversos. Soluciones reguladoras. Mecanismos de regulación. Cálculos. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Titulaciones ácido-base. Curvas de titulación. Cálculos.-
- 6.- Cinética Química. Velocidad de reacción. Ecuación cinética. Orden de reacción. Velocidad específica. Determinación del orden de reacción. Reacciones de 1º y 2º orden. Teoría de colisiones. Coordenada de reacción. Teoría del complejo activado. Energía de activación. Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Ecuación de Arrhenius. Catálisis. Ejemplos. Mecanismos. Fotoquímica, leyes.-
- 7.- Electroquímica. Electrólisis, leyes y su significado. Constante de Faraday. Resistencia eléctrica y conductancia de soluciones de electrolitos. Definiciones. Celdas de conductividad. Conductividad específica y equivalente. Puente de medición. Límite de dilución infinita. Ley de Kohlrausch. Clasificación de los electrolitos. Factor de Van't Hoff y grado de disociación. Ley de dilución de Ostwald. Teoría de conductividad, electrolitos débiles. Movilidad iónica. Número de transporte, determinación experimental. Mediciones conductimétricas.-
- 8.- Pilas electroquímicas. Reacciones de oxidación-reducción. Hemireacciones. Balance por el método del ión-electrón. Electrodo; tipos. Electrodo de referencia. Diseños de pilas. Medición de la fuerza electromotriz: método de oposición de Poggendorf. Potencial normal de un electrodo. Serie electromotriz. Ecuación de Nernst. Cálculo de la f.e.m. de pilas. Espontaneidad de las reacciones redox. Energía libre asociada y trabajo eléctrico, Determinación potenciométrica del pH. Cálculos/-
- 9.- Estructura atómica. Modelo atómico. Antecedentes. Número atómico y número másico. Peso atómico. Isótopos e isóbaros. Estructura electrónica. Niveles de energía. Energía de ionización. Subniveles y orbitales atómicos. Números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Radioactividad. Cinética de las desintegraciones nucleares. Series radiactivas. Partículas subatómicas. Nucleidos. Isómeros nucleares. Reacciones nucleares. Clasificación.

BIBLIOGRAFIA

- 1.- Mahan - "Química Universitaria".-

2.- Glasstone - "Elementos de Química Física".-

3.- Brescia y otros - "Elementos de Química Inorgánica".-

Fecha: Julio de 1984.-

M.A. Firma Profesor:

aclaración firma: **Dr. M.A. Blesa**

Firma Director:

aclaración firma:

Dra. MIREILLE PEREC
Secretaria Académica
Dto. Org. Acad.

A/C DESPACHO