

49 pI
1984

UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS Y NATURALES

DEPARTAMENTO DE QUIMICA INORGANICA, ANALITICA y QUIMICA FISICA

ASIGNATURA: Química General e Inorgánica (I), curso "B"

CARRERA: 1) Licenciatura en Biología y Física, con carácter obligatorio.

2) Licenciatura en Meteorología, con carácter optativo.

DURACION: CUATRIMESTRAL

HORAS DE CLASE: a) Teóricas: 6 hs.

b) Problemas: 4 hs.

(Semanales)

c) Laboratorio: 8 hs.

d) Seminario: -hs.

e) Totales: 18 hs.

ASIGNATURAS CORELATIVAS: NO TIENE.

PROGRAMA

1.-ESTRUCUTRA ATOMICA

Breve reseña de los hechos científicos más importantes que llevaron el desarrollo de la teoría atómica actual. Partículas elementales : electrón, protón, neutrón. Número atómico y másico. Nucleidos, isótopos, isóbaros, isótonos. Modelos atómicos de Thomson, Rutherford y Bohr. Teoría cuántica. Efecto fotoeléctrico. Teoría dual onda-partícula. Principio de incertidumbre. Mecánica ondulatoria de Heisenberg y Schrödinger. Principio de exclusión de Pauli. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Principio de construcción ordenada de la tabla periódica.-

2.-UNIONES QUIMICAS

Propiedades periódicas. Radios atómicos. Radios iónicos. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad: Escala Potencial iónico. Unión iónica. Energía reticular de cristales iónicos. Propiedades de los compuestos iónicos. Unión covalente. Orbitales moleculares. Sólidos covalentes y cristales moleculares. Propiedades de los compuestos covalentes. Contribución iónica a la unión covalente. Momento dipolar. Hibridización. Unión metálica : propiedades. Uniones entre partículas. -

3.-TERMODINAMICA (primera parte).

Sistema. Clasificación. Método de un sistema. Cambio de estado. Energía : Propiedades, unidades. Calor y trabajo. Energía Interna. Primer principio de la termodinámica. Funciones de estado. Calor o volumen constante y a presión constante. Capacidad calorífica y calor específico. Procesos isotérmicos. adiabáticos: isobáricos; isocóricos. Experiencia de Joule. Procesos reversibles e irreversibles. Entalpía. Entalpía estandar. Relación entre C_p y C_v . Variación de C_p con la temperatura. Trabajo eléctrico. Termoquímica. Calores de reacción. Reacciones exotérmicas y endotérmicas: ejemplos. Entalpías de formación. Entalpía de reacción. Relación entre la variación de entalpía y la variación de energía interna para una

reacción. Calor de combustión. Calores de disolución. Cambios de fases y modificaciones alotrópicas. Leyes de la termoquímica: Lavoisier y Bess. Energía de enlace. Efecto de la temperatura sobre el calor de reacción: ecuación de Kirchoff. Determinación experimental de los cambios entálpicos. Calorimetría.

4.-TERMODINAMICA (segunda parte)

Procesos espontáneos y no espontáneos. Relación con reversibilidad e irreversibilidad. Concepto de entropía. Segundo principio de la termodinámica. Entropía: definición, unidades. La entropía como criterio de espontaneidad. Entropía como medida de desorden de un sistema: interpretación. Entropías absolutas y el tercer principio de la termodinámica. Valores de entropía para sólidos, líquidos, gases. Entropía estándar. Cálculo de la variación de entropía para una reacción química. Energía libre de Gibbs. Trabajo útil. Energía libre a T y P constantes. La energía libre como criterio de espontaneidad. Energía libre estándar. Relación entre energía libre y constante de equilibrio. Cálculo de la variación de la energía libre para una reacción química a partir de las presiones o concentraciones.

5.-EQUILIBRIO QUIMICO

Reversibilidad. Irreversibilidad. Ley de acción de masas. Ecuación general de equilibrio. Expresión de la constante de equilibrio K_p , K_c (K_x y K_n).- Grado de disociación. Principio de Le Chatelier. Aplicaciones. Equilibrio homogéneo gaseoso. (con cambio y sin cambio en el número de moles). Equilibrios combinados. Equilibrio heterogéneo. Gas sólido. Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. Ecuación de Van't-Hoff. Vinculación con principio de Le Chatelier.

6.-EQUILIBRIO ACIDO BASE

Teoría de ácidos y bases. Arrhenius. Bronsted. Otras teorías. Ionización del agua. Producto iónico. Concepto de pH, pOH, pKw. Fuerzas de ácidos y bases. Efecto nivelador de agua. pH de soluciones de ácidos fuertes. pH de soluciones de bases fuertes. Influencia de la concentración. Balances de masa y carga. Ácidos y bases débiles. K_a y K_b . Ecuaciones generales. Expresiones aproximadas. Influencias de la concentración en el grado de disociación. Sales. Concepto de hidrólisis. Grado de hidrólisis. Casos: AF/BF, AD/BF; AF/BD; AD/BD. Ecuaciones generales aproximadas. Soluciones reguladoras de pH. Ecuación de Henderson-Hasselbach. Condiciones de validez. Aplicaciones. Ácidos polipróticos. Ejemplos (H_2S , H_2SO_4 , H_3PO_4). Bases poliácidas (Na_2CO_3). Anfólitos ($NaHCO_3$).

7.-EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

Soluciones. Solubilidad. Soluciones saturadas, sobresaturadas y no saturadas. Sólidos iónicos en agua. Constante del producto de solubilidad. Mezcla de dos soluciones. Efecto del ión común. Separación de compuestos por precipitación. Influencia de distintos factores en la solubilidad, temperatura, acidez, formación de especies complejas.

8.-EQUILIBRIO DE OXIDO-REDUCCION

Reacciones de óxido-reducción. Número de oxidación. Reglas. Concepto de Hemi-reacción. Balance por ión electrón. Ejemplos. Equilibrio redox. Electrólisis. Leyes de Faraday. Voltaje de descomposición. Sobre potenciales. Elementos galvánicos. Voltaje de descomposición. Fuerza electromotriz. (pilas). Conversión de signos. Energía libre y fuerza electromotriz. Ecuación de Nerst. Criterios de espontaneidad.

Electrodo normal de hidrógeno. Escalas de potenciales. Aplicaciones: Cálculo de potenciales normales. Cálculo de constante de equilibrio (Kps).

9.-EQUILIBRIO DE BASES

Cambios de estado. Ecuación de Clapeyron-Clausius. Presión de vapor y punto ebullición. Equilibrio sólido-líquido-vapor. Punto de fusión. Sublimación. Biograma de fases del agua. Regla de las fases.

Propiedades coligativas: descenso de la presión de vapor (Ley de Raoult).

Aplicaciones. Elevación del punto de ebullición. Descenso del punto de congelación. Osmosis y difusión. Presión osmótica. Soluciones ideales y no ideales. Factor 1 de Van'tHoff.

Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Mezclas de dos líquidos.

Sistemas ideales y no ideales.

10.-CINETICA QUIMICA

Velocidad de reacción. Orden de reacción. Molecularidad. Ecuaciones cinéticas. Constantes de velocidad. Métodos para determinar orden de reacción.

Primer orden. Segundo orden. Ejemplos. Reacciones en etapas. Reacciones opuestas. Reacciones sucesivas. Teoría de las velocidades de reacción. Energía de activación. Teoría de colisiones. Teoría del complejo activado.

Catalisis. Propiedades de los catalizadores. Catalisis. Homogénea. Catalisis heterogéneas. Enzimas.

11.-QUIMICA NUCLEAR

Nucleído. Clases de nucleídos. Radiaciones radioactivas. Ley de desintegración radiactiva. Actividad. Período de desintegración. Formas de desintegración. Reacciones nucleares. Series radiativas. Radioactividad. Artificial. Isótopos marcados y sus aplicaciones.

12.-ESTUDIO DE LOS GRUPOS PRINCIPALES DE LA TABLA PERIODICA

Hidrógeno: obtención, propiedades; compuestos principales. Oxígeno: obtención, propiedades, compuestos principales, ~~EL OXIGENO Y SUS COMPUESTOS~~

Agua y agua oxigenada. Halógenos: estado natural; obtención, compuestos principales. Azufre: estado natural: obtención; compuestos principales.

Nitrógeno y fósforo: estado natural; obtención; compuestos principales.

Carbono y silicio: estado natural; obtención; compuestos principales.

Gases nobles. Metales alcalinos: obtención, propiedades, compuestos principales.

Metales alcalino-térreos: obtención, propiedades, compuestos principales.

Aluminio, Estaño, Plomo: estado natural, obtención y propiedades.

Metales de transición: estado natural, obtención y compuestos más importantes.

BIBLIOGRAFIA

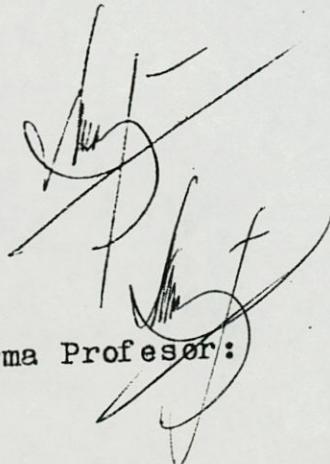
Bibliografía General

- 1.- Brescia, Ahrens - Fundamentos de química.
- 2.- E. Mahan - Química Universitaria.

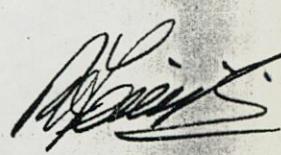
Bibliografía especial

- 1.- J. Butler - Cálculos de pH y de solubilidad.
- 2.- Gould - Química Inorgánica.
- 3.- Cotton, Wilkinson, - Química Inorgánica Básica.

Fecha: Febrero 1985

Firma Profesor: 

Aclaración Firma: Lic. Benitez

Firma Director: 

Dr. ROBERTO J. FERNANDEZ PRINI
Director Interino
Dto. Q'ca. Inorg. Anal. y Q'ca. Fis.

Aclaración Firma: