

DEPARTAMENTO: Química Inorgánica, Analítica y Química Física

ASIGNATURA: Química General e Inorgánica (I), grupo "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 4 hs. b) Problemas 4 hs.
(semanales) c) laboratorio 8 hs. d) Seminario - hs. e) Totales: 16 hs.

ASIGNATURAS: CORRELATIVAS: No Tiene

PROGRAMA

1.-ESTRUCTURA ATOMICA

Breve ^{resumen} reseña de los hechos científicos más importantes que llevaron al 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: escalas. 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. Estado de un sistema. Cambios de estado. Energía: propiedades, unidades. Calor y trabajo. Energía interna. Primer principio de la termodinámica. Funciones de estado. Calor a volumen constante y a presión

C. BENÍTEZ

Aprobado por Resolución D. 1654/85

constante. Capacidad calorífica y calor específico. Procesos isotérmicos, adiabáticos; isobáricos; isocóricos. Experiencia de Joule. Procesos reversibles e irreversibles. Entalpía. Entalpía estándar. 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. Entalpías 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 alótropicas. Leyes de la termoquímica: Lavoisier y Hess. Energía de enlace. Efecto de la temperatura sobre el calor de reacción: ecuación de Kirchoff. Determinación experimental de los cambios entálpicos. Calorimetría.

?

ENTHALPY
ENTHALPY

Heat of solution

BOND
DISSOCIATION
ENERGY

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 del desorden de un sistema: interpretación. Valores de entropías 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.

ENTROPY

FREE ENERGY

5.- EQUILIBRIO QUIMICO

Reversibilidad. Irreversibilidad. Ley de acción de masas. Ecuación general de equilibrio. Expresión de la constante de equilibrio K_p , K_c . Grado de disociación. Principio de

Law of mass action

///.

C. BENITEZ


LE CHATÉLIER PRINCIPLE

Le Chatelier. Aplicaciones. Equilibrio homogéneo gaseoso (con cambio y sin cambio en el número de moles). Equilibrios combinados. Equilibrio heterogéneo. Dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. Ecuación de van't-Hoff. Vinculación con el principio de Le Chatelier.

6.- EQUILIBRIO ACIDO BASE

Teoría de ácidos y bases: Arrhenius, Brönsted, otras teorías.

IONIZATION

Ionización del agua. Producto iónico. Concepto de pH, pOH, pKw. Fuerza de ácidos y bases. 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. Influencia 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 y 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 poliacídicas: Na_2CO_3 . Anfolitos: $NaHCO_3$.

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 de 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

OXIDATION

Reacciones de oxidación-reducción. Número de oxidación. Reglas. Concepto de hemirreacción. Balance por ión electrón. Ejemplos. Equilibrio redox. Electrólisis. Leyes de Faraday. Potencial de electrodo. Fuerza electromotriz (pilas). Convención de signos. Energía libre y fuerza electromotriz. Ecuación de Nernst.

REDOX REACTIONS

C. BENITEZ

///.

Criterios de espontaneidad.
Electrodo normal de hidrógeno. Escala de potenciales. Aplicaciones: cálculos de potenciales normales. Cálculos de constantes de equilibrio (K ps)

9.- EQUILIBRIO DE FASES PHASE EQUILIBRIUM

Cambios de estado. Ecuación de Clapeyron-Clausius. Presión de vapor y punto de ebullición. Equilibrio sólido-líquido-vapor. Punto de fusión. Sublimación. Diagrama 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 i de Van't-Hoff. Soluciones de gases en líquidos. Ley de Henry. Mezclas de dos líquidos. Sistemas ideales y no ideales.

10.- CINETICA QUIMICA CHEMICAL KINETICS

Velocidad de reacción. Orden de reacción. Molecularidad. Ecuaciones cinéticas. Constantes de velocidad. Métodos para determinar orden de reacción. Primer orden. Segundo orden. Ejemplos. Teoría de las velocidades de reacción: energía de activación. Teoría de colisiones. Teoría del complejo activado. Catálisis. Propiedades de los catalizadores. Catálisis homogénea. Catálisis heterogénea. Enzimas.

11.- QUIMICA NUCLEAR

Nucleído. Clases de nucleídos. Radiaciones radiactivas. Ley de desintegración radiactiva. Actividad. Período de semidesintegración. Formas de desintegración. Reacciones nucleares. Series radiactivas. Radiactividad artificial. Isótopos marcados y su aplicación.

ISOTOPES

././././.

Handwritten signature: C. Benitez