

PROGRAMA DE INTRODUCCION A LA QUIMICA

1 - Estructura de la materia.

a) Descripción cualitativa de los experimentos que dieron origen a la teoría atómica: radiación del cuerpo negro, rayos catódicos, experiencia de Millikan, espectros atómicos, efecto fotoeléctrico, experimento de Rutherford, rayos X.

b) Reseña histórica de los modelos atómicos. Modelo de Bohr del átomo de H: hipótesis y conclusiones. Interpretación teórica del espectro del átomo de H. Limitaciones del modelo.

c) Resultados de la Mecánica Cuántica: estructura electrónica del átomo de H. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Representación gráfica cualitativa. Aplicación del principio de incerteza de Heisenberg.

d) Número atómico y número de masa. Unidad de masa atómica. Isótopos. Peso atómico relativo. Concepto de mol. Principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica de átomos plurielectrónicos. Principio de Hund. Efecto de pantalla. Tabla periódica. Grupos. Períodos. Propiedades periódicas: energía de ionización, afinidad electrónica, radio atómico.

2 - Valencia y estructura molecular.

a) Tipos de enlaces: enlace covalente, enlace iónico. Diagramas de Lewis. Regla del octeto. Enlaces múltiples. Resonancia. Octetos incompletos y expandidos. Electronegatividad. Enlaces covalentes polares. Enlaces simples y múltiples. Longitud y energía de enlace.

b) Interpretación teórica de la geometría molecular. Modelo de repulsión de pares electrónicos de valencia (RPEV). Hibridación.

3 - Estados de agregación de la materia.

a) Gases. Propiedades macroscópicas. Leyes de los gases: Boyle, Gay-Lussac. Escala Kelvin de temperatura. Principio de Avogadro. Ecuación general de los gases. Modelo del gas ideal. Mezclas de gases ideales. Ley de Dalton. Ley de Graham. Hipótesis de la teoría cinética de los gases. Distribución de velocidades. Principio de equipartición de la energía.

Desviaciones del comportamiento ideal. Diagrama p.V vs. p. Temperatura de Boyle. Licuación de gases. Diagrama p vs. V. Temperatura, presión y volumen críticos. Presión de vapor. Ecuación de van der Waals.

b) Cambios de estado. Diagrama de fases para un sistema de un componente. Regla de las fases. Ebullición y evaporación. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Sublimación. Fusión.

c) Clasificación de los sólidos según el tipo de interacciones entre las partículas que los constituyen. Relación con sus propiedades macroscópicas. Estructura cristalina. Empaquetamientos compactos, sitios tetraédricos y octaédricos. Celda unidad. Redes típicas de cloruro de sodio, cloruro de cesio, fluorita, blenda de cinc.

4 - Termodinámica.

a) Primer Principio. Calor y trabajo, energía interna. Trabajo de cambio de volumen. Funciones de estado. Procesos reversibles. Procesos irreversibles. Entalpía. Aplicación de Primer Principio a procesos en gases ideales. Capacidad calorífica a p constante y a V constante. Dependencia con la temperatura.

Termoquímica. Ley de Hess. Entalpía de formación y de combustión. Cálculo de la entalpía de reacción a partir de entalpías de formación de reactivos y productos. Dependencia de la entalpía de reacción con la temperatura: ley de Kirchhoff.

b) Segundo Principio de la Termodinámica. Reversibilidad y espontaneidad. Criterio de espontaneidad. Energía libre. Aplicaciones a cambios de estado y a las reacciones químicas.

5 - Soluciones.

a) Solubilidad. Solución ideal: ley de Raoult. Propiedades coligativas de soluciones de un soluto no-volátil en un solvente volátil. Determinación de pesos moleculares. Soluciones de electrolitos.

b) Soluciones de dos componentes volátiles: diagrama presión-composición y temperatura-composición. Aplicación de la regla de las fases. Desviaciones del comportamiento ideal. Azeótropos. Destilación fraccionada.

c) Solubilidad de gases en líquidos. Ley de Henry.

6 - Equilibrio Químico.

a) Reacciones reversibles, equilibrio dinámico. Constante de equilibrio de una reacción química. Cálculos de equilibrio. Principio de Le Châtelier. Ecuación de van t'Hoff.

b) Equilibrios iónicos en soluciones acuosas. Equilibrios de disociación. Ácidos y bases: conceptos de Arrhenius, de Brønsted-Lowry y de Lewis. Equilibrio ácido-base. Producto iónico del agua, escala de pH . pOH . Grado de disociación, ácidos y bases fuertes y débiles, soluciones reguladoras. Cálculos de pH . Titulación. Indicadores ácido - base.

c) Equilibrios de solubilidad en sólidos iónicos, K_{ps} y solubilidad de sales. Efecto del ion común. Cálculo de solubilidad. Precipitación selectiva.

7 - Electroquímica.

Conductividad de soluciones. Electrolitos. Reacciones de óxido reducción. Electrólisis. Electrodo: ánodo, cátodo. Leyes de Faraday. Pilas reversibles. Fuerza electromotriz. Trabajo eléctrico. Ecuación de Nernst. Tabla de potenciales de electrodo.

8 - Cinética Química

Velocidad de una reacción. Ecuación de velocidad de una reacción. Orden de reacción. Constante de velocidad de reacción. Integración de la ecuación de velocidad de reacción para reacciones de primer y segundo orden. Determinación gráfica de las constantes de velocidad de primero y segundo orden. Dependencia de la constante de velocidad con la temperatura: Ecuación de Arrhenius. Efecto del agregado de catalizadores.

BIBLIOGRAFIA

1. -Química, la ciencia central , T.Brown,H Lemay (Prentice Hall)
2. -Principios básicos de Química ; H. B. Gray, G. P. Haight (Reverté, 1978)
3. -Química, curso universitario; B. M. Mahan, R. J. Myers (Addison-Wesley-Iberoamericana, 1990)
4. -Química; R. Chang (McGraw-Hill, 1997)
5. -Fundamentos de Química; F. Brescia, J. Arents, H. Meislich, A. Turk (SEXA, 1989)
6. -Química General; L. Pauling (Aguilar, 1980)
7. -Elementos de Química Física; S. Glasstone, J. Lewis (El Ateneo, 1962)