

PROGRAMA DE FÍSICA MACROSCÓPICA

1 - Estructura de la materia

a) Modelo de Bohr del átomo de **H** hipótesis y conclusiones. Interpretación teórica del espectro del átomo de **H** Limitaciones del modelo

b) 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

c) 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, electronegatividad.

Trabajos Prácticos: Problemas sobre estequiometría. Exceso y defecto. Pureza y rendimiento.

Soluciones: unidades de concentración, dilución, mezcla de soluciones. **Laboratorio:** Preparación de soluciones. Titulación ácido-base.

2 - Valencia y estructura molecular.

a) Tipos de enlaces enlace covalente, enlace iónico Diagramas de Lewis. Regla del octeto. Enlaces múltiples. Octetos incompletos y expandidos. 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 (TRPEV).

3 - Estados de agregación de la materia.

a) Breve reseña sobre 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. Fuerzas intermoleculares: Fuerzas de atracción y de repulsión. Fuerzas de van der Waals.

Desviaciones del comportamiento ideal. Diagrama pV vs. p . 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. Ebullición y evaporación. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Sublimación. Fusión.

Trabajos Prácticos: Problemas sobre gases y cambios de estado. **Laboratorios:** Determinación de pesos moleculares por el método de Víctor Meyer. Determinación de la presión de vapor de una sustancia volátil.

4 - Termodinámica.

a) Breve reseña sobre el 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 ya 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 ya las reacciones químicas.

Trabajos Prácticos: Problemas sobre termoquímica. **Laboratorio:** determinación del calor de neutralización.

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) Solubilidad de gases en líquidos. Ley de Henry.

Trabajos Prácticos: Problemas sobre propiedades coligativas. **Laboratorio:** Determinación del peso molecular de un soluto no volátil por descenso crioscópico.

6- Equilibrio Químico.

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

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

Trabajos Prácticos: Problemas sobre equilibrio químico. Problemas sobre pH, soluciones reguladoras, hidrólisis y Kps. **Laboratorio:** Desplazamiento del equilibrio de una reacción. Medida del pH de diferentes soluciones. Titulación con diferentes indicadores.

7 - Electroquímica

Reacciones de óxido reducción. Balanceo de ecuaciones por el método del ión electrón.

Conductividad de soluciones. Electrolitos. Electrólisis: Leyes de Faraday. Pilas reversibles. Fuerza electromotriz. Trabajo eléctrico. Ecuación de Nernst. Tabla de potenciales de electrodo.

Trabajos Prácticos: Balanceo de ecuaciones por el método del ión electrón. Problemas sobre pilas y electrólisis. **Laboratorio:** Reacciones de óxido-reducción. Determinación de la FEM de diferentes pilas. Determinación del equivalente electroquímico del hidrógeno.

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. Interpretación según la teoría de colisiones.

Trabajos Prácticos: Problemas sobre orden de reacción, determinación de constante de velocidad, variación con la temperatura. **Laboratorio:** Determinación del orden de reacción de una solución.

8 - Sólidos

Sólidos. Cristalinos y amorfos. Sólidos cristalinos: celda unidad. Sistemas cristalinos (especial énfasis en las redes del sistema cúbico). Ecuación de Bragg. Tipos de cristales de acuerdo a las partículas constitutivas y sus uniones: metálicos, iónicos, covalentes, macromoleculares. Propiedades y ejemplos típicos. Empaquetamientos compactos: cúbico y hexagonal. Huecos tetraédricos y octaédricos. Uso de empaquetamientos compactos para describir sólidos iónicos. Redes típicas: NaCl, ZnS y CaF₂. Caso de la red del CsCl. Criterio de la relación de radios. Relación semicuantitativa con las cargas y los radios. Sólidos metálicos: propiedades, nociones de teoría de bandas.

BIBLIOGRAFIA

1. *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*, P. Atkins, L. Jones, Ed. Médica Panamericana (2006)
2. *Química, la ciencia central*, T. Brown, H. Lemay, Bursten (Prentice Hall)
3. *Principios básicos de Química*; H. B. Gray, G. P. Haight (Reverté, 1978)
4. *Química, curso universitario*; B. M. Mahan, R. J. Meyers (Addison-Wesley-Iberoamericana, 1990)
5. *Química*; R. Chang (McGraw-Hill, 1997)
6. *Elementos de Química Física*; S. Glasstone, J. Lewis (El Ateneo, 1962)