

PROGRAMA DE LA ASIGNATURA

QUÍMICA 11

SEM.	CÓDIGO	TEORÍA H/S	PRÁCT H/S	LAB. H/S	UNIDAD CRÉDITO	PRELACIÓN
1	11104	4	2	0	5	-----

1. ESTEQUIOMETRÍA

- 1.1. Noción de Partícula. Átomos. Peso atómico, Escala "C". Símbolo químico, fórmula química, peso molecular. Cálculo de peso molecular.
- 1.2. Concepto de mol. Número de Avogrado. Cálculo de moles.
- 1.3. Reacción química. Ecuación química.
- 1.4. Leyes de la combinación química. Conservación de la masa, proporciones definidas.
- 1.5. Balanceo de ecuaciones.
- 1.6. Cálculo estequiométrico. Porcentaje de rendimiento, reactivo limitante.

2. ESTRUCTURA ATÓMICA Y ENLACE QUÍMICO.

- 2.1. Introducción a la forma y características de la tabla periódica.
- 2.2. Introducción a los moles atómicos. El método científico.
- 2.3. Introducción a la teoría cuántica. Concepto de orbital. Números cuánticos y llenado de la tabla periódica.
- 2.4. Propiedades periódicas: radio, potencial de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad.
- 2.5. Enlace químico. Tipos de enlace según relación a la tabla periódica. Enlace iónico, enlace metálico.
- 2.6. Enlace covalente. Energía de enlace y orden de enlace. Enlace covalente polar.
- 2.7. Orbitales híbridos.
- 2.8. Repulsión entre pares de electrones y forma de las moléculas.
- 2.9. Polaridad de las moléculas.
- 2.10. Propiedades de los estados agregados y su relación con el tipo de enlaces iónicos, metálico, Van der Waals, ion dipolo y puente de hidrógeno.

3. ESTADOS DE LA MATERIA.

- 3.1. Relación general entre gases, líquidos, sólidos y soluciones.
- 3.2. Propiedades generales de gases. Experimentos de Boyle, Charles, Gav-Lussac y la relación entre variables.
- 3.3. Gases ideales: la ecuación de estado. Gases reales, la ecuación de Van der Waals.
- 3.4. Mezcla de gases. Ley de Dalton. Fracción molar de gases.
- 3.5. Cálculo estequiométrico con gases.
- 3.6. Tipos de soluciones. Límites y grado de solubilidad.
- 3.7. Unidades de concentración: molalidad y fracción molar. Propiedades coligativas de soluciones. Ley de Henry y Roault.

4. EQUILIBRIO.

- 4.1. Introducción al equilibrio. Velocidad de reacción, energía de activación. Constante de equilibrio. Evolución hacia el equilibrio.
- 4.2. Introducción cualitativa de entalpía, entropía y energía libre.
- 4.3. Equilibrio de fase de un solo componente. Relación en procesos dinámicos y energías involucradas.
- 4.4. Molaridad. Equilibrio en fase gaseosa y cambios químicos.
- 4.5. Variables que modifican el equilibrio. Principio de Le Chatalier.
- 4.6. Cálculo con equilibrio en fase gaseosa. Interpretación de resultados.
- 4.7. Equilibrio en solvente como medio. Utilidad en síntesis.
- 4.8. Equilibrio iónico. Disolución de sales. Producto de solubilidad.
- 4.9. Efecto del ion común. Precipitación selectiva. Cálculos estequiométricos con precipitados.
- 4.10. Equilibrio ácido-base. Constante de equilibrio ácido-base.
- 4.11. Funciones pK. Escala de pH.
- 4.12. Cálculo estequiométrico con ácidos y bases fuertes y débiles. Normalidad. Soluciones reguladoras. Interpretación de resultados.

5. OXIDACIÓN - REDUCCIÓN.

- 5.1. Definiciones y conceptos de óxido-reducción.
- 5.2. Balanceo de ecuaciones de óxido-reducción.
- 5.3. Representación de pilas galvánicas y electrolíticas. Ejemplos.
- 5.4. Potencial standard. Tabla de potenciales. Cálculos de potencial de una celda. Criterio de espontaneidad.
- 5.5. Ecuación de Nernst. Cálculo.
- 5.6. Electrólisis. Cálculo estequiométrico con electrólisis.

BIBLIOGRAFÍA

- James E. Brady - Gerard E. Humiston. "Química Básica". Química Mortimer
- Garzón, Guillermo. "Fundamentos de Química General". McGraw-Hill Latinoamericana. Colombia. 1982.
- Moore, J.; Davies, W. y Collins, R. "Química". McGraw-Hill Latinoamericana. Colombia. 1981.
- B.M. Mahan y R.J. Myers, "Química Curso Universitario". 4° Ed.; Addison-Wesley, Venezuela, 1990.