

QUÍMICA 11

1. IDENTIFICACIÓN.

Materia: Química 11

Código: 1000

Prelación: Ninguna

Ubicación: 1er. Semestre

TPLU: 4-2-0-5

Condición: Obligatoria.

Departamento: Ciencias Aplicadas y Humanísticas

2. JUSTIFICACIÓN.

La Química es una materia fundamental en la formación de cualquier ingeniero porque lo dota de una comprensión básica sobre las leyes de transformación química de la materia, útil para entender el comportamiento de los materiales y sus transformaciones. También lo forma sobre las bases de la teoría atómica y la ley de conservación de la materia, herramienta conceptual imprescindible en el campo de la Ciencia y Tecnología, sin la cual no se puede comprender cabalmente la dinámica de la naturaleza.

3. REQUERIMIENTOS.

Conocimientos adquiridos en bachillerato.

4. OBJETIVOS.

GENERALES

Introducir a los estudiantes en los principios y leyes que rigen las propiedades y transformaciones químicas de los materiales basado en las concepciones de la teoría atómica y ley de conservación de la materia.

ESPECÍFICOS

En relación al capítulo 1 el objetivo es presentar la estructura de la materia según las teorías modernas del átomo.

El objetivo del capítulo 2 es estudiar la distribución de los elementos en la Tabla Periódica.

La intención del capítulo 3 es el análisis de la estequiometría de las reacciones químicas.

El capítulo 4 tiene como objetivo considerar las leyes de los gases ideales fundamentales.

El objetivo del capítulo 5 es estudiar las soluciones y cómo calcular concentraciones y preparar soluciones típicas.

Referente al capítulo 6, el objetivo es el estudio de la velocidad de reacción y el equilibrio químico en forma elemental.

En cuanto al capítulo 7 el objetivo es el análisis de reacciones de óxido-reducción y sus aplicaciones.

5. CONTENIDO PROGRAMÁTICO

CAPITULO 1. LA MATERIA Y SU ESTRUCTURA. (6 h).

Concepto de materia. Estructura. El átomo. Número atómico. Nociones básicas de la teoría cuántica. Cubanización de energía. El efecto fotoeléctrico y la constante de Planck. El átomo de Bohr, electrones, protones y neutrones. Espectros de rayas. Números cuánticos. Concepto de orbital. Tipos y formas de orbitales. Capacidad de los niveles.

CAPITULO 2. EL SISTEMA PERIÓDICO (10 h).

Número atómico y orden periódico. Principios de exclusión y máxima multiplicidad. Llenado del sistema periódico. Familias y grupos. Propiedades periódicas: radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad. Enlace químico: Enlaces iónico, metálico y covalente. Momento dipolar. Fuerzas intermoleculares: Van der Waals, dipolo-dipolo, ion-dipolo y puente de hidrógeno. Relación enlace-propiedades físicas y químicas.

CAPITULO 3. ESTEQUIOMETRIA (12 H).

Ánalisis dimensional. Factores de conversión. Teoría atómica de Dalton. Ley de conservación de la masa. Concepto de elemento y de compuesto. Ley de las proporciones constantes y múltiples. Átomo y moléculas elementales. Número de Avogadro. Pesos atómicos y moleculares. Composición en peso de una molécula. Factor gravimétrico. La reacción química. Balanceo de ecuaciones. La ecuación química balanceada como expresión de la ley de la conservación de la masa. Balance de materia de átomos y gramos en una ecuación química. Exceso o deficiencia de reactivos. Rendimiento. Reacciones simultáneas.

CAPITULO 4. GASES (6 H).

Gases ideales. Conceptos de presión y temperatura. Temperatura absoluta. Escala de medidas de la temperatura. Leyes de Boyle, Gay Lussac y combinada. Ecuación de estado de los gases ideales. Mezcla de gases ideales. Ley de Dalton. Fracciones molares y presiones parciales.

CAPITULO 5. SOLUCIONES (12 H).

Definición de solución. Solubilidad. Formas de expresar la concentración: % peso molar, partes por millón. Preparación de soluciones: disolución de sales en agua, mezcla de soluciones.

CAPITULO 6. VELOCIDAD DE REACCIÓN Y EQUILIBRIO QUÍMICO (18 H).

Definición de la velocidad de reacción. Expresiones elementales de velocidad. Constante de velocidad. Ley de acción de masa de Gulberg y Waage. Principio de Le Chatelier. Constantes de equilibrio expresadas en función de la concentración y de las presiones parciales. Equilibrio en fase gaseosa: Presiones parciales al equilibrio en una y varias reacciones simultáneas. Equilibrio en fase líquida: Equilibrio de disociación del agua, pH. Ácidos y bases. Hidrólisis. Concentraciones al equilibrio en una y varias reacciones simultáneas. Aplicaciones: soluciones reguladoras. pH en mezclas de ácidos, bases y sales. Equilibrio heterogéneo: Equilibrio sólido-líquido: producto de solubilidad, disociación y precipitación de sales poco solubles. Efecto del ion común. Equilibrio simultáneo de reacciones en fase gaseosa, líquida y sólida.

CAPITULO 7. REACCIONES DE OXIDO - REDUCCIÓN (18 H).

Iones. Reductores y oxidantes. Ecuaciones de óxido-reducción, balanceo. Movimiento de electrones bajo la acción de una diferencia de potencial eléctrico. Transporte de carga eléctrica por movimientos de electrones e iones en solución. Electrodo normal de hidrógeno. Potencial cero. Montaje de celdas para medida de los potenciales electroquímicos. Tabla de potenciales electroquímicos normales. Ecuación de Nernst. Equilibrio. Pilas. Celdas electroquímicas.

6. METODOLOGÍA.

El curso consiste en clases teóricas y prácticas, eventualmente acompañados con experimentos sencillos.

7. RECURSOS.

Pizarrón, marcadores, proyectores, maquetas de átomos y moléculas, reactivos comunes y fácil adquisición.

8. EVALUACIÓN

Continúa con exámenes periódicos.

9. BIBLIOGRAFÍA.

“Química Brown”. Lornay - Berstein - Prentice Hall, 1985.

“Química Básica”. James Brady, Limusa, 1990.

“Química General” Bruce Mahan, Adinson - Wesley INC, 1985.

“Química General. Teoría y Problemas”. Daniel Shaum - Mc Graw Hill, 1966.

10. VIGENCIA:

A partir del semestre B-2001