

QUÍMICA GENERAL

Contenidos

Unidad 1.

Sistemas materiales. Propiedades intensivas y extensivas. Sistema homogéneo, heterogéneo e inhomogéneo; concepto de variables de estado. Estados físicos o de agregación y nombres de los cambios. Dispersiones groseras; clasificación y ejemplos según el estado de agregación. Coloides: Noción. Criterio de heterogeneidad. Breve descripción de sedimentación, centrifugación, decantación, filtración, separación magnética, tamizado, etc. Propiedades aprovechadas para efectuar estas separaciones. Soluciones. Clasificación; criterio experimental para distinguir solución de sustancia pura. Fraccionamiento por destilación, cristalización y extracción por solventes. Sustancia pura. Sustancia simple y compuesta. Elemento. Leyes de los cambios de estado de agregación. Cambios físicos y químicos.

Unidad 2.

Estructura atómica. Número atómico y número de masa. Isótopos. Comparación entre diámetro atómico y nuclear. Masa y carga del protón, neutrón y electrón. Masa atómica. Unidad de masa atómica (uma), masa atómica relativa, masa molecular relativa, masa atómica absoluta. Equivalencia de la uma con el gramo. Comparación entre masa atómica y nuclear. Cantidad mínima de sustancia; moléculas y otras unidades mínimas. Significado conceptual de las fórmulas. Masa de la unidad mínima de una sustancia no formada por moléculas. Unidad mol del Sistema Internacional y Sistema Métrico Legal Argentino; constante de Avogadro; Ley de Avogadro: Volumen molar y Volumen molar normal. Ley de Lavoisier de conservación de la masa y de Einstein de la materia y energía. Ley de las proporciones definidas de Proust. Balanceo de ecuaciones por tanteo y por método algebraico. Cálculos estequiométricos con masas, volúmenes y número de moles. Reactivo limitante. Pureza de reactivos y rendimiento de las reacciones.

Unidad 3.

Gases. Descripción cinético-molecular del estado gaseoso y correlación con las propiedades presión, temperatura, volumen, densidad, miscibilidad y compresibilidad de los gases. Punto crítico; isoterma crítica. Gases ideales. Ecuación de estado y Ecuación general. Ley de las presiones parciales de Dalton y ley de la difusión de Graham. Gases reales. Desviación del comportamiento ideal. Ecuación de van der Waals. Cálculos estequiométricos.

Unidad 4.

Estructura electrónica. Razón de su estudio en química. Modelos atómicos. Espectros. Cuantos. Dualidad onda partícula. Principio de incertidumbre; concepto probabilístico de distribución de electrones. Orbital. Significados de los números cuánticos n , l , m y s . Orden de llenado; niveles y subniveles de energía; regla de las diagonales. Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. Configuración electrónica de los átomos en orbitales y casilleros. Tabla periódica. Ley periódica moderna. Configuración electrónica de valencia; bloques s , p , d , f . Tendencias del radio atómico, potencial de ionización y afinidad electrónica en grupos y períodos; características de los elementos metálicos, no metálicos, semimetálicos e inertes.

Unidad 5.

Uniones químicas. Modelo atómico orbital del enlace. Regla del octeto. Escala de electronegatividades de Pauling. Unión covalente simple, doble, triple y coordinada. Unión covalente polar y no polar. Ejemplos de uniones covalentes en moléculas y en redes de átomos. Red covalente. Notación de Lewis. Fuerzas de cohesión intermolecular por dipolos permanentes, puentes hidrógeno y dipolos temporarios. Redes moleculares. Unión iónica; red iónica. Unión metálica; red metálica. Origen de la repulsión interna en los cuerpos; significado de la temperatura; agitación térmica; concepto del cero absoluto. Existencia de las sustancias como cuerpo sólido, líquido o gaseoso según predomine la cohesión o la repulsión internas. Escritura de fórmulas. Número de oxidación. Nomenclatura tradicional y sistemática de Stock de

óxidos, ácidos, hidróxidos y sales sencillas. Mínimo número de fórmulas de química del carbono para ilustrar la diversidad de cadenas, funciones e isomería.

Unidad 6.

Líquidos. Descripción de su estructura interna. Presión de vapor; punto de ebullición; calor latente de vaporización. Viscosidad. Tensión superficial. Sólidos. Descripción de su estructura interna: amorfos y cristalinos. Cohesión interna y puntos de fusión comparativos de los sólidos moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Calor latente de fusión. Presión de vapor del sólido; punto de sublimación; calor latente de sublimación. Diagrama de fases de una sustancia. Punto triple. Gráficos presión temperatura del agua y del dióxido de carbono. Su interpretación.

Unidad 7.

Soluciones. Soluciones gaseosas, líquidas y sólidas. Composición y concentración: % m/m, % m/v, % v/v, molaridad, molalidad y fracción molar. Soluciones no saturadas, saturadas y sobresaturadas. Curva de solubilidad de sólidos en líquidos. Soluciones de gases en líquidos: ley de Henry. Ley de distribución. Propiedades coligativas. Descenso de la presión de vapor; ley de Raoult. Descenso crioscópico; anticongelantes. Ascenso ebulloscópico. Presión osmótica. Aplicaciones. Electrolitos y no electrolitos; teoría de Arrhenius; conductividad electrolítica. Grado de disociación; electrolitos fuertes y débiles; mención del efecto de la disociación de los electrolitos sobre las propiedades coligativas. Neutralización; equivalente gramo; normalidad de soluciones.

Unidad 8.

Cinética química. Definición de velocidad de reacción; curva de concentraciones de reactivos y productos en función del tiempo; velocidad media; velocidad instantánea. Rango: desde infinitamente lentas (H_2 con O_2 a temperatura ambiente), hasta las deflagraciones. Expresión genérica de la velocidad instantánea en función de las concentraciones. Velocidad específica; efecto de la temperatura; nociones de catálisis. Reacciones total y reversible. Equilibrio molecular; constante de equilibrio

en término de concentraciones molares. Perturbación del equilibrio; principio de Le Chatelier-Braun; noción de reacción exotérmica y endotérmica. Comparación del cociente de reacción Q vs la constante de equilibrio K_c y K_p . Equilibrio iónico. K_w , K_a y K_b ; pH y pOH. Hidrólisis.

Unidad 9.

Reacciones redox: Ejemplos de química inorgánica y combustiones. Método del ion-electrón para balancear ecuaciones redox en medio acuoso. Potenciales patrón de reducción y oxidación; reacciones espontáneas y no espontáneas. Pilas. Cálculo de f.e.m en condición patrón; mención del efecto de las concentraciones y de la temperatura. Descripción y ecuaciones de la pila de Daniell y acumulador de plomo; descripción de la pila de Leclanché. Otras pilas. Electrólisis; carga del electrón; carga de 1 mol de electrones, constante de Faraday. Cálculos estequiométricos con lectura de las semiecuaciones; cantidad de electricidad circulada a partir del número de moles de electrones intercambiados; correlación con la expresión final de las leyes de Faraday. Obtención de aluminio. Refinación del cobre. Nociones sobre corrosión y protección metálica.

Unidad 10.

Termoquímica. Entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Leyes de la Termoquímica. Cálculo del calor de una combustión y otra reacción sencilla, usando los datos de la tabla estándar de entalpías de formación. Concepto de poder calorífico superior e inferior de combustibles.

Unidad 11.

Nociones sobre: Química Inorgánica. Química orgánica. Tratamiento de efluentes. Agujero de ozono. Efecto invernadero. Contaminación ambiental: monóxido de carbono. Óxidos de nitrógeno. Desechos peligrosos. Lluvia ácida.