

Programa de Trabajos Prácticos (2003-2018)

1.- Estequiometría I: Relaciones cuantitativas de materiales empleados y producidos en las reacciones químicas. Átomos. Moléculas. Unidad de masa atómica. Peso atómico absoluto. Peso atómico relativo. Peso molecular relativo. Átomo gramo. Número de Avogadro. Volumen molar (en Condiciones Normales de Temperatura y Presión). Composición centesimal. Fórmula mínima o empírica. Peso fórmula gramo. Pureza. Problemas de aplicación.

2.- Estequiometría II: Reactivo limitante (exceso y defecto). Rendimiento de una reacción. Peso equivalente para ácidos, bases y sales. Número de equivalentes. Problemas de aplicación.

3.- Soluciones I : Definición de solución. Soluteo y solvente. Distintos tipos de soluciones (según el estado de agregación). Concentración, distintos tipos de unidades, físicas y químicas. Densidad. Problemas de aplicación.

4.- Soluciones II: Trabajo de laboratorio. Normas de trabajo en el laboratorio. Descripción de los materiales a usar en el laboratorio. Recomendaciones generales para su correcta utilización. Medidas experimentales. Errores. Reglas de redondeo. Preparación de soluciones de distinta concentración a partir de drogas sólidas o de soluciones. Titulaciones.

5.- Soluciones III: Estequiometría en soluciones. Problemas de aplicación.

6.- Redox I: Reacciones de óxido-reducción. Agentes oxidantes y reductores. Reglas para determinar el número o estado de oxidación de todos los elementos que forman parte de los distintos compuestos que intervienen en una reacción. Método del ion-electrón en medio ácido y básico. Problemas de aplicación.

7.- Redox II: Trabajo de laboratorio. Reacciones donde se manifiesta físicamente el resultado de la óxido-reducción. Interpretación de los resultados, formulación de los mismos. Introducción al concepto de Potenciales Redox.

8.- Redox III: Peso Equivalente de compuestos en reacciones de óxido-reducción en (distintos medios). Revisión de los diferentes tipos de reacciones vistas hasta el presente. Problemas de aplicación.

9.- Gases I: Relaciones P-V-T para gases ideales. Leyes de Boyle-Mariotte y de Gay-Lussac. Ley de Avogadro. Constante universal de los gases ideales. Determinación del Peso molecular y la densidad a través de la ecuación de estado de los gases ideales. Comprobación experimental de la ley de Boyle-Mariotte. Problemas de aplicación.

10.- Gases II: Trabajo de laboratorio y seminario. Ley de Dalton. Presiones parciales. Ley de Graham. Reacciones en las que intervienen gases. Determinación del porcentaje de oxígeno en el aire. Presión de vapor del agua. Problemas aplicando conceptos de estequiometría, redox y soluciones.

11.- Purificación de sulfato de cobre comercial: Trabajo de laboratorio. Purificación mediante la técnica de recristalización por enfriamiento. Diagramas de solubilidad. Saturación. Concepto de solubilidad. Relación entre el tamaño de los cristales y la concentración de las soluciones madres, temperatura y tiempo de cristalización. Isomorfismo. Polimorfismo. Criterios de isomorfismo. Eliminación de impurezas en sistemas isomorfos. Caracterización del Fe (II).

12.- Cristalografía: Estructura de los cristales. Sistemas cristalinos. Redes de Bravais. Celda unitaria. Enlaces en sólidos. Sólidos moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Cálculo de distancias reticulares haciendo uso de relaciones geométricas sencillas. Regla de la Razón de los radios (relación carga/radio). Simetría y distribución de los aniones alrededor del catión. Número de coordinación del catión. Difracción de rayos X. Ley de Bragg. Problemas de aplicación.

Cátedra de Introducción a la Química – Ciencias Naturales

13.- Propiedades coligativas: Propiedades de las soluciones. Descenso de la Presión de vapor. Ascenso ebulloscópico. Descenso crioscópico. Presión osmótica. Cálculo del peso molecular de un soluto. Diagrama de fases para el agua. Problemas de aplicación.

14.- Termodinámica y Termoquímica: Estudio del cambio de energía (o transferencia) que acompaña a los procesos físicos y químicos. Clasificación de sistemas. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Estado termodinámico. Funciones de Estado. Principios de la Termodinámica. Calores de reacción., de combustión, de formación. Ley de Hess. Problemas de aplicación.

15.- Equilibrio químico: Reversibilidad de las reacciones químicas. Cociente de reacción (Q). Constante de equilibrio (K_e). Velocidad de reacción. Principio de Le Chatelier. Cálculo de concentraciones en el equilibrio. Relaciones entre K_p y K_c. Factores que afectan el equilibrio químico: volumen, presión, temperatura, variación de concentración; agregado de un catalizador. Equilibrios heterogéneos. Problemas de aplicación.

16.- pH I: Concepto de electrolitos y no electrolitos; electrolitos fuertes y débiles. pH. Ácidos, bases, y sales. Ionización del agua. Producto iónico del agua (K_w). Escala de pH. Indicadores ácido-base. Medida del pH. Problemas de aplicación.

17.- pH II: Trabajo de laboratorio. Obtención de un indicador ácido-base natural (antocianina). Preparación de patrones de distinta concentración de H⁺ y OH⁻. Método colorimétrico. Determinación del pH de soluciones de acidez o basicidad desconocidas, preparadas en el laboratorio y de otras tomadas de la naturaleza. Comparación de resultados mediante el uso de indicadores e instrumental adecuado. Conceptos elementales de colorimetría.

18.- pH III: Constante de disociación de ácidos y bases débiles. Grado de disociación. Soluciones reguladoras. Hidrólisis. Constante de hidrólisis. Factores que afectan la hidrólisis. Solubilidad. Producto de solubilidad. Relaciones entre Q_{ps} y K_{ps}. Problemas de aplicación.

19.- Metales: Trabajo de laboratorio. Propiedades fundamentales de los elementos de transición. Comportamiento de éstos elementos según su estructura electrónica. Propiedades físicas. Multiplicidad de los estados de oxidación. Formación de iones complejos. Color en complejos.

20.- Leyes de Faraday: Electroquímica. Celdas electrolíticas y galvánicas. Electroodos. Número de Faraday, Equivalente electroquímico. Concepto de corriente eléctrica, diferencia de potencial, (unidades); Problemas de aplicación.

21.- Pilas: Trabajo de laboratorio. Construcción de una pila de Daniell. Puente salino. Ánodo, Cátodo, Verificación de la ecuación de Nernst. Cálculo de la constante de equilibrio. Tabla de potenciales. Determinación de la serie electroquímica con distintos electrodos metálicos y soluciones. . Determinación de diferencias de potencial en pilas de concentración. Corrosión. Observación de las zonas de oxidación y reducción mediante indicadores de una barra metálica sometida a esfuerzos, observación de un ánodo de sacrificio, interpretación. Problemas de aplicación.

22.- No Metales I: Trabajo de laboratorio. Comprobación experimental de las propiedades de los elementos de los grupos VII y VI. Lluvia ácida, observación de su efecto sobre muestras naturales, minerales, metales, suelos, materiales de aplicación en la construcción, etc. Problemas de aplicación.

23.- No Metales II: Trabajo de laboratorio. Comprobación experimental de las propiedades de los elementos de los grupos V y IV. Óxidos de estos grupos que contribuyen a la formación de la lluvia ácida, observación sobre muestras naturales (suelos, agricultura, rocas de aplicación en la construcción, etc.). Efecto invernadero.