



Especialidad: Química
Jefe de Departamento: Marisa E. Dilernia
Complementaria de la resolución 2012-4149- SSGECP

Programas Instituto Industrial Luis A. Huergo (A-117)
Año 2017

Disciplina: Química.

Curso: 3º Electrónica, Computación, Construcciones, Química, Electromecánica, Energías Renovables.

Docente: Isadora Aldariz, Luis Blanco, Andrés Argentini, Carolina Sarto, Emma Spinedi

Unidad 1 – La química y la materia

Química, su importancia y objeto de estudio. Aplicaciones en ciencia, tecnología y sociedad. Elaboración del concepto de química. La Química como ciencia experimental.

Relación entre los conceptos de Materia, material y cuerpo. Propiedades de la materia y sustancias. Fenómenos físicos y químicos. Combinación y descomposición.

Estados físicos. Cambios de estado. Modelo de Partículas y Teoría Cinética de la materia. Interpretación de los estados de agregación y los cambios de estado desde la Teoría Cinética molecular.

Sistemas Materiales-Sistemas abiertos, cerrados y aislados. Ejemplos.

Sistemas homogéneos y heterogéneos. Ejemplos. Sustancias simples y compuestas.

Mezclas. Separación de los componentes de una mezcla. Sistemas dispersos. Soluciones. Clasificación de acuerdo al estado físico. Sólidas, Líquidas y Gaseosas. Concepto de concentración. Formas físicas y químicas de expresar la concentración de una solución. Opiniones sobre los conceptos de soluciones diluidas y concentradas.

Diferenciación entre sustancias y soluciones. Concepto de solubilidad. Factores que la influyen. Clasificación de las soluciones respecto de la solubilidad de una sustancia en otra: Solución saturada, no saturada y sobresaturada. Cristalización. Ejemplos.

Otras dispersiones: Los Sistemas coloidales. Ejemplos cotidianos: espumas, geles, soles, aerosoles, emulsiones.

Unidad 2 – Estado gaseoso

Concepto de mol, vinculación con el número de Avogadro. Cálculo de la masa molar de distintas sustancias.

Comparación entre gases ideales y reales. El estado gaseoso y la presión de un gas. Interpretación de las relaciones entre la presión, el volumen y la temperatura para una determinada masa gaseosa a través del Modelo de Partículas. Análisis de las expresiones de las Leyes de Boyle, Gay Lussac y Charles. Concepto de mol: vinculación con el Número de Avogadro. Cálculo de la masa molar de las distintas sustancias.

Ecuaciones que integran y derivan las leyes de los gases ideales. Análisis de gráficos y



Especialidad: Química
Jefe de Departamento: Marisa E. Dilernia
Complementaria de la resolución 2012-4149- SSGECP

resolución de problemas.

Unidad 3 – Estructura de la materia

Modelos atómicos.

Breve evolución histórica de la idea de átomo: los filósofos griegos. Primeros modelos atómicos: Thomson y Rutherford.

Introducción al modelo de Bohr: concepto de niveles de energía.

Nociones sobre modelo actual propuesto a partir del surgimiento de la Mecánica Cuántica.

Partículas sub-atómicas más importantes (protones, electrones, neutrones, quarks). Radiactividad- Caracterización de los tipos de radiación nuclear. Beneficios y Perjuicios de la misma.

Los elementos químicos y la Clasificación Periódica.

Concepto de elemento químico y alotropía.

Número atómico y número másico. Isótopos y radioisótopos.

Orbitales. Configuración electrónica. Determinación de la configuración electrónica externa.

Fundamentación del grupo y período de los distintos elementos en la Clasificación Periódica.

Las Propiedades periódicas. Análisis comparativos entre Electronegatividad y Radio Atómico, Energía de Ionización y Afinidad Electrónica.

Unidad 4 – Enlaces químicos: las interacciones entre átomos y moléculas.

Los elementos inertes, la regla del octeto y la estabilidad de los átomos.

Fórmulas mínimas y moleculares.

Sustancias simples y compuestas.

Propiedades de las sustancias.

Conceptos de número de oxidación y su relación con las propiedades periódicas.

Unión iónica, unión covalente y covalente dativa o coordinada. Fórmulas Electrónicas y estructurales.

Las uniones entre los átomos de carbono.

Unión metálica. Reinterpretación de las propiedades en función del tipo de unión. Nociones sobre uniones entre moléculas. Dipolos transitorios, permanentes y unión de hidrógeno. Ejemplos en situaciones cotidianas.

Justificación, desde la interacción entre partículas, de Las propiedades de los materiales (como la transparencia, la fragilidad, la conductividad térmica, eléctrica y dureza.)

Unidad 5 – Sustancias inorgánicas y orgánicas, sus propiedades y aplicaciones

Compuestos Inorgánicos.

Óxidos e Hidróxidos. Fórmulas globales y desarrolladas. Nomenclatura. Equilibrio de ecuaciones.

Generalidades sobre pH.

Ácidos. Clasificación. Fórmulas moleculares y desarrolladas. Nomenclatura. Aniones inorgánicos.

Sales. Fórmulas globales y desarrolladas. Nomenclatura. Reacción de Neutralización.

Los compuestos del carbono.



Especialidad: Química
Jefe de Departamento: Marisa E. Dilernia
Complementaria de la resolución 2012-4149- SSGECP

Familias principales:

Estructuras, nomenclaturas y propiedades físico químicas más importantes de hidrocarburos (alifáticos y aromáticos), compuestos oxigenados (éteres, alcoholes, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos y derivados) y compuestos nitrogenados (aminas y nitrilos) Aplicaciones industriales y cotidianas. Cuadro comparativos de los tipos de Isomería. Ejemplos y curiosidades.

Bases estructurales y funciones fisiológicas de las biomoléculas más importantes: glúcidos, lípidos, aminoácidos, proteínas, ácidos nucleicos y vitaminas.

Unidad 6 – Relaciones cuantitativas en la química.

Las Reacciones Químicas.

Interpretación de las reacciones químicas como procesos en los que se forman sustancias diferentes de las iniciales, consecuencia del reordenamiento de átomos/iones.

El lenguaje simbólico. La Ley de la Conservación de la Masa y la igualación de las ecuaciones químicas. Interpretación de ecuaciones de obtención y descomposición de diversos compuestos.

Las combustiones.

Bibliografía

Cuadernillo del Departamento de Química para tercer año.