

Olimpiada Nacional de Ciencias

Temario de Química

TABLA DE CONTENIDOS

1. LA MATERIA

Definición de materia. Estados de la materia. Propiedades físicas y químicas de la materia. Cambios físicos y químicos de la materia. Propiedades intensivas y extensivas de la materia. Sustancias puras y mezclas. Mezclas homogéneas y heterogéneas.

Átomos, moléculas y compuestos. Iones. Elementos: nombres y símbolos de los elementos más comunes, masas relativas de los elementos. Número atómico. Explicar el término "unidad de masa atómica". Concepto de isótopo y aplicaciones de los mismos. Masas atómicas, significado, interpretación y aplicación. Cálculo de masa atómica a partir del porcentaje de abundancia de los isótopos.

2. PRIMERAS TEORÍAS ATÓMICAS Y LA ESTRUCTURA ATÓMICA

Modelos atómicos iniciales. Modelos atómicos modernos. Teoría atómica de Dalton. Composición de las sustancias. Naturaleza de la carga eléctrica. Descubrimiento de los iones. Partículas subatómicas. Masa y carga de las partículas subatómicas. El núcleo atómico. Arreglo general de las partículas subatómicas. Números atómicos de los elementos. Masa atómica.

3. TEORÍA ATÓMICA MODERNA Y LA TABLA PERIÓDICA

La radiación electromagnética. Análisis de energía, longitud de onda, velocidad y frecuencia de la radiación electromagnética. El átomo de Bohr. Descripción del modelo mecano-cuántico del átomo. Descripción del principio de incertidumbre de Heisenberg. Dualidad onda-partícula del electrón. Descripción de los números cuánticos. Descripción de los orbitales atómicos a partir de sus números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli. Principio de edificación de Aufbau. Principio de máxima multiplicidad de Hund. Niveles de energía de los electrones. Configuración electrónica de los elementos, configuración extendida, abreviada y de diagrama de orbital. Configuraciones electrónicas y la tabla periódica. Electrones de valencia. Sustancias paramagnéticas y diamagnéticas. Especies químicas isoelectrónicas.

4. PERIODICIDAD QUÍMICA

La Ley Periódica. La tabla periódica de los elementos químicos. Fundamentos para el ordenamiento periódico de los elementos. Grupos y períodos de la tabla periódica. Clasificación de los elementos de acuerdo a sus propiedades. Clasificación de los elementos de acuerdo a su configuración electrónica. Propiedades periódicas de los elementos: radio atómico, radio iónico, electronegatividad, energía de ionización, afinidad electrónica y carácter metálico.

5. ENLACES QUÍMICOS

El enlace químico. La regla del octeto. Tipos de enlaces químicos: electrovalente ó iónico, covalente, covalente coordinado (compuestos de coordinación), enlace metálico. Puentes de hidrógeno. Fuerzas de atracción intermolecular. Diagramas de Lewis de formación del enlace iónico. Estructuras de Lewis de compuestos moleculares. Resonancia. Enlaces múltiples. Teoría de repulsión del par electrónico del nivel de valencia. Geometría molecular. Orbitales híbridos.

Polaridad del enlace. Polaridad de las moléculas. Enlaces pi y sigma. Teoría del enlace de valencia. Teoría del orbital molecular. Orbitales moleculares de moléculas diatómicas sencillas.

6. **NOMENCLATURA DE COMPUESTOS INORGÁNICOS**

Números de oxidación. Reglas para asignar números de oxidación. Predicción de fórmulas para los compuestos. Sistemas de nomenclatura: clásico, estequiométrico y Stock.

Nombre y escritura de fórmulas para compuestos binarios:

con oxígeno: óxidos, anhídridos y peróxidos.

con hidrógeno: hidruros, hidrácidos y combinaciones especiales del hidrógeno con los elementos de las columnas IIIA, IVA y VA

sin oxígeno y sin hidrógeno: sales haloideas, binarios no metálicos, aleaciones y amalgamas.

Nombre y escritura de compuestos ternarios: Hidróxidos, oxiácidos y oxisales neutras. Nomenclatura de hidratos. Nombre y escritura de compuestos cuaternarios.

Nomenclatura de compuestos de coordinación.

7. **COMPOSICIÓN CUANTITATIVA DE LAS SUSTANCIAS**

Mol. El número de Avogadro. El concepto de mol aplicado a moléculas y compuestos. Masa atómica. Masa fórmula. Masa molar de los compuestos. Ley de las composiciones definidas. Ley de las proporciones múltiples. Cálculo de la composición porcentual de las sustancias. Fórmulas empírica y molecular. Determinación de la fórmula empírica. Determinación de la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica.

8. **ECUACIONES QUÍMICAS, CÁLCULOS A PARTIR DE ECUACIONES QUÍMICAS**

Ecuación y reacción química. Notación utilizada en la escritura de ecuaciones químicas. Escritura de ecuaciones químicas. Información que proporciona una ecuación. Ley de la conservación de la masa aplicada a las ecuaciones químicas. Balanceo de ecuaciones químicas por los métodos de: prueba-error y algebraico. Tipos de reacciones químicas fundamentales: síntesis, descomposición, desplazamiento simple, metátesis, oxidación. Reglas de solubilidad de compuestos químicos comunes. Electrolitos fuertes y débiles. Ácidos y bases: identificación y propiedades. Ácidos y Bases, fuertes y débiles. Reacciones de neutralización. Tipos de ecuaciones químicas. Relaciones molares: cálculos mol-mol, mol-masa, masa-masa. Cálculos de reactivo limitante y del rendimiento porcentual. Reacciones en serie y resoluciones de problemas de mezclas.

9. **REACCIONES DE OXIDACIÓN – REDUCCIÓN**

Las reacciones de oxidación – reducción. Terminología REDOX: agente oxidante y agente reductor, ecuaciones parciales de oxidación y reducción. Balanceo de ecuaciones de Oxidación – Reducción por los métodos del Estado de oxidación y del IÓN-ELECTRÓN.

10. **GASES**

Gases reales y gases ideales. Descripción de la teoría cinética de los gases. Propiedades generales. La temperatura. Escalas Celsius, Fahrenheit y Kelvin. La presión. Unidades para expresar presión. Condiciones de presión y temperatura estándar para un gas. Leyes de los gases: Ley de Boyle, de Charles, de Gay – Lussac, de Avogadro, ley general de los gases, ley de los gases ideales, ley de las presiones parciales de Dalton. Densidad de los gases. Volumen molar de un gas. Reacciones químicas en las que participan gases. Estequiometría de reacciones químicas en el estado gaseoso.

11. **DISOLUCIONES**

Proceso de disolución. Factores que afectan la solubilidad: estructura molecular, presión y temperatura. Componentes de una disolución: soluto y disolvente. Tipos de disoluciones: concentradas, diluidas, insaturadas, saturadas y sobresaturadas. Formas de expresar la concentración de las disoluciones: % en peso o masa, % en volumen, % peso o masa en volumen, unidad de masa por unidad de volumen, molaridad, fracción molar y molaridad. Problemas

estequiométricos a partir de disoluciones. Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos y no electrolitos.

12. CONOCIMIENTO TEÓRICO DE MATERIAL Y TÉCNICAS DE LABORATORIO.

Reconocimiento, identificación y principales usos de cristalería y equipo básico de laboratorio: Frascos para reactivos, balón de fondo plano, balón aforado, tubos de ensayo y gradilla, kitasato y embudo Buchner, erlenmeyer, goteros, embudos de vástago largo y corto, varilla de agitación, bureta y pinzas de bureta, probeta, asa de nicromo, termómetro de laboratorio, crisol y tapadera, vidrio de reloj, cápsula de porcelana, mortero y pistilo, soporte universal, pinzas universales, anillo de metal, triángulo de porcelana, rejilla de asbesto, papel pH, papel filtro, mechero Bunsen y Tyrill, pinzas para tubos de ensayo, pinzas para crisol, mangueras de hule, tapones de hule o corchos de laboratorio.

Conocimiento teórico de normas básicas y medidas de seguridad en el laboratorio: orden dentro del laboratorio, interpretación de rótulos de seguridad, que hacer en caso de derrames, incendios y/o explosiones, uso correcto de material de vidrio, principios básicos en el manejo de sustancias químicas.

Conocimiento teórico de técnicas básicas de laboratorio: cómo calentar el contenido de un tubo de ensayo, cómo manipular recipientes o frascos de reactivos, transferencia de líquidos: directa, utilizando embudos y utilizando varilla de agitación; clasificación, partes y uso del mechero; tipos, regulación y partes de la llama de mecheros; precipitación, sedimentación, filtración y preparación de sistemas de filtración en el laboratorio, centrifugación, lavado de residuos, decantación, evaporación: directa, usando baño maría y desecación con crisoles, manejo y uso de balanza de dos y un plato, mediciones de volumen utilizando buretas, pipetas y probetas. Medición de densidad y uso del termómetro.

Conocimiento teórico del uso de equipo básico de seguridad en el laboratorio: bata, guantes, lentes de seguridad, mascarilla para gases, mascarilla para polvo.

BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, R y Goldsby.. **Química**. 12va. edición. McGraw–Hill. México, 2017.
2. Petrucci, et al. **Química General**. 10ma edición. Prentice Hall. México. 2011.
3. Goldberg. D. **Química**. Serie Schaum. Mc Graw Hill. México. 2006
4. Chang, Raymond. **Fundamentos de Química**. 1era edición. McGraw-Hill. México. 2011.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

1. Brown T. & Lemay. **Química, la ciencia central**. 5ª. Edición. Prentice–Hall . México, 1991.
2. Hein, Morris & Susan, Arena. **Fundamentos de Química**. 10ª. Edición. Thomson. México, 2003.
3. Ebbing. **Química General**. 9na. Edición. McGraw–Hill . México, 2010.
4. Masterton, W. Slowinski. **Química general superior**. Editorial Interamericana. México, 1985.
5. Miller, Augustine. **Química elemental**. Editorial Harla. México.
6. Mortimer, Charles. **Química**. Editorial Iberoamericana. México, 1985.

7. Redmore, F. H. **Fundamentos de química**. Prentice–Hall. Colombia, 1985.
8. Rosenberg, J. L. & Epstein, L. **Química general**. 7a. edición. McGraw–Hill. México, 1991.
9. Whitten, et al. **Química**. 8va edición. Cengage Learning. México. 2008.
10. Kotz, John C. & Treichel, Paul M. **Química y reactividad química**. 5ª. Edición. Thomson. México, 2003.

IMPORTANTE:

1. Para la primera competencia, “competencia departamental”, se evaluará las unidades 1 a 7, de esta tabla de contenidos.
2. Para la competencia regional, se evaluarán las unidades 1 a 10.
3. En la competencia nacional, se evaluarán todas las unidades (1 a 12).
4. **Se permite el uso de calculadora científica no programable. La cual será presentada por cada estudiante y revisada por el evaluador.**
5. A los participantes se les proporcionará la tabla periódica, en base a la cual deben obtener los datos que se le soliciten en las pruebas.