

Olimpiada Nacional de Ciencias 2025

38 años

TABLA DE CONTENIDO

QUÍMICA



Olimpiada Nacional
de Ciencias

INFORMACIÓN IMPORTANTE:

1. Para la primera etapa, se evaluarán las unidades 1 a 8, de esta tabla de contenido.
2. Para la segunda etapa, se evaluarán las unidades 1 a 12.
3. En la competencia nacional, se evaluarán todas las unidades (1 a 14).
4. **Se permite el uso de calculadora científica no programable y tabla periódica. Ambas deberán ser presentadas por el alumno. La tabla periódica no debe contener anotaciones adicionales.**

1. QUÍMICA Y MATERIA

Definición de química. Herramientas numéricas básicas: notación científica, sistema de medidas, factores de conversión, factor unitario y análisis de unidades de medida. 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 e iones. Elementos: nombres y símbolos de los elementos más comunes, masas atómicas promedio de los elementos. Número atómico. Explicación de la "unidad de masa atómica". Concepto de isótopo, masa y porcentaje de abundancia relativa. Masas atómicas, significado, interpretación y aplicación. Cálculo de masa atómica promedio de un elemento 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. Distribución general de las partículas subatómicas en el átomo. Números atómicos de los elementos, masa atómica y representación de isótopos.

3. TEORÍA ATÓMICA MODERNA

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 de una manera cualitativa. 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. Configuraciones electrónicas extendida, abreviada y de diagrama de orbital. Principio de edificación de Aufbau. Configuraciones electrónicas y la tabla periódica. Electrones de valencia y electrón diferencial. Sustancias paramagnéticas y diamagnéticas. Especies químicas isoelectrónicas. Concepto de apantallamiento y carga nuclear efectiva.

4. PERIODICIDAD QUÍMICA Y TABLA PERIÓDICA

La Ley Periódica. La tabla periódica de los elementos químicos. Fundamentos para el ordenamiento periódico de los elementos. Grupos y periodos 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. Principales características físicas y químicas de elementos representativos, de transición y de transición interna.

Olimpiada Nacional de Ciencias 2025

38 años

TABLA DE CONTENIDO QUÍMICA



Olimpiada Nacional
de Ciencias

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 covalente. 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.

Nombre y escritura de compuestos cuaternarios. Oxisales ácidas, oxisales básicas, sales dobles de oxoaniones. Nomenclatura de hidratos.

Nomenclatura de compuestos de coordinación. Ligandos monodentados inorgánicos comunes, ligandos bidentados: oxalato, entilendiamina, ligandos hexadentados: EDTA. Isomería y estereoisomería en la nomenclatura. Compuestos de coordinación con geometría básica.

7. COMPOSICIÓN CUANTITATIVA DE LAS SUSTANCIAS

Mol. El número de Avogadro. El concepto de mol aplicado a moléculas y compuestos. Masa atómica. Masa molecular. Masa fórmula. Masa molar de los compuestos. Ley de las composiciones definidas. Ley de las proporciones múltiples. Ley de conservación de la materia. 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: ensayo-error y algebraico. Tipos de reacciones químicas fundamentales: síntesis, descomposición, desplazamiento simple, metátesis (desplazamiento doble), oxidación. Reglas de solubilidad de compuestos químicos inorgánicos 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 resolución de problemas de mezclas.

9. ENERGÍA Y REACCIONES QUÍMICAS

Definición de sistema, tipos de sistemas. Naturaleza y tipos de energía. Funciones de estado. Cambios de energía en las reacciones químicas, reacciones endotérmicas y exotérmicas. Introducción a la termodinámica. Conceptos claves: calor específico, capacidad calorífica, cálculos básicos aplicando la ley 0 de la termodinámica. Descripción de las 3 leyes de la termodinámica y su uso en química. Cálculo de calor en cambios de estado físico, análisis de energía en cambios de estado físico en serie, poder calorífico de un combustible. Ecuación termoquímica. Entalpía de las reacciones químicas. Calorimetría. Entalpía estándar de formación, concepto y aplicación. Entalpía de reacción. Ley de Hess y entalpía de enlace.

Olimpiada Nacional de Ciencias 2025

38 años

TABLA DE CONTENIDO

QUÍMICA



Olimpiada Nacional
de Ciencias

10. 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 ion-electrón. Fundamentos del uso de potenciales estándares de reducción. Ecuación de Nernst. Celdas galvánicas y electrolíticas. Relación entre potencial y pH.

11. ESTADOS DE LA MATERIA DESDE UNA PERSPECTIVA QUÍMICA

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. Estado líquido y sus características. Estudio de la viscosidad, tensión superficial y presión de vapor de un líquido y su relación con la temperatura. Estado sólido y sus características. Diagramas de fases, reconocimiento de las fases. Estudio de la densidad.

12. 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. Las leyes de Raoult y Henry en disoluciones ideales. Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos y no electrolitos.

13. INTRODUCCIÓN AL EQUILIBRIO QUÍMICO

El concepto de equilibrio y la constante de equilibrio en equilibrios homogéneos, heterogéneos, múltiples o en serie. Escritura de la expresión de la constante de equilibrio. Información que proporciona la constante de equilibrio: predicción de la dirección de una reacción y cálculo de las concentraciones al equilibrio. Factores que afectan el equilibrio: principio de LeChatelier, cambios de la concentración, del volumen, de la presión y de la temperatura. Equilibrio ácido-base y equilibrio de solubilidad.

14. CINÉTICA QUÍMICA

La rapidez de una reacción. Ley de velocidad y su expresión. Reacción entre la concentración de los reactivos y el tiempo. Constante de velocidad. Concepto de vida media y su relación con la velocidad de reacción. Reacciones de orden cero, primer orden y segundo orden. Orden global de la reacción química. Factores que afectan la velocidad de la reacción. Definición de energía de activación y ecuación de Arrhenius.

Olimpiada Nacional de Ciencias 2025
38 años
TABLA DE CONTENIDO
QUÍMICA



BIBLIOGRAFÍA

1. Chang, R y Overby. **Química**. 13va. edición. McGraw-Hill. México, 2020.
2. Brown, et al. **Química La Ciencia Central**. 14va edición. Editorial Pearson. México, 2023.
3. Chang, R y Goldsby. **Química**. 12va. edición. McGraw-Hill. México, 2017.
4. Petrucci, et al. **Química General**. 10ma edición. Prentice Hall. México. 2011.
5. Goldberg. D. **Química**. Serie Schaum. Mc Graw Hill. México. 2006
6. Chang, Raymond. **Fundamentos de Química**. 1era edición. McGraw-Hill. México. 2011.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

1. Hein, Morris & Susan, Arena. **Fundamentos de Química**. 10ª. Edición. Thomson. México, 2003.
2. Ebbing. **Química General**. 9na. Edición. McGraw-Hill. México, 2010.
3. Mortimer, Charles. **Química**. Editorial Iberoamericana. México, 1985.
4. Redmore, F. H. **Fundamentos de química**. Prentice-Hall. Colombia, 1985.
5. Rosenberg, J. L. & Epstein, L. **Química general**. 7a. edición. McGraw-Hill. México, 1991.
6. Whitten, et al. **Química**. 8va edición. Cengage Learning. México. 2008.
7. Kotz, John C. & Treichel, Paul M. **Química y reactividad química**. 5ª. Edición. Thomson. México, 2003.
8. Petrucci, R. **Química General**. 10ma edición. Editorial Pearson. México, 2011.
9. McMurry, J y R. Fay. **Química General**. 5ta edición. Editorial Pearson. México, 2009.