



Asturias – 2026

XL OLIMPIADA QUÍMICA ASTURIAS – 2026

TEMARIO

Además de los contenidos que se relacionan, los alumnos deben expresar correctamente los resultados de las operaciones, tanto en magnitud como en las unidades de la misma.

En los casos en los que el temario haga referencia a situaciones experimentales, se tratará de conocer el fundamento de la experiencia y el cálculo numérico sobre datos experimentales o la interpretación de resultados.

TEORÍA ATÓMICO MOLECULAR. EL MOL. APLICACIONES

1. Los estados de la materia
2. Leyes ponderales de la química
3. El modelo atómico de Dalton. Justificación de las leyes ponderales
4. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay–Lussac. Ley de Avogadro
5. Teoría cinético – molecular de la materia
6. Masas atómicas y moleculares. La cantidad de sustancia y su unidad: el mol
7. Los gases. Leyes de los gases y teoría cinética de la materia
8. Disoluciones. Expresiones de la concentración. Preparación de disoluciones. Solubilidad
9. Propiedades coligativas: descenso de la temperatura de fusión, aumento de la temperatura de ebullición y presión osmótica
10. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares. Significado de las fórmulas químicas

NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA Y ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos
 - 1.1. Número de oxidación y carga iónica
 - 1.2. Formulación y nomenclatura de elementos y de iones monoatómicos
 - 1.3. Formulación y nomenclatura de compuestos binarios
 - 1.4. Formulación y nomenclatura de hidróxidos, oxoácidos
 - 1.5. Formulación y nomenclatura de oxoaniones
 - 1.6. Formulación y nomenclatura de oxosales y sales ácidas
2. Reacciones químicas
3. La ecuación química. Significado y ajuste de ecuaciones químicas
4. Tipos de reacciones químicas (síntesis, descomposición, desplazamiento, doble desplazamiento)
5. Estequiometría de las reacciones químicas
 - 5.1. Cálculos estequiométricos básicos
 - 5.2. Reacciones con reactivos impuros o en disoluciones
 - 5.3. Reacciones con un reactivo limitante
 - 5.4. Procesos reversibles. Rendimiento de una reacción

ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO

1. El modelo atómico de Bohr
 - 1.1. Bases teóricas y experimentales:
 - Ondas electromagnéticas, características
 - Espectros atómicos de emisión y absorción
 - 1.2. El modelo atómico de Bohr. Características más importantes
 - 1.3. Aportaciones y problemas que plantea el modelo
2. El modelo mecanocuántico del átomo
 - 2.1. Bases de la mecánica cuántica: hipótesis de De Broglie y principio de incertidumbre de Heisenberg
 - 2.2. Números cuánticos y estructura electrónica
 - 2.3. Aproximación al concepto de orbital
 - 2.4. El modelo actual del átomo
3. El sistema periódico de los elementos
 - 3.1. Descripción general
 - 3.2. Sistema periódico y estructura electrónica
 - 3.3. Variación periódica de las propiedades atómicas: tamaño, energía de ionización y afinidad electrónica

EL ENLACE QUÍMICO Y FUERZAS INTERMOLECULARES

1. Aproximación energética a la formación del enlace químico
 - 1.1. Energía y distancia de enlace
 - 1.2. Modelos de enlace químico. Relación con la estructura de la capa de valencia
2. El enlace covalente
 - 2.1. Modelo de Lewis del enlace covalente
 - 2.2. Teoría del enlace de valencia. Hibridación
 - 2.3. Geometría de las moléculas. La Teoría de Repulsiones de Pares de Electrones de la Capa de Valencia
3. El enlace metálico
 - 3.1. Formación del enlace. Modelo del gas de electrones. Teoría de bandas
4. El enlace iónico
 - 4.1. Estructura de las sustancias iónicas
 - 4.2. Aspectos energéticos. Energía de red
 - 4.3. Cálculo de la energía de red: ciclo de Born – Haber
5. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos
6. Propiedades de las sustancias y su relación con el tipo de enlace que presentan
7. Propiedades de las sustancias en función de las fuerzas intermoleculares
 - 7.1. Polaridad de los enlaces y de las moléculas
 - 7.2. Tipos de fuerzas intermoleculares: enlace de hidrógeno, van der Waals y London

TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. Energía y reacción química. Procesos endotérmicos, exotérmicos
2. Primer principio de la termodinámica. Aplicaciones
3. Reacciones a presión constante y a volumen constante
4. Concepto de entalpía: entalpía de reacción y entalpía de formación
 - 4.1. Diagramas entálpicos
 - 4.2. Ley de Hess, aplicación al cálculo de entalpías de reacción

5. Determinación experimental de un calor de reacción
6. Entalpía de enlace e interpretación de la entalpía de reacción
7. Condiciones que determinan el sentido de evolución de un proceso químico. Segundo principio de la termodinámica. Conceptos de entropía y de energía de Gibbs
 - 7.1. Espontaneidad de los procesos químicos. Predicción cualitativa y cálculo cuantitativo
8. Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Repercusiones sociales y medioambientales: contaminación producida por los combustibles fósiles. Efecto invernadero
 - 8.1. Combustibles. Poder calorífico de los combustibles

REACCIONES QUÍMICAS: VELOCIDAD DE REACCIÓN

1. Interpretación microscópica de las reacciones químicas
 - 1.1. Concepto de velocidad de reacción
 - 1.2. Ley de velocidad. Orden de reacción. Obtención a partir de datos experimentales
 - 1.3. Estudio cualitativo de los factores que influyen en la velocidad de reacción. Justificación
 - 1.4. Teoría de las colisiones
 - 1.5. Teoría del estado de transición. Energía de activación
2. Química e industria: materias primas y productos de consumo
 - 2.1. Implicaciones de la química industrial
3. Valoración de algunas reacciones químicas de interés en nuestra sociedad

REACCIONES QUÍMICAS: EL EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Las reacciones reversibles. Equilibrio químico
 - 1.1. Características macroscópicas del equilibrio químico. Interpretación submicroscópica del estado de equilibrio de un sistema químico
2. La constante de equilibrio: K_p y K_c . Ley de acción de masas
3. El cociente de reacción
4. Equilibrios homogéneos en fase gas y en disolución
5. Las condiciones de equilibrio
 - 5.1. Factores que afectan a las condiciones del equilibrio
 - 5.2. Criterio general de evolución a nuevas posiciones de equilibrio. Principio de Le Chatelier–Braun
 - 5.3. Estudio experimental y teórico de los cambios de las condiciones sobre el equilibrio

EQUILIBRIOS HOMOGÉNEOS: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

1. Concepto ácido–base en la teoría de Brønsted–Lowry
 - 1.1. Constantes de acidez y basicidad
 - 1.2. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa
2. Disociación del agua
 - 2.1. Concepto de pH
 - 2.2. Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases
 - 2.3. Importancia del pH en la vida cotidiana
3. Indicador ácido–base
4. Reacciones entre ácidos y bases: concepto de neutralización
5. Reacciones entre ácidos y bases: volumetrías ácido–base
 - 5.1. Punto de equivalencia. Uso de indicadores
 - 5.2. Curvas de valoración
 - 5.3. Aplicaciones y tratamiento experimental
6. Estudio cualitativo de las disoluciones acuosas de sales
7. Algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana
8. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias

EQUILIBRIOS HETEROGÉNEOS: REACCIONES DE PRECIPITACIÓN

1. El equilibrio disolución-precipitación de compuestos químicos
 - 1.1. Solubilidad y producto de solubilidad. Efecto del ion común
 - 1.2. Disolución de precipitados
 - 1.3. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación
2. Aplicaciones del equilibrio químico a la vida cotidiana y a procesos industriales

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA ORGÁNICA

1. Compuestos de carbono en la naturaleza
2. Posibilidades de combinación del átomo de carbono
3. Introducción a la formulación de los compuestos de carbono
 - 3.1. Concepto de grupo funcional y serie homóloga
 - 3.2. Formulación y nomenclatura de hidrocarburos (alcanos, alquenos, alquinos, hidrocarburos cíclicos y aromáticos)
 - 3.3. Formulación y nomenclatura de funciones oxigenadas (alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos y ésteres)
 - 3.4. Formulación y nomenclatura de funciones nitrogenadas (aminas, amidas y nitrilos)
 - 3.5. Formulación y nomenclatura de derivados halogenados
4. Isomería
 - 4.1. Isomería estructural
 - 4.2. Estereoisomería: isómeros geométricos; enantiómeros y mezcla racémica
5. Propiedades físicas y químicas generales y su relación con las estructuras químicas de los grupos funcionales
6. Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas