

Temario de la Olimpiada Española de Química (OEQ-2019)

Consideraciones generales

La selección de los equipos que representan a España en las Olimpiadas Internacionales de Química (IChO y OIAQ) se realiza en dos etapas: Fase Local y Fase Nacional. La Fase Nacional, es organizada, preparada y ejecutada por la Real Sociedad Española de Química (RSEQ). Simultáneamente, los participantes en la misma optan a los Premios Nacionales que concede anualmente el Ministerio de Educación y Formación Profesional (denominación en 2019) a los diez primeros clasificados.

De este modo, las pruebas que conforman la Fase Nacional se llaman en conjunto Olimpiada Española de Química (OEQ) y no solo distinguen a los campeones nacionales, sino que seleccionan a los cuatro alumnos que representan a título individual a España en la Olimpiada Internacional de Química (IChO) y a los cuatro que lo harán en la Olimpiada Iberoamericana de Química (OIAQ). Por eso, el temario de esta Fase Nacional debe aproximarse en la medida de lo posible al marco regulatorio de las Olimpiadas Internacionales de Química, si bien algunos contenidos de las mismas serán reducidos, simplificados u omitidos.

En consecuencia, los participantes en la OEQ y sus mentores deben tener bien presente que las pruebas engloban todos los contenidos de Química del currículo estatal vigente de ESO/Bachillerato (LOMCE, Real Decreto 1105/2014), estén incluidos o no en la Prueba de Evaluación de Bachillerato para el Acceso a la Universidad (PEBAU) que organiza cada Comunidad Autónoma. Además, por tratarse de un concurso competitivo, el grado de profundización o ampliación en algunos temas puede ser superior al exigido normalmente en la evaluación ordinaria en los centros docentes o en la PEBAU. Las preguntas y ejercicios propuestos en las ediciones anteriores de la Fase Nacional y la IChO constituyen una referencia válida para la preparación de la prueba.

Conocimientos generales incluidos

1. Bases conceptuales del método científico: ley, hipótesis, teoría, principio, conjetura, hecho, paradigma, etc.
2. Magnitudes físicas y sistemas de unidades. Factores de conversión y análisis dimensional.
3. Expresión científica de cantidades numéricas. Incertidumbre de las medidas experimentales. Cifras significativas.
4. Representación gráfica de resultados experimentales. Métodos simples de ajuste de resultados en forma gráfica y analítica.
5. Conceptos básicos de Física. Propiedades generales de la materia. Espacio, tiempo, velocidad y aceleración. Fuerza, cantidad de movimiento y presión. Trabajo, calor,

- temperatura y energía. Electrostática y corriente eléctrica. Magnetismo. Síntesis electromagnética y naturaleza ondulatoria de la luz.
6. Conocimientos básicos de Matemáticas. Resolución de sistemas de ecuaciones y ecuaciones de segundo grado. Logaritmos y aritmética exponencial. Geometría elemental y trigonometría. Cálculo diferencial básico: derivadas e integrales de una sola variable. Probabilidad y combinatoria.
 7. Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos según las normas IUPAC.
 8. *Desarrollo histórico de la Química. Química, Ciencia y Sociedad**.

Química Analítica

1. Expresión de cantidades en Química. Constante de Avogadro. Concepto de mol. Masa molar y volumen molar. Fórmulas químicas. Estequiometría.
2. Disoluciones. Formas de expresar la composición de una disolución (porcentaje en masa, fracción molar, molalidad) y unidades de concentración (molaridad, masa/volumen, porcentaje en volumen). *Normalidad (unidad de concentración en desuso progresivo) **.
3. Ecuaciones químicas: ajuste y cálculos. Reactivo limitante. Impurezas. Reacciones reversibles e irreversibles. Rendimiento y avance de reacción. Equilibrio químico. Cociente de reacción y constante de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Ley del equilibrio o de acción de masas (Guldberg y Waage). Expresión de la constante de equilibrio en términos de concentración, presión parcial y fracción molar. Grado de disociación y cálculos en el equilibrio. Evolución del equilibrio químico: principio de Le Chatelier.
4. Equilibrio ácido-base. Teoría de Arrhenius. Ácidos y bases según el concepto de Brønsted-Lowry. Sustancias anfóteras y anfipróticas. Autoprotólisis del agua. Ácidos y bases, fuertes y débiles. Constantes de acidez y basicidad. Ácidos polipróticos. Producto iónico del agua y concepto de pH. Predicciones cualitativas y cuantitativas en reacciones ácido-base. Cálculo del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases fuertes y débiles. Hidrólisis de sales en agua. Medida del pH. Indicadores ácido-base. Volumetrías ácido-base y curvas de valoración. *Cálculo del pH en disoluciones de sales, sustancias anfóteras. Disoluciones amortiguadoras: ecuación de Henderson-Hasselbalch**.
5. Reacciones redox. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Métodos de ajuste de reacciones redox. Volumetrías de oxidación-reducción. Equilibrios redox. Procesos electroquímicos y electrodos. Electrolisis, celdas electrolíticas y leyes de Faraday. Impacto de los procesos electrolíticos en la sociedad. Celdas galvánicas o voltaicas: componentes y representación simbólica. Fuerza electromotriz y potencial estándar de reducción. Espontaneidad de los procesos redox. Corrosión, anodización y galvanoplastia. Aplicaciones de las celdas voltaicas. *Ecuación de Nernst**.
6. Equilibrio de solubilidad. Producto iónico o constante de solubilidad (K_s). Relación entre la solubilidad y la constante de solubilidad. Efecto del ion común. Predicción

- cuantitativa y cualitativa de reacciones de formación y solubilización de precipitados. Cálculo de la concentración de las especies involucradas en los equilibrios de precipitación.
7. Reacciones de formación de complejos sencillos. Número de coordinación. Definición de constantes de disociación y formación de complejos. *Predicción cualitativa y cuantitativa de reacciones de formación de complejos y cálculos en equilibrios complexométricos. Volumetrías de formación de complejos**.
 8. *Principios básicos de cromatografía**.
 9. Técnicas modernas de análisis químico y determinación estructural. Nociones elementales de RMN, espectrometría de masas y espectroscopia (UV-Vis e IR). *Ley de Lambert-Beer. Aplicaciones**.
 10. *Principios básicos de la identificación (análisis cualitativo) de cationes en disolución acuosa: color, ensayos a la llama, etc.**.

Química Física

1. Estructura atómica de la materia. Descubrimiento del electrón. Modelos atómicos precuánticos: Thomson y Rutherford. Espectros atómicos de absorción y emisión.
2. Nacimiento de la teoría cuántica: espectro electromagnético y radiación del cuerpo negro. Catástrofe del ultravioleta e hipótesis de Planck. Explicación de Einstein del efecto fotoeléctrico. Naturaleza corpuscular de la luz: fotones. Modelo atómico de Bohr y su extensión posterior. Niveles energéticos del átomo de hidrógeno y explicación de su espectro de emisión.
3. Dualidad onda-corpúsculo de la materia. Hipótesis de De Broglie. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Mecánica ondulatoria: la ecuación de Schrödinger y significado de la función de onda. Modelo mecanocuántico del átomo: capas (niveles), subcapas (subniveles) y orbitales. Números cuánticos n , l y m_l . El espín del electrón. Configuración electrónica de átomos polielectrónicos: principio *Aufbau* o de construcción progresiva, principio de exclusión de Pauli y reglas de Hund. Configuración electrónica de átomos e iones de los elementos de los grupos principales y de la primera fila de los metales de transición. *Diamagnetismo y paramagnetismo atómicos: relación con el desapareamiento electrónico**.
4. Leyes de los gases: Boyle, Charles y Gay-Lussac. Principio de Avogadro. Ecuación de estado de los gases ideales. Mezclas de gases: presión parcial y ley de Dalton. *Gases no ideales (reales). Ecuación de Van der Waals**.
5. Teoría cinético-molecular de la materia y su aplicación a los gases. Velocidad cuadrática media. Difusión y efusión (ley de Graham).
6. Estados de agregación y cambios de estado. Diagrama de fases de una sustancia pura. Punto triple y punto crítico. Equilibrio líquido-vapor. Variación de la presión de vapor con la temperatura. *Entalpía de vaporización. Ecuación de Clausius-Clapeyron**.
7. Disoluciones líquidas y propiedades coligativas: variación de la presión de vapor, aumento del punto de ebullición, descenso del punto de congelación y presión

- osmótica. Determinación de la masa molar de un soluto. *Destilación fraccionada. Sistemas coloidales**.
8. Sistemas y procesos termodinámicos. Primer principio: trabajo, calor y energía. Funciones de estado. Energía interna y entalpía. Procesos endo y exotérmicos. Diagramas entálpicos.
 9. Termoquímica. Intercambio de calor en los procesos químicos. Entalpía o *calor* de reacción. Capacidad calorífica y calorimetría. Ley de Hess. Entalpías de formación estándar. Entalpías de combustión, disolución y dilución. Energías de enlace. Reacciones de combustión como fuente de energía. Combustibles fósiles. Valor energético de los alimentos.
 10. Segundo principio de la termodinámica. Definición, fórmula e interpretación de la entropía: desorden y espontaneidad. Energía libre de Gibbs. Tercer principio de la termodinámica. Entropías absolutas. Espontaneidad de las reacciones químicas: entropías y energías de Gibbs de reacción. Ecuación de Gibbs ($\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$) y equilibrio químico. *Interpretación termodinámica de la constante de equilibrio. Variación de la constante de equilibrio con la temperatura: ecuación de Van't Hoff**.
 11. Cinética de las reacciones químicas: velocidad de reacción. Factores que afectan a la velocidad de reacción. Ecuación cinética, constante de velocidad y orden de reacción. Integración de la ecuación cinética en casos simples, variación temporal de la concentración, semivida o periodo de semireacción ($t_{1/2}$). Nociones de las principales teorías de las reacciones químicas: colisiones y estado de transición. Perfil energético del avance de una reacción y energía de activación. Ecuación de Arrhenius.
 12. Mecanismos de las reacciones químicas. Etapas elementales, molecularidad, intermedios de reacción, reacciones complejas, etapa limitante. Catálisis, concepto y tipos: homogénea, heterogénea y enzimática. Importancia industrial y biológica de los procesos catalíticos.

Química Inorgánica

1. El núcleo atómico y los nucleones: número atómico y número de masa. Isótopos y su abundancia relativa. Unidad de masa atómica. Masa atómica relativa. Radiactividad: desintegración radiactiva y emisiones alfa, beta y gamma. Reacciones nucleares. *Ley de la desintegración radiactiva, periodo de semidesintegración, vida media, actividad y sus unidades, Bq o Ci **.
2. Tabla periódica: ley periódica y ley de Moseley. Estructura de la tabla periódica moderna y relación con la configuración electrónica. Clasificación de los elementos de la Tabla Periódica por sus propiedades químicas. Descripción de periodos y grupos. Tendencias generales de las propiedades periódicas: tamaño atómico, tamaño iónico, energías de ionización, electroafinidad, electronegatividad, carácter metálico, número de oxidación máximo.
3. Enlace covalente. Símbolos y estructuras de Lewis. Regla del octeto: validez y extensión de la misma. Enlace covalente coordinado o dativo. Resonancia de las

- estructuras de Lewis. Multiplicidad y orden de enlace. Teoría del enlace de valencia (TEV). *Nociones de la Teoría de Orbitales Moleculares**.
4. Cristales covalentes y sustancias moleculares. Geometría de moléculas sencillas: método repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (RPECV) y teoría de la hibridación. Polarización del enlace covalente y momento dipolar. Moléculas polares y no polares. Fuerzas o enlaces intermoleculares: fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno. Propiedades físicas de las sustancias moleculares.
 5. Enlace iónico. Cristales iónicos y energía reticular. Determinación de la energía de red de un cristal iónico mediante el ciclo de Born-Haber y estimación teórica de la misma (ecuación de Born-Landé). Estabilidad y propiedades generales de los sólidos iónicos.
 6. Enlace metálico. Propiedades físicas de los metales. Interpretación del enlace metálico con la teoría del gas electrónico. Teoría de bandas y clasificación de sólidos en conductores, semiconductores y aislantes. Superconductividad.
 7. Estudio comparativo de las propiedades de los sólidos cristalinos: iónicos, covalentes, moleculares y metálicos. Redes cristalinas simples: el sistema cúbico (celda primitiva, celda centrada en el cuerpo y celda centrada en las caras). Relación entre el tamaño atómico o iónico, los parámetros de celda, la masa atómica y la densidad del sólido.
 8. Siderurgia: producción de hierro y acero. Propiedades y producción industrial de los compuestos inorgánicos más importantes como ácido sulfúrico, ácido nítrico y amoníaco. Repercusiones medioambientales de su producción y consumo. *Obtención industrial de Na_2CO_3 (método de Solvay), NaOH y Cl_2 (procesos cloro-álcali) aluminio (procesos Bayer y Hall-Héroult). Producción de fertilizantes**.
 9. Reactividad de los elementos del "bloque s". Productos de la reacción con oxígeno agua y halógenos. Hidruros metálicos.
 10. Reactividad de los elementos del "bloque p". Productos de la reacción con hidrógeno, oxígeno y halógenos. Formación de oxoaniones y oxoácidos. Poder oxidante de los halógenos y reactividad con el agua. Hidróxidos con propiedades anfóteras (Al, Pb).
 11. Estados de oxidación y compuestos de los metales de transición o "bloque d". Oxosales de cromo y manganeso. *Naturaleza y estructura de los compuestos de coordinación**.
 12. Ciclos naturales del agua, carbono, nitrógeno y oxígeno. Química atmosférica.

Química Orgánica

1. Química del carbono. Grafito, diamante, grafeno, fullereno y nanotubos. Enlaces covalentes del átomo de carbono: multiplicidad e hibridaciones sp^3 , sp^2 y sp . Enlaces sigma y pi (σ y π). Estructura general de los compuestos orgánicos. Grupos funcionales y series homologas. Formulación y nomenclatura IUPAC de los compuestos orgánicos.
2. Estereoquímica: Isomería plana e isomería espacial (estereoisómeros, isómeros conformacionales, isómeros configuracionales: geométricos y ópticos). Quiralidad, enantiómero, epímero, dextrógiro y levógiro, mezcla racémica, diastereoisómero. Notación. Configuraciones R y S. Proyecciones de Fischer y de Newman.

3. Nociones generales de la reactividad de los compuestos orgánicos. Desplazamientos electrónicos: efecto inductivo y efecto mesómero o resonante. Clasificación de los reactivos orgánicos en nucleófilos/electrófilos y homolíticos o radicalarios.
4. Nociones generales de la clasificación de las reacciones orgánicas según la afinidad de los reactivos (electrófilas y nucleófilas) y según la relación estructural entre reactivos y productos (sustitución, adición, eliminación, condensación, redox, etc.).
5. Hidrocarburos: propiedades físicas, fuentes naturales y obtención. Clasificación. Los alcanos. Características generales de los alcanos y sus reacciones principales: halogenación, oxidación y pirólisis. Mecanismo radicalario de la halogenación.
6. *Cicloalcanos. Conformación de silla y bote. Estabilidad de los constituyentes de los cicloalcanos: enlaces ecuatoriales y axiales, isómeros cis-trans**.
7. Alquenos. Isomería *cis-trans*. Obtención. Reacciones principales de los alquenos: reducción, adición y ozonólisis. Mecanismos de las reacciones de adición.
8. Alquinos. *Reacciones principales de los alquinos: adición, oxidación y reducción. Acidez de los alquinos**.
9. Halogenuros de alquilo. Obtención. Reacciones de sustitución y eliminación. Mecanismos básicos de sustitución y eliminación: SN₁, SN₂; E1 y E2.
10. Compuestos aromáticos. Benceno: estructura y aromaticidad. Resonancia. Derivados del benceno. *Reacciones de sustitución y eliminación. Reacciones de sustitución electrofílica y efecto del sustituyente. Alquibencenos. Regla de Hückel: compuestos aromáticos, anti-aromáticos y no aromáticos**.
11. Alcoholes. Identificación, síntesis, acidez, reacciones: ruptura del enlace C–OH, ruptura del enlace O–H. Formación de éteres y ésteres. Reacciones de identificación de alcoholes. *Fenoles: clasificación, identificación, obtención, acidez y reactividad**.
12. Aldehídos y cetonas. Reacciones de identificación de grupo carbonilo: Ensayos de Fehling y Tollens. *Métodos de obtención y reactividad. Acetales y hemiacetales. Tautomería ceto-enol. Condensación aldólica. Glúcidos: glucosa y fructuosa. Proyecciones de Fischer y de Haworth. Diferencias entre alfa y beta D-glucosa: anomería. Enlace glucosídico de los disacáridos. Reconocimiento de azúcares reductores. Actividad óptica**.
13. Ácidos carboxílicos. Acidez: efectos inductivos. *Métodos de obtención y reactividad. Ácidos di o tricarboxílicos. Ácidos aromáticos**.
14. Derivados de los ácidos carboxílicos: ésteres y amidas. Propiedades y reactividad. *Cloruro de ácido y anhídrido de ácido: obtención y reacciones. Aceites y grasas. Jabón, detergencia y formación de micelas**.
15. Aminas. Estructura, propiedades y reactividad. *Reacciones de reconocimiento de aminas. Métodos de obtención. Basicidad de aminas aromáticas y alifáticas. Reacciones de conversión a amidas y con ácido nitroso. Obtención de sales de diazonio. Colorantes**.
16. Macromoléculas y polímeros. Polímeros naturales: caucho, almidón y celulosa. Polímeros sintéticos de adición: polietileno, poliestireno, PVC, etc. Polímeros sintéticos de condensación: poliamidas, poliésteres, poliuretanos, baquelita. Consecuencias de su empleo: aplicaciones, contaminación, eliminación, reciclaje.
17. *Aminoácidos y péptidos. Enlace peptídico. Proteínas. Enzimas. Vitaminas. Ácidos nucleicos: ADN y ARN**.

Técnicas Experimentales

1. Conocimiento y manejo de material de vidrio y material volumétrico de uso común en laboratorio:
 - Material graduado: probetas, pipetas, vasos de precipitados, ...
 - Material aforado: matraces, pipetas, buretas, ...
 - Material para contener: Erlenmeyer, cristalizadores, vidrio de reloj, matraces de fondo redondo, cápsulas (incluidas las de porcelana), tubos de ensayo, ...
2. *Instrumentación para la medida de la masa: balanzas analíticas y granatarios**.
3. *Concepto de disolución estándar y patrón primario**.
4. *Instrumentación para la determinación de propiedades físicas y químicas: presión, temperatura, pH, color, conductividad**.

NOTAS:

- Los apartados mostrados en cursiva y marcados “*” se consideran **Material Avanzado** preparatorio para las Olimpiadas Internacionales. Si alguna pregunta de la prueba versa sobre ellos, se referirá a nociones generales del apartado/concepto/técnica. En ningún caso las preguntas del Material Avanzado superarán el 15 % del examen global.
- El uso de conceptos no contemplados en este temario requerirá una demostración/explicación previa al examen (o durante el mismo) por parte del Comité Organizador del Certamen.
- Se adjunta al temario el mismo listado de fórmulas que se facilitará a los concursantes para su uso libre en las pruebas de la Fase Nacional y la IChO.

CONSTANTES, UNIDADES Y FÓRMULAS

Constante de Avogadro, $N_A = 6,0221 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

Constante de Boltzmann, $k_B = 1,3807 \cdot 10^{-23} \text{ J K}^{-1}$

Constante universal de los gases, $R = 8,3145 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$

Velocidad de la luz, $c = 2,9979 \cdot 10^8 \text{ m s}^{-1}$

Constante de Planck, $h = 6,6261 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$

Constante de Faraday, $F = 9,64853399 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

Masa del electrón, $m_e = 9,10938215 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$

Presión estándar, $p^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

Presión atmosférica normal, $p_{\text{atm}} = 1 \text{ atm} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Pa} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$

$1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}$ $1 \text{ eV} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ J}$ $1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$ (caloría termoquímica)

Unidad de masa atómica (u o uma), $1 \text{ u} = 1,66053904 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Ecuación de los gases ideales: $pV = nRT$

Entalpía: $H = U - PV$

Energía libre de Gibbs: $G = H - TS$

Energía libre de Gibbs de un proceso químico y constante de equilibrio:

$$\Delta G = \Delta G^o + RT \ln Q$$

$$\Delta G^o = -RT \ln K$$

Energía libre de Gibbs de un proceso electroquímico: $\Delta G = -nFE$

Ecuación de Nernst: $E = E^0 - \frac{RT}{nF} \ln Q$

Variación de la entropía de un sistema:

$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$ (q_{rev} es el calor intercambiado a la temperatura T en un proceso reversible)

$\Delta S = nR \ln \frac{V_2}{V_1}$ (expansión isoterma de un gas ideal)

Energía de un fotón: $E = \frac{hc}{\lambda}$

Ley de Lambert-Beer: $A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon bC$

Ecuaciones cinéticas (o leyes de la velocidad de reacción) integradas:

Orden cero:	$[A] = [A]_0 - kt$
Primer orden	$\ln [A] = \ln [A]_0 - kt$
Segundo orden:	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$

Ecuación de Arrhenius: $k = Ae^{-E_a/RT}$

Ley de Graham: $\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$