

XXXIX Olimpiada Española de Química (año 2026) *Temario*

La Olimpiada Española de Química (OEQ), también denominada Olimpiada Nacional de Química, se realiza en dos etapas: Fase Local y Fase Nacional. La Real Sociedad Española de Química (RSEQ), que tutela y coordina la Fase Local, organiza, prepara y ejecuta la Fase Nacional distinguiendo con medallas de oro, plata y bronce a los estudiantes que obtienen las mejores calificaciones en las pruebas de dicha Fase Nacional. Además, los participantes optan a los Premios Nacionales que concede el Ministerio de Educación, Formación Profesional y Deportes en los términos recogidos en el BOE del 5 febrero de 2026.

Las pruebas que conforman la Fase Nacional de la OEQ abordan todos los contenidos de Química del currículo estatal vigente de ESO/Bachillerato en el marco normativo de la LOMLOE (Ley Orgánica 3/2020, de 29 de diciembre), formen parte o no de los temarios empleados en las pruebas de acceso a la universidad que organiza cada Comunidad Autónoma. Sin embargo, por tratarse de un concurso competitivo y no de una mera prueba académica, el grado de profundización o ampliación en algún tema puede ser superior al exigido en los centros docentes o en las pruebas de acceso a la universidad.

Por otra parte, como la Fase Nacional de OEQ también es el instrumento de selección del equipo olímpico que representa a España en la Olimpiada Internacional de Química (IChO) y en la Olimpiada Iberoamericana de Química (OIAQ), el temario se aproxima en una medida razonable a los marcos regulatorios de estas olimpiadas supranacionales.

En consecuencia, el temario que se detalla a continuación toma como referencia básica los contenidos de química del sistema educativo preuniversitario español, pero también aborda algunos aspectos que exceden el mismo. Como referencia, las preguntas y ejercicios propuestos en las ediciones anteriores de la OEQ, y en menor medida en la IChO, son una guía válida para la preparación de las pruebas de la Fase Nacional.

NOTAS ACLARATORIAS AL TEMARIO PROPUESTO

- Los apartados mostrados en cursiva y marcados “*” se consideran *Material Adicional*, en parte relacionados con aspectos históricos, sociales o cotidianos de la química y en parte preparatorios para las olimpiadas supranacionales de Química. Si alguna pregunta de las pruebas versa sobre ellos, se referirá a nociones muy generales del apartado/concepto/técnica.
- En ningún caso, las preguntas referidas al Material Adicional podrán superar el 15 % del examen global.
- El uso de conceptos ajenos a este temario requerirá una demostración/explicación previa o durante las pruebas por parte del Comité Organizador.
- Junto al temario se adjunta una lista de constantes/unidades/fórmulas y una Tabla Periódica de los Elementos similares a las facilitadas a los concursantes para su uso libre en las pruebas de la OEQ 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, $p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

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:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \qquad \Delta G^\circ = -RT \ln K$$

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

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

Variación de la entropía de un sistema:

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

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

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 (cinética de una reacción): $k = Ae^{-E_a/RT}$

Ley de Graham (efusión de gases): $\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$

Periodic Table of Elements

1																												18
1 H 1.008			atomic number Symbol atomic weight																							2 He 4.003		
3 Li 6.94	4 Be 9.01											5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18											
11 Na 22.99	12 Mg 24.31											13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.06	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95											
19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.87	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.93	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.38	31 Ga 69.72	32 Ge 72.63	33 As 74.92	34 Se 78.97	35 Br 79.90	36 Kr 83.80											
37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.95	43 Tc -	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3											
55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	57-71	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.8	75 Re 186.2	76 Os 190.2	77 Ir 192.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.6	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po -	85 At -	86 Rn -											
87 Fr -	88 Ra -	89-103	104 Rf -	105 Db -	106 Sg -	107 Bh -	108 Hs -	109 Mt -	110 Ds -	111 Rg -	112 Cn -	113 Nh -	114 Fl -	115 Mc -	116 Lv -	117 Ts -	118 Og -											

57 La 138.9	58 Ce 140.1	59 Pr 140.9	60 Nd 144.2	61 Pm -	62 Sm 150.4	63 Eu 152.0	64 Gd 157.3	65 Tb 158.9	66 Dy 162.5	67 Ho 164.9	68 Er 167.3	69 Tm 168.9	70 Yb 173.0	71 Lu 175.0
89 Ac -	90 Th 232.0	91 Pa 231.0	92 U 238.0	93 Np -	94 Pu -	95 Am -	96 Cm -	97 Bk -	98 Cf -	99 Es -	100 Fm -	101 Md -	102 No -	103 Lr -



Copyright © 2018 International Union of Pure and Applied Chemistry
 Reproduced by permission of the International Union of Pure and Applied Chemistry

CONOCIMIENTOS DE CARÁCTER GENERAL

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.
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, pero que aún aparece en la IChO)**.
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. 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 ácidobase. 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 y disoluciones amortiguadoras**.
5. Reacciones redox. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Métodos de ajuste de reacciones redox. Volumetrías de oxidación-reducción. Equilibrios redox. Celdas electroquímicas: componentes y representación simbólica. Procesos electroquímicos y electrodos. Fuerza electromotriz y potencial estándar de reducción. Espontaneidad de los procesos redox en condiciones estándar y no estándar: ecuación de Nernst. Aplicaciones de las celdas voltaicas. Electrolisis, celdas electrolíticas y leyes de

- Faraday. Impacto de los procesos electrolíticos en la sociedad. Corrosión, anodización y galvanoplastia.
- 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 cualitativa y cuantitativa de reacciones de formación y solubilización de precipitados. Cálculo de la concentración de las especies involucradas en los equilibrios de precipitación.
 - 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**.
 - Principios básicos de cromatografía**.
 - 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**.
 - Principios básicos de la identificación (análisis cualitativo) de cationes en disolución acuosa: color, ensayos a la llama, etc.**.

QUÍMICA FÍSICA

- Estructura atómica de la materia. Descubrimiento del electrón. Modelos atómicos precuánticos: Thomson y Rutherford. Espectros atómicos de absorción y emisión.
- 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.
- 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 polieletrónicos: 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 del primer periodo de los metales de transición con sus excepciones. Diamagnetismo y paramagnetismo atómicos: relación con el desapareamiento de los electrones.
- 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**.
- Teoría cinético-molecular de la materia y su aplicación a los gases. Velocidad cuadrática media. Difusión y efusión (ley de Graham).
- 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**.
- Propiedades coligativas de disoluciones líquidas de solutos no volátiles: 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 no ionizable. *Efecto de los electrolitos. Destilación fraccionada. Sistemas coloidales**.

8. Sistemas y procesos termodinámicos. Primer principio: trabajo, calor y energía. Funciones de estado. Energía interna y entalpía. Procesos endotérmicos y exotérmicos. Diagramas entálpicos.
9. Termoquímica. Intercambio de energía en los procesos químicos. Energía y entalpía de reacción. Reacciones con gases ideales. 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, formulación e interpretación de la entropía: desorden y espontaneidad. Energía de Gibbs. Tercer principio de la termodinámica. Entropías absolutas. Espontaneidad de las reacciones químicas: entropía y energía de Gibbs de reacción. Cálculo de $\Delta_r G^\circ$. Equilibrio químico y ecuación de Gibbs: $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$. *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. Ley de velocidad, constante de velocidad y orden de reacción. Integración de la ley de velocidad o ecuación cinética en casos simples (orden cero, uno y dos), variación temporal de la concentración, semivida o periodo de semirreacción ($t_{1/2}$). 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. Emisiones alfa, beta (β^- , β^+ y captura electrónica) 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, carácter metálico, número de oxidación máximo. *Desviaciones más notables de las tendencias generales **.
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 y aplicación a moléculas diatómicas homo y heteronucleares**.
4. Cristales covalentes y sustancias moleculares. Geometría de moléculas sencillas: método RPECV y teoría de la hibridación. Polarización del enlace covalente y momento dipolar. Electronegatividad. Moléculas polares y no polares. Fuerzas 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. *Participación covalente en el enlace iónico: polarizabilidad y carácter polarizante de los iones**.
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. Estudio comparativo de las propiedades de los sólidos cristalinos moleculares y no moleculares: iónicos, covalentes 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.
 7. 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**.
 8. Reactividad de los elementos del “bloque s”. Productos de la reacción con oxígeno agua y halógenos. Hidruros metálicos.
 9. 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).
 10. 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**.
 11. Ciclos naturales del agua, carbono, nitrógeno y oxígeno. Química atmosférica.

QUÍMICA ORGÁNICA

1. Química del carbono. Formas alotrópicas: 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. 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, formas meso. 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 y regla de Saytzev. Reacciones principales de los alquenos: reducción y adición. Mecanismos de las reacciones de adición: regla de Markovnikov. *Ozonólisis* *.
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 por adición y eliminación. Reacciones de sustitución electrófila y efecto del sustituyente. Alquibencenos. Regla de Hückel: compuestos aromáticos, anti-aromáticos y no aromáticos* *.
11. Alcoholes. Identificación, síntesis, acidez, reacciones. 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* *.