

# Temario de la Olimpiada Española de Química (OEQ-2020)

## CONSIDERACIONES GENERALES

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. Como resultado de la Olimpiada Española de Química, la RSEQ distingue con medallas de oro, plata y bronce a los estudiantes que hayan obtenido las mejores calificaciones. Además, los participantes en la misma pueden optar a los Premios Nacionales que concede el Ministerio de Educación y Formación Profesional a los diez primeros clasificados.

Por ello, las pruebas que conforman la OEQ deben englobar todos los contenidos de Química del currículo estatal vigente de ESO/Bachillerato (LOMCE, Real Decreto 1105/2014), formen parte o no de 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 propia PEBAU.

Por otra parte, la Olimpiada Española de Química no solo proclama a los campeones nacionales, sino que es el instrumento de selección del equipo olímpico español que representará a España en las Olimpiadas Internacionales de Química (IChO) y en la Olimpiada Iberoamericana de Química (OIAQ). Por este motivo, el temario debe aproximarse en la medida de lo razonable al marco regulatorio de la IChO, si bien diversos contenidos necesariamente serán reducidos, matizados, u omitidos.

En consecuencia, el temario que se detalla a continuación, aun tomando como referencia principal el sistema educativo preuniversitario español, contiene algunos aspectos que exceden el mismo. En todo caso, las preguntas y ejercicios propuestos en las ediciones anteriores de la OEQ, y ocasionalmente de la IChO, constituyen una referencia válida para la preparación de la prueba.

## 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 Internacionales de Química. Si alguna pregunta de la prueba 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 no contemplados en este temario requerirá una demostración/explicación previa al examen (o durante el mismo) por parte del Comité Organizador de las pruebas.
- 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,  $p^0 = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

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:       $p V = n R T$

Entalpía:       $H = U - PV$       Energía libre de Gibbs:       $G = H - TS$

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

$$\Delta G = \Delta G^o + RT \ln Q \qquad \Delta G^o = -R T \ln K$$

Energía libre de Gibbs de un proceso electroquímico:       $\Delta G = -n F E$

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

Variación de la entropía de un sistema:

$\Delta S = \frac{q_{\text{rev}}}{T}$  ( $q_{\text{rev}}$  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:  $A = \log \frac{I_0}{I} = \epsilon b C$

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):       $k = A e^{-E_a / RT}$

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

# Periodic Table of Elements

1																	18
1 H 1.008	2	<div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;">                     atomic number  <b>Symbol</b>                      atomic weight                 </div>										13	14	15	16	17	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	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	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 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 y disoluciones amortiguadoras.\**

5. Reacciones redox. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Métodos de ajuste de reacciones redox. Volumetrías de oxidación-reducción. Equilibrios redox. Espontaneidad de los procesos redox en condiciones estándar y no estándar: ecuación de Nernst. 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.
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 cualitativa y cuantitativa 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. Excepciones. *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. 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 endo 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  $\Delta_r G^\circ$ . 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. 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 ( $\beta^-$ ,  $\beta^+$  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.
  7. 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.
  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  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (método de Solvay), NaOH y  $\text{Cl}_2$  (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. 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:  $SN_1$ ,  $SN_2$ ;  $E1$  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. Alquilbencenos. 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\**.