

**PROGRAMACIÓN**

**DEPARTAMENTO**

**DE**

**FÍSICA Y QUÍMICA**

**CURSO 2009/2010**

**PROGRAMACIÓN**

**DE**

**QUÍMICA**

**2º BACHILLERATO**

La Química, como toda ciencia de la Naturaleza, busca las explicaciones de los hechos y fenómenos observados adentrándose en el conocimiento de la materia, estructura, propiedades y posibles aplicaciones, aspectos estrechamente ligados a la historia de la Humanidad. Su estudio pretende una profundización en los aprendizajes realizados en etapas precedentes, poniendo el acento en su carácter preparatorio de estudios posteriores, así como en el papel de la Química y su repercusión en el entorno natural y social y su contribución a la solución de los problemas y grandes retos a los que se enfrenta la humanidad.

La Química contribuye al desarrollo de las capacidades recogidas en los objetivos generales de la etapa, especialmente en aquellas orientadas al conocimiento científico-tecnológico (objetivos *i* y *j*). Así mismo desarrolla competencias comunes como la comunicación lingüística, el tratamiento de la información y competencia digital, la competencia social y ciudadana, la autonomía y espíritu emprendedor y la competencia emocional.

## OBJETIVOS ESPECÍFICOS DEL ÁREA

La enseñanza de la Química en el bachillerato tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. Familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos, así como con el uso del instrumental básico de un laboratorio químico y conocer algunas técnicas específicas, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.
3. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
4. Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano, relacionando la experiencia diaria con la científica.
5. Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
6. Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los problemas que sus aplicaciones pueden generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables.
7. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.

# Química: 2.º Bachillerato

## 1. Estructura interna de la materia. Modelos atómicos

### *Objetivos*

- a. Comparar los modelos atómicos clásicos de Rutherford y Bohr con el modelo actual de Schrödinger-Heisenberg.
- b. Comprender los hechos experimentales que los propiciaron.
- c. Distinguir las ventajas e inconvenientes de los distintos modelos atómicos.
- d. Conocer el fundamento de los espectros atómicos y cómo a partir de ellos se puede obtener información sobre la constitución de la materia.
- e. Adquirir un conocimiento cualitativo de las partículas y subpartículas atómicas.

### *Contenidos*

#### *Conceptos*

1. **Estructura de la materia. Estructura de los átomos. Partículas elementales.**
2. **Modelo atómico de Rutherford.**
  - Fundamentos experimentales.
  - Modelo teórico de Rutherford.
3. **Modelo atómico de Bohr.**
  - Ondas electromagnéticas.
  - Espectros atómicos.
  - Teoría de Planck.
  - Modelo atómico de Bohr.
  - Valoración del modelo de Bohr.
  - Discrepancias espectroscópicas respecto al modelo de Bohr.
4. **Modelo atómico de Bohr-Sommerfeld.**
5. **Hechos experimentales base de la mecánica cuántica moderna.**
  - Dualidad onda-corpúsculo. Principio de De Broglie.
  - Principio de incertidumbre de Heisenberg.
  - Efecto fotoeléctrico.
  - Efecto Compton.
6. **Introducción al modelo mecánico-cuántico ondulatorio para el átomo de hidrógeno.**
  - Comparación entre el modelo de Heisenberg y el modelo de Schrödinger.
  - Mecánica ondulatoria de Schrödinger. Ecuación de onda. Orbital.
  - Números cuánticos en la teoría de Schrödinger.
  - Formas y tamaños de los orbitales.

## ***Procedimientos***

- Cálculo de energías de transición según el modelo de Bohr.
- Cálculo de energía, longitud de onda y frecuencia de la radiación electromagnética.
- Utilización de la función de trabajo asociada al efecto fotoeléctrico.
- Cálculo de la relación entre las longitudes de onda incidente y refractada según el efecto Compton.
- Distinción entre los fenómenos atómicos que afectan a la envoltura electrónica y los que afectan al núcleo.
- Asignación de números cuánticos del electrón en cada orbital a partir del modelo mecano-cuántico.
- Exposición de algunas experiencias de laboratorio: difracción de electrones, bombardeo con partículas alfa, generación de rayos catódicos, etcétera.
- Estudio de los espectros de emisión de diferentes cationes metálicos con el espectroscopio.
- Observación del espectro de algunos elementos.

## ***Actitudes***

- Valoración de los avances en la química atómica durante el siglo xx.
- Valoración de la repercusión en la vida cotidiana de los descubrimientos y dispositivos relacionados con la investigación atómica (tubos de televisión, fluorescentes, rayos X, etcétera).
- Iniciativa y espíritu sistemático para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Señala las diferencias entre los modelos atómicos clásicos de Rutherford y Bohr con el modelo actual de Schrödinger-Heisenberg.
- a.2. Precisa claramente la diferencia entre órbita y orbital.
- b.1. Describe cómo los hechos experimentales justifican los modelos atómicos.
- c.1. Describe el principio de incertidumbre de Heisenberg.
- c.2. Valora de forma crítica las ventajas e inconvenientes de los distintos modelos atómicos.
- d.1. Explica el fundamento de los espectros atómicos de absorción y emisión.
- e.1. Clasifica las partículas atómicas y subatómicas.

## 2. Sistema periódico de los elementos

### **Objetivos**

- a. Asociar los distintos estados electrónicos en los átomos con sus valores energéticos.
- b. Escribir la configuración electrónica de un átomo o de un ion monoatómico.
- c. Comprender los fundamentos de la ordenación de los elementos en la tabla periódica.
- d. Saber situar un determinado elemento en la tabla periódica y predecir sus propiedades más importantes en función de dicha situación.
- e. Comparar las propiedades periódicas (estado de oxidación, potencial de ionización, electronegatividad, etc.) de diversos elementos a partir de su estructura electrónica.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Necesidad de una clasificación de los elementos químicos.**
  - Descubrimientos de elementos químicos.
  - Intentos de clasificación de los elementos.
2. **Núcleo atómico.**
  - Número atómico y número másico. Isótopos.
  - Definición de unidad de masa atómica. Masa media de un elemento.
  - Síntesis de nuevos elementos.
3. **Orden energético para los electrones en los átomos.**
  - Los diferentes niveles de energía.
  - Principio de exclusión de Pauli.
  - Regla de Hund o de máxima multiplicidad.
  - Principio de construcción.
  - Regla de Madelung. Ordenación de orbitales según su energía.
4. **Configuraciones electrónicas.**
  - Notaciones electrónicas de los átomos.
  - Iones monoatómicos.
  - Justificación de los números de oxidación.
5. **Organización de la tabla periódica de los elementos.**
6. **Propiedades periódicas.**
  - Radio atómico y radio iónico.
  - Energía de ionización o potencial de ionización.
  - Afinidad electrónica.
  - Electronegatividad.
  - Otras propiedades físicas y químicas.

## ***Procedimientos***

- Exposición de los posibles valores de los números cuánticos dentro de un átomo.
- Establecimiento de las configuraciones electrónicas de átomos en su estado fundamental y de iones monoatómicos.
- Ubicación de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica y viceversa.
- Predicción de propiedades para un elemento a partir de su posición en la tabla periódica.
- Comparación de propiedades periódicas entre distintos elementos.
- Representación gráfica del volumen atómico frente al número atómico.
- Comparación del carácter metálico de algunos elementos.

## ***Actitudes***

- Valoración de la importancia de la tabla periódica de los elementos para la ordenación de los conocimientos químicos.
- Valoración de la capacidad de predicción de las propiedades de los elementos a partir de su posición en la tabla periódica.
- Interés, iniciativa y espíritu sistemático para realizar búsquedas de información tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Describe cómo varía la energía de un electrón en un átomo según los posibles valores de los números cuánticos  $n$  y  $l$ .
- a.2. Justifica porqué un orbital  $6s$  es menos energético que otro  $4f$ .
- b.1. Establece la configuración electrónica de un átomo en su estado fundamental a partir de su número atómico.
- c.1. Establece la configuración electrónica de un ion halogenuro  $X^-$  y de un catión alcalino  $M^+$ .
- c.1. Explica los criterios en que se basa la ordenación de los elementos en la tabla periódica.
- d.1. Sitúa un determinado elemento en la tabla periódica (grupo y periodo) a partir de su número atómico.
- e.1. Explica cómo varía el potencial de ionización, la afinidad electrónica y el radio atómico a lo largo de cada grupo y de cada periodo.

### 3. Enlace químico

#### **Objetivos**

- a. Distinguir qué sustancias se forman a partir del enlace iónico.
- b. Comprender la naturaleza del enlace iónico y las propiedades que de él se derivan.
- c. Conocer las distintas estructuras de los compuestos iónicos.
- d. Relacionar las distintas energías implicadas en la formación de un compuesto iónico (ciclo de Born-Haber) y su estabilidad.
- e. Explicar la formación de enlaces covalentes en moléculas sencillas.
- f. Predecir y explicar las propiedades de las moléculas covalentes en función de su enlace.
- g. Conocer el enlace metálico y su justificación teórica.
- h. Explicar las propiedades de los metales a partir de las particularidades del enlace metálico.

#### **Contenidos**

##### **Conceptos**

1. **Concepto de enlace químico.**
2. **Enlace iónico.**
  - Teoría de Lewis sobre el enlace iónico.
  - Redes iónicas.
  - Energía reticular. Balance energético de la formación de un cristal iónico.
  - Propiedades de los compuestos iónicos.
3. **Enlace covalente.**
  - Teoría de Lewis del enlace covalente.
  - Teoría de la repulsión entre pares de electrones de valencia.
  - Parámetros de un enlace covalente. Polaridad de enlaces y de moléculas.
  - Teoría del enlace de valencia.
  - Hibridación de orbitales atómicos.
  - Teoría del orbital molecular.
  - Moléculas covalentes y redes covalentes.
  - Propiedades de las sustancias covalentes.
4. **Fuerzas intermoleculares.**
  - Puente de hidrógeno.
  - Fuerzas de Van der Waals.
5. **Enlace metálico.**
  - Teoría de los electrones libres.
  - Teoría del enlace de valencia o teoría de deslocalización.
  - Teoría de los orbitales moleculares o teoría de las bandas de energía.
  - Redes metálicas.
  - Propiedades de los metales.

## ***Procedimientos***

- Cálculo de energías de formación de los compuestos iónicos según el ciclo de Born-Haber.
- Expresión de las configuraciones electrónicas de Lewis tanto para los compuestos iónicos como covalentes.
- Representación de la geometría de moléculas covalentes sencillas.
- Predicción de las propiedades de determinadas sustancias a partir del tipo de enlace que las origina.
- Realización de experimentos sobre la cristalización de sustancias iónicas y covalentes.
- Observación de la migración iónica hacia los electrodos de signo contrario (permitiendo el paso de la corriente).
- Realización de experimentos sobre la cristalización de metales como cobre, plata y oro.
- Estudio de la solubilidad diferencial de diversas sustancias según sea la polaridad del disolvente.
- Aplicación a los métodos de separación y extracción.
- Construcción de modelos moleculares y cristalinos.
- Uso de instrumentos de laboratorio. Actitudes
- Valoración de la química como una ciencia que busca nuevos materiales y mejora de las propiedades de los ya conocidos.
- Valoración de la capacidad de predicción de las propiedades de los compuestos químicos a partir del tipo de enlace.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Reconocimiento de algunos tipos de fuerzas intermoleculares como el enlace peptídico en la constitución de diferentes moléculas de nuestro organismo.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Distingue el tipo de sustancias que se formarán a partir del enlace iónico.
- b.1. Describe la naturaleza del enlace iónico.
- c.1. Menciona las propiedades de las sustancias iónicas.
- c.1. Describe las distintas estructuras de los compuestos iónicos.

- d.1.** Relaciona las distintas energías implicadas en la formación del enlace iónico (ciclo de Born-Haber) y cómo depende de este balance energético la estabilidad del compuesto.
- e.1.** Explica la formación de enlaces covalentes en moléculas sencillas.
- f.1.** Deduce la geometría de las moléculas covalentes a partir de los enlaces que se forman.
- f.2.** Explica las propiedades de las moléculas covalentes en función de su enlace.
- g.1.** Describe el enlace metálico y su justificación teórica.
- h.1.** Explica las propiedades típicas de los metales a partir de las particularidades del enlace metálico.

## 4. Energía de las reacciones químicas

### **Objetivos**

- a. Comprender la definición de sistema termodinámico.
- b. Relacionar los cambios energéticos producidos en una reacción química con la variación de energía interna y entalpía.
- c. Utilizar la ley de Hess para calcular entalpías de reacción.
- d. Relacionar las variaciones de entropía de las reacciones con el estado físico de reactivos y productos, así como las reacciones de condensación o disociación.
- e. Distinguir los conceptos de reacción imposible, no espontánea y espontánea.
- f. Predecir la espontaneidad de las reacciones en función de su entalpía, entropía y la temperatura a la que tienen lugar.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Sistemas y transformaciones termodinámicos.**
  - Sistemas termodinámicos.
  - Estado de un sistema. Variables de estado y funciones de estado.
  - Transformación termodinámica. Equilibrio.
  - Trabajo mecánico de expansión-compresión de un gas.
2. **Primer principio de la termodinámica.**
  - Enunciado del primer principio.
  - Energía interna.
  - Entalpía.
  - Relación entre  $Q_v$  y  $Q_p$ . Capacidades caloríficas.
3. **Termoquímica.**
  - Ecuaciones termoquímicas.
  - Entalpía de reacción.
  - Entalpía de formación de un compuesto.
  - Entalpía de enlace.
  - Actividad de las entalpías de reacción, ley de Hess.
  - Diagramas de entalpía.
4. **Segundo principio de la termodinámica.**
  - Procesos espontáneos y no espontáneos.
  - Enunciado del segundo principio.
  - Entropía.
  - Entropía y desorden.
  - Variación de entropía en una reacción química.
5. **Criterios de espontaneidad.**
  - Función de trabajo o energía libre de Helmholtz.

- Entalpía o energía libre de Gibbs.
- Variación de la entalpía libre en una reacción química.
- Condiciones de equilibrio y espontaneidad.

### ***Procedimientos***

- Cálculo de energías de reacción a partir de energías de enlace.
- Cálculo de energías de reacción utilizando la ley de Hess.
- Realización de diagramas de entalpía.
- Cálculo de variaciones de energía libre de Gibbs y deducción de la espontaneidad de una reacción.
- Determinación del calor de disolución de algunas sustancias (de ácido clorhídrico e hidróxido sódico) como práctica de laboratorio.
- Determinación del calor de la reacción de neutralización entre un ácido y una base como práctica de laboratorio.
- Determinación de la energía calorífica liberada en una reacción redox (reacción entre sulfato de cobre y cinc metálico) como práctica de laboratorio.

### ***Actitudes***

- Valoración de la importancia de la energía de las reacciones desde el punto de vista de su aplicación a la actividad humana, tanto industrial como doméstica.
- Valoración de la conveniencia de que la energía de una reacción sea calculable a priori teóricamente y no solo experimentalmente.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

### ***Criterios de evaluación***

- a.1. Comprende la definición de sistema termodinámico.
- a.2. Distingue entre sistema abierto, cerrado y aislado.
- a.3. Diferencia los sistemas homogéneos y heterogéneos.
- b.1. Relaciona los cambios energéticos con la variación de la energía interna y entalpía.

- c.1. Utiliza la ley de Hess para calcular el calor de reacción a partir de los calores de formación y viceversa.
- d.1. Relaciona las variaciones de entropía en las reacciones con el estado físico de reactivos y productos.
- d.2. Relaciona las variaciones de entropía en reacciones de condensación y disolución.
- e.1. Distingue los conceptos de reacción imposible, no espontánea y espontánea.
- f.1. Predice la espontaneidad de las reacciones en función de su entalpía, entropía y temperatura a la que se produce.

## 5. Equilibrio químico y cinética química

### **Objetivos**

- a. Describir los procesos químicos como algo dinámico y establecer el concepto de equilibrio químico.
- b. Predecir cómo afectarán a una reacción en equilibrio los cambios en la temperatura o en la presión.
- c. Saber calcular la composición de la mezcla en equilibrio por aplicación de las constantes de equilibrio referidas a presiones o a concentraciones.
- d. Comprender el concepto de velocidad de las reacciones químicas y de los factores que la afectan.
- e. Comprender el concepto de energía de activación y relacionarlo con la velocidad de reacción.
- f. Conocer la importancia de algunos catalizadores industriales y de los enzimas biológicos.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Aspecto dinámico de las reacciones químicas.**
2. **Cinética química.**
  - Velocidad de reacción.
  - Ecuación de velocidad.
  - Reacciones directa e inversa.
3. **Teorías sobre la reacción química.**
  - Teoría de colisiones.
  - Teoría del estado de transición o del complejo activado.
  - Mecanismos de reacción.
  - Factores que influyen en la velocidad de reacción.
  - Tipos y usos de catalizadores.
4. **Equilibrio químico.**
  - Concepto de equilibrio químico.
  - Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier.
  - $\Delta G$  en un proceso isotérmico.
  - Constante de equilibrio referida a presiones.
  - Constante de equilibrio referida a concentraciones molares.
  - Constante de equilibrio referida a fracciones molares.
  - Equilibrio de varias etapas.
  - Dependencia de la constante de equilibrio respecto de la temperatura.
5. **Equilibrios heterogéneos.**
  - Concepto de solubilidad.
  - Producto de solubilidad.

- Precipitación fraccionada.
- Efecto del ion común.

### ***Procedimientos***

- Valoración cualitativa de las alteraciones del equilibrio por cambio de las condiciones de presión, volumen o temperatura.
- Cálculo de  $K_p$  y  $K_C$  a partir de las concentraciones iniciales o parciales.
- Cálculo de  $K_p$  a partir de  $K_C$  y viceversa.
- Determinación de las especies participantes en un equilibrio homogéneo y cálculo de la constante de equilibrio.
- Estudio cualitativo del equilibrio según condiciones de presión o temperatura.
- Valoración cualitativa de la velocidad de reacción.
- Determinación de las velocidades de reacción en diferentes reacciones.
- Estudio cualitativo de la acción de los enzimas sobre algunas reacciones.

### ***Actitudes***

- Valoración de la importancia de la energía de las reacciones desde el punto de vista de su aplicación a la actividad humana, tanto industrial como doméstica.
- Valoración del estudio cuantitativo de las reacciones químicas.
- Atención hacia la percepción de la velocidad de las reacciones como una magnitud química.
- Aprecio por la exactitud de las medidas y la corrección de los cálculos como camino para alcanzar la bondad de las predicciones.
- Valoración de la conveniencia de que la energía de una reacción sea calculable a priori teóricamente y no solo experimentalmente.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Entiende los procesos químicos como algo dinámico.
- a.2. Explica con rigor el concepto de equilibrio químico.
- c.1. Predice en qué sentido se desplaza el equilibrio ante los cambios de temperatura, presión y concentración de los reactivos.
- c.1. Calcula la composición de reactivos y productos presentes en el equilibrio a partir de los valores de las constantes y de las concentraciones iniciales.
- d.1. Identifica y explica el concepto de velocidad de reacción como cantidad de materia que se transforma en la unidad de tiempo.
- d.2. Menciona los valores que afectan a la velocidad de reacción y en qué sentido lo hacen.
- e.1. Comprende el concepto de energía de activación y lo relaciona con la velocidad de reacción.
- e.2. Explica cualitativamente la teoría de las colisiones y el concepto de choque eficaz.
- f.1. Conoce la importancia de algunos catalizadores industriales y de los enzimas biológicos.

## 6. Reacciones ácido-base o reacciones de intercambio de protones

### *Objetivos*

- a. Relacionar las propiedades reactivas de los ácidos y bases con una reacción de transferencia de protones.
- b. Conocer y aplicar las teorías de Arrhenius y de Bronsted y Lowry.
- c. Relacionar un ácido con su base conjugada y viceversa.
- d. Entender la importancia del disolvente en la manifestación del carácter ácido o básico.
- e. Aplicar las constantes de acidez y basicidad al cálculo del pH en disoluciones de ácidos y bases débiles.
- f. Entender la escala de pH y familiarizarse con su uso.
- g. Comprender el fundamento de las reacciones de neutralización y de las técnicas de valoración.

### *Contenidos*

#### *Conceptos*

1. **Propiedades de los ácidos y de las bases.**
2. **Teoría de Arrhenius.**
3. **Teoría de Bronsted y Lowry o teoría del ácido-base conjugados.**
4. **Teoría ácido-base de Lewis.**
5. **Fuerza de ácidos y bases.**
  - Ácidos fuertes y débiles. Constante de acidez.
  - Bases fuertes y débiles. Constante de basicidad.
  - Relación entre la estructura de los ácidos y su fuerza.
6. **Medida de la acidez. pH.**
  - Equilibrio de ionización del agua.
  - Concepto y escala de pH.
  - Medida del pH. Sustancias indicadoras.
  - Medida del pH. pHmetros.
7. **Sistemas ácido-base no elementales.**
  - Ácidos y bases poliionizables.
  - Hidrólisis.
  - Disoluciones tampón.
8. **Valoraciones ácido-base.**

## ***Procedimientos***

- Formulación de ecuaciones de ionización y neutralización para ácidos y bases en diferentes disoluciones.
- Formulación de ecuaciones de ácido-base.
- Cálculo de  $K_a$  y  $K_b$  a partir de las concentraciones iniciales y del grado de disociación.
- Cálculo del pH a partir de las concentraciones iniciales y de valores conocidos de  $K_a$  y  $K_b$ .
- Cálculo de  $K_b$  a partir de  $K_a$  del ácido conjugado y viceversa.
- Valoración cualitativa del pH de las disoluciones salinas.
- Estudio en el laboratorio de reacciones y propiedades características de los ácidos y de las bases.
- Determinación práctica del pH.
- Valoración en el laboratorio de la concentración de disoluciones ácidas y básicas.
- Estudio cualitativo en el laboratorio de las disoluciones tampón.

## ***Actitudes***

- Valoración del estudio cuantitativo de las reacciones químicas.
- Percepción de que las reacciones ácido-base son uno de los principales tipos de reacciones químicas.
- Consideración de las propiedades ácido-base de las sustancias de la vida cotidiana y en las de los seres vivos.
- Aprecio por la exactitud de las medidas y la corrección de los cálculos como camino para alcanzar la bondad de las predicciones.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Relaciona las propiedades reactivas de los ácidos y de las bases con una reacción de transferencia de protones.
- b.1. Conoce y aplica las teorías de Arrhenius y Bronsted y Lowry.
- c.1. Explica la teoría ácido-base de Lewis.
- c.1. Identifica y asocia en un equilibrio ácido-base los pares conjugados.
- d.1. Entiende el papel que juega el disolvente en la manifestación del carácter ácido o básico de las sustancias.
- e.1. Aplica las constantes de acidez y basicidad al cálculo del pH de las disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.
- e.2. Aplica la constante de hidrólisis al cálculo del pH de disoluciones de sales procedentes de ácidos y bases fuertes y débiles.
- e.3. Calcula la variación del pH de una disolución reguladora frente a la adición de cierta cantidad de ácidos o álcalis.
- f.1. Entiende la escala de pH y se familiariza con su uso.
- g.1. Explica el fundamento de las reacciones de neutralización.
- g.2. Conoce las técnicas de valoración.
- g.3. Calcula el pH de una disolución en el punto de equivalencia en titulación.

## 7. Reacciones redox o reacciones de intercambio de electrones

### *Objetivos*

- a. Entender las reacciones de oxidación y reducción como una ganancia o pérdida de electrones.
- b. Definir los conceptos de oxidante, reductor, oxidación y reducción.
- c. Escribir las semiecuaciones de oxidación y reducción en un proceso redox.
- d. Describir y explicar los procesos redox que tienen lugar en las pilas y en las celdas electrolíticas.
- e. Explicar los distintos tipos de electrodos y el electrodo normal de hidrógeno como electrodo de referencia.
- f. Definir y explicar la escala de potenciales normales de reducción.
- g. Deducir la espontaneidad de una reacción redox a partir de la diferencia entre los potenciales normales de reducción de los pares redox participantes.
- h. Describir los principales campos de aplicación práctica de las reacciones redox (pilas y baterías comerciales, procesos electrolíticos y galvanotécnicos, control de la corrosión, etcétera).

### *Contenidos*

#### *Conceptos*

1. **Reacciones redox.**
  - Concepto de oxidación y reducción.
  - Número de oxidación.
  - Pares redox.
  - Ajuste de ecuaciones redox. Método del ion-electrón.
2. **Valoraciones redox.**
3. **Electrodos y pilas.**
  - Funcionamiento de un electrodo.
  - Tipos y notación de electrodos.
  - Pilas galvánicas.
  - Potenciales de electrodo y de pila.
  - Energía o trabajo eléctrico de una pila.
  - Electrodo de hidrógeno y potenciales normales de reducción.
  - Otros electrodos de referencia.
  - Relación entre el potencial redox y la concentración. Ecuación de Nernst.
4. **Aplicaciones electroquímicas.**
  - Medidas potenciométricas de concentraciones de iones.
  - Pilas y baterías comerciales.

- Pilas de combustión.
- Pilas recargables. Acumuladores.

#### 5. Corrosión de metales.

#### 6. Electrólisis.

- Celdas electrolíticas.
- Leyes de Faraday.
- Aplicaciones de los procesos electrolíticos.

### ***Procedimientos***

- Escritura de números de oxidación en sustancias iónicas y moleculares.
- Formulación de semiecuaciones de reducción y oxidación.
- Ajuste de reacciones redox por el método del ion-electrón.
- Escritura de la notación de una pila electrolítica.
- Cálculo de potenciales redox de una pila.
- Cálculo de magnitudes electroquímicas en una celda electrolítica.
- Determinación del sentido de espontaneidad en una reacción redox.
- Uso de materiales de laboratorio.
- Comprobación del poder oxidante y reductor de determinadas sustancias en prácticas de laboratorio.
- Construcción de una pila y determinación de su potencial.
- Valoración de la concentración de disoluciones mediante reacciones redox.
- Práctica de la electrólisis del agua.
- Práctica experimental de recubrimiento metálico electrolítico.

### ***Actitudes***

- Valoración de los procesos redox presentes en el entorno cotidiano.
- Concienciación del peligro ecológico que entraña el uso sin reciclaje adecuado de las pilas y baterías comerciales.
- Aprecio por la exactitud de las medidas y la corrección de los cálculos como camino para alcanzar la bondad de las predicciones.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.

- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Describe las reacciones de oxidación y reducción como pérdida y ganancia de electrones, respectivamente.
- b.1. Define con precisión los conceptos de reacción de oxidación y de reducción.
- c.1. Define el concepto de agente oxidante y reductor.
- c.1. Escribe las semiecuaciones de oxidación y reducción en un proceso redox.
- c.2. Ajusta ecuaciones redox por el método del ion-electrón.
- d.1. Describe y explica los procesos redox que tienen lugar en las pilas y en las celdas electrolíticas.
- d.2. Explica el papel que desempeña en una pila el puente salino.
- e.1. Explica los distintos tipos de electrodos, y el electrodo normal de hidrógeno como electrodo de referencia.
- f.1. Define y explica la escala de potenciales normales de reducción.
- g.1. Deduce la espontaneidad de una reacción redox a partir de la diferencia entre los potenciales normales de reducción de los pares redox participantes.
- g.2. Relaciona potencial redox de una reacción con la concentración de las especies mediante la ecuación de Nernst.
- h.1. Describe los principales campos de aplicación práctica de las reacciones redox.
- h.2. Calcula la cantidad de materia que se deposita o desprende en un electrodo al paso de la corriente usando las leyes de Faraday.

## 8. Química descriptiva inorgánica

### **Objetivos**

- a. Describir las principales aplicaciones tecnológicas de los metales y sus aleaciones.
- b. Conocer los métodos de obtención de los metales más importantes.
- c. Conocer la obtención y aplicación de los principales elementos no metálicos.
- d. Conocer los principales compuestos de hidrógeno, nitrógeno, oxígeno y azufre, su obtención y sus aplicaciones.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Metales más importantes. Producción y aplicaciones.**
  - Estado natural y obtención de los metales.
  - Metales alcalinos y alcalinotérreos.
  - Metales de transición y del bloque  $p$ .
2. **Procesos metalúrgicos destacados.**
  - Metalurgia del hierro y del acero.
  - Metalurgia del cobre.
  - Metalurgia del aluminio.
3. **Aleaciones.**
4. **Hidrógeno.**
  - Compuestos de hidrógeno.
5. **Nitrógeno.**
  - Óxidos de nitrógeno.
  - Ácido nítrico.
  - Amoníaco.
  - Ciclo del nitrógeno en la naturaleza.
6. **Fósforo.**
7. **Oxígeno.**
  - Agua.
8. **Azufre.**
  - Sulfhídrico y sulfuros.
  - Óxidos de azufre.
  - Ácido sulfuroso y sulfitos.
  - Ácido sulfúrico. Sulfatos.
9. **Halógenos.**

## ***Procedimientos***

- Escritura y ajuste de reacciones de los procesos metalúrgicos más importantes.
- Escritura y ajuste de reacciones de los procesos de obtención de los elementos químicos más destacados a partir de sus fuentes naturales.
- Escritura y ajuste de las reacciones de obtención de los compuestos más importantes de los elementos químicos estudiados.
- Cálculos estequiométricos a partir de las reacciones anteriores.
- Obtención de hidrógeno en el laboratorio por acción de los ácidos sobre metales más reductores que el hidrógeno.
- Preparación de sulfato de cobre cristalizado.
- Obtención de ozono.
- Deshidratación de yeso.
- Obtención de azufre cristalizado.
- Determinación de nitritos en aguas.
- Determinación de calcio y magnesio en aguas.

## ***Actitudes***

- Valoración de la química descriptiva como una fuente de conocimientos útiles para el aprovechamiento de los recursos naturales.
- Concienciación de que el aprovechamiento de los recursos naturales por la humanidad significa una intromisión en el ciclo biogeoquímico de los elementos, de modo que es importante tanto el tipo y la magnitud de la extracción como el tipo y la cantidad en que los residuos son devueltos al medio.
- Aprecio por la exactitud de las medidas y la corrección de los cálculos como camino para alcanzar la bondad de las predicciones.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Describe las principales aplicaciones tecnológicas de los metales y sus aleaciones.
- a.2. Explica las características de las aleaciones.
- b.1. Conoce los métodos de obtención de los metales más importantes.
- c.1. Describe someramente un alto horno.
- c.1. Conoce la obtención y aplicación de los principales elementos no metálicos.
- d.1. Conoce los principales compuestos de hidrógeno, nitrógeno, óxido y azufre, su obtención y sus aplicaciones.
- d.2. Explica la relación entre las centrales térmicas y la lluvia ácida.

## 9. Química del carbono

### **Objetivos**

- a. Explicar el tipo de enlaces que puede presentar el átomo de carbono, atendiendo especialmente a la geometría que determinan.
- b. Describir los distintos tipos de fórmulas y modelos a los que se puede acudir para representar las moléculas orgánicas.
- c. Explicar el concepto de isomería y los distintos tipos de ésta.
- d. Reconocer los principales grupos funcionales orgánicos, aplicando las normas de la IUPAC para la formulación y nomenclatura de los compuestos orgánicos.
- e. Conocer los compuestos orgánicos más relevantes desde los puntos de vista tecnológico, económico o ambiental.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Los enlaces del carbono.**
  - El carbono, base de la química orgánica.
  - Representación de moléculas orgánicas.
  - Tipos de enlaces del carbono.
  - Estereoquímica del carbono. Conformaciones.
  - Estereoquímica del carbono. Isomería.
2. **Factores de reactividad de los compuestos orgánicos.**
  - Grupo funcional y serie homóloga.
  - Nomenclatura de compuestos orgánicos.
  - Efectos de desplazamiento electrónico.
  - Estado de oxidación de los compuestos orgánicos. Reacciones redox.
3. **Tipos de reacciones orgánicas.**
  - Ruptura de los enlaces.
  - Número de etapas de la reacción.
  - Tipos de reordenamiento atómico.
4. **Compuestos de interés económico, tecnológico y medioambiental.**
  - Alcanos.
  - Alquenos.
  - Alquinos.
  - Hidrocarburos alicíclicos y aromáticos.
  - Haluros de alquilo.
  - Alcoholes y fenoles.
  - Éteres.
  - Aldehídos y cetonas.
  - Ácidos carboxílicos.
  - Ésteres.

- Cloruros de ácido.
- Amidas.
- Aminas.
- Nitrilos.
- Nitrocompuestos.

### ***Procedimientos***

- Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos.
- Formulación de isómeros de cadena, funcionales y estereoisómeros.
- Escritura de reacciones características de los diversos grupos funcionales.
- Escritura de reacciones de desplazamiento o sustitución.
- Escritura de reacciones de adición y de eliminación.
- Orientación de los sustituyentes en las sustituciones electrófilas del benceno.
- Determinación de forma tridimensional de las moléculas orgánicas a partir de su fórmula desarrollada.
- Diferenciación entre aldehídos y cetonas. Uso del reactivo de Fehling.
- Determinación del índice de yodo de una grasa.
- Extracción de productos orgánicos naturales.
- Construcción de modelos moleculares.

### ***Actitudes***

- Valoración de la importancia de la química orgánica.
- Consideración de las propiedades de la química orgánica en los seres vivos y sus aplicaciones en la vida cotidiana.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Explica el tipo de enlaces que puede presentar el átomo de carbono.
- a.2. Conoce la geometría del átomo de carbono para cada una de sus hibridaciones  $sp$ ,  $sp^2$  y  $sp^3$ .
- b.1. Escribe correctamente las fórmulas desarrolladas y semidesarrolladas de los compuestos orgánicos.
- c.1. Entiende y visualiza las representaciones y modelos de moléculas orgánicas.
- c.1. Explica el concepto de isomería.
- c.2. Distingue entre isomería de cadena, posición y función.
- c.3. Comprende el concepto de estereoisomería.
- d.1. Reconoce e identifica en las fórmulas de los compuestos orgánicos los grupos funcionales.
- d.2. Formula y nombra diferentes moléculas orgánicas según la normativa IUPAC.
- e.1. Conoce los compuestos orgánicos más importantes de los diferentes ámbitos: tecnológico, económico y ambiental.

## 10 . Macromoléculas

### **Objetivos**

- a. Describir los principales grupos de polímeros naturales y artificiales.
- b. Identificar las reacciones de polimerización por las que se forman los polímeros estudiados.
- c. Identificar los grupos funcionales orgánicos presentes en glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.
- d. Explicar las funciones naturales de los glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.
- e. Describir los polímeros artificiales más importantes, sus monómeros de partida y los usos a los que se les destina.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Moléculas y polímeros.**
  - Concepto de macromolécula y polímero.
  - Características de los polímeros.
2. **Reacciones de polimerización.**
  - Polímeros de adición.
  - Polímeros de condensación.
  - Agentes coadyuvantes.
3. **Polímeros artificiales de interés.**
4. **Macromoléculas naturales.**
  - Glúcidos.
  - Lípidos.
  - Proteínas.
  - Ácidos nucleicos.

#### **Procedimientos**

- Formulación y nomenclatura de monómeros polimerizables.
- Escritura de reacciones de polimerización.
- Identificación de tipos de polímeros.
- Comparación entre el uso de fibras textiles naturales y artificiales.
- Reconocimiento de las ventajas e inconvenientes de unas y otras.
- Enunciado de propiedades previsibles para los polímeros.

- Obtención en el laboratorio de plásticos poliméricos artificiales.
- Aislamiento del DNA de un cerebro de vacuno.
- Valoración de proteínas en un producto alimenticio.
- Identificación del almidón y del glucógeno en reacciones.
- Identificación de celulosa y lignina.

### ***Actitudes***

- Reconocimiento de los polímeros artificiales como un proceso de creación de nuevos materiales adaptados a las necesidades del bienestar humano.
- Valoración de los polímeros naturales como organización estructural de la vida.
- Aprecio por la exactitud de las medidas y la corrección de los cálculos como camino para alcanzar la bondad de las predicciones.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

### ***Criterios de evaluación***

- a.1. Describe el significado de los términos: monómero, polímero, macromolécula y cristal.
- a.2. Clasifica y describe las características de los principales grupos de polímeros naturales y artificiales.
- b.1. Identifica las reacciones de polimerización que dan lugar a la formación de los polímeros estudiados.
- c.1. Describe procesos de obtención de determinados polímeros.
- c.1. Identifica los grupos funcionales presentes en glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.
- c.2. Describe los procesos de obtención de estas moléculas.
- d.1. Explica las funciones naturales de los glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.
- e.1. Describe los polímeros más importantes, sus monómeros y los usos a los que se destinan.

## 11. Química industrial

### **Objetivos**

- a. Distinguir entre los procesos llevados a cabo en el laboratorio y los verificados en una planta de producción química, señalando las diferencias de escala, de control, de instrumental, etcétera.
- b. Explicar los principales productos de la industria química agrupada por sectores.
- c. Identificar los cambios químicos que se producen en los procesos industriales, reconociendo las sustancias iniciales y finales.
- d. Identificar los cambios químicos que las sustancias de deshecho de la industria química pueden efectuar sobre el medio ambiente y sobre los seres vivos.

### **Contenidos**

#### **Conceptos**

1. **Concepto de química industrial.**
  - Los orígenes de la industria química.
  - Química de laboratorio e industrial.
2. **Tipos y sectores de la industria química.**
  - Tipos de plantas químicas.
  - Sectores de la industria química.
3. **Fabricación y operaciones unitarias.**
4. **Industria química, tecnología y medio ambiente.**
  - Emisiones a la atmósfera.
  - Emisiones líquidas y sólidas.
5. **Ejemplo de un proceso industrial. Obtención de productos del petróleo.**

#### **Procedimientos**

- Escritura y ajuste de reacciones químicas correspondientes a obtención de productos en el laboratorio o en procesos industriales.
- Cálculos estequiométricos relativos a procesos de extracción y obtención de productos.
- Obtención de alcohol por destilación de un líquido de fermentación.
- Preparación de un desecado alimenticio.
- Obtención de clorobenceno.
- Deshidratación del etano.

## ***Actitudes***

- Valoración de la industria química como un proceso productivo que impregna casi todas las actividades humanas (alimentos, fibras textiles, artes y artes gráficas, farmacia, perfumería, etcétera).
- Valoración del hecho de que las direcciones de la industria química y sus exigencias con el medio ambiente dependen en gran medida de la opinión pública y de las demandas sociales.
- Aprecio por la exactitud de las medidas y la corrección de los cálculos como camino para alcanzar la bondad de las predicciones.
- Interés e iniciativa para realizar búsquedas de información, tanto individualmente como en grupo.
- Interés por la observación, pulcritud y orden en la realización de experiencias de laboratorio.
- Interés y cuidado por el uso correcto de los instrumentos de laboratorio.
- Respeto a la seguridad propia y ajena en el laboratorio.

## ***Criterios de evaluación***

- a.1. Señala las diferencias de escala y control entre los procesos industriales y los llevados a cabo en el laboratorio.
- b.1. Clasifica por sectores y explica los principales productos de la industria química.
- c.1. Identifica los cambios químicos que se llevan a cabo en los procesos industriales.
- c.2. Reconoce, en los procesos industriales, las sustancias iniciales y finales, así como los intercambios de energía involucrados en los mismos.
- d.1. Identifica en los residuos de los procesos industriales las sustancias nocivas.
- d.2. Explica cómo pueden estas sustancias deteriorar el medio ambiente y perjudicar a los seres vivos.