

## QUÍMICA 2º BACHILLERATO

### 2.- CONTENIDOS MÍNIMOS.

Los contenidos de la materia de Química de segundo de Bachillerato son:

**BLOQUE 1:** La actividad científica.

Utilización de estrategias básicas de la actividad científica. Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados. Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

**BLOQUE 2:** Estructura y propiedades de las sustancias.

Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Böhr. Mecánica cuántica: hipótesis de De Broglie, principio de Incertidumbre de Heisenberg. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Partículas subatómicas: origen del Universo. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico. Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico. Enlace químico. Enlace iónico. Propiedades de las sustancias con enlace iónico. Enlace covalente. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Geometría y polaridad de las moléculas. Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación. Propiedades de las sustancias con enlace covalente. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico. Enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.

**BLOQUE 3:** Aspectos generales de las reacciones químicas.

Sistemas termodinámicos. Primer principio de la termodinámica. Energía interna. Entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess. Segundo principio de la termodinámica. Entropía. Factores que intervienen en la espontaneidad de una reacción química. Energía de Gibbs. Consecuencias sociales y medioambientales de las reacciones químicas de combustión. Concepto de velocidad de reacción. Teoría de colisiones. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas. Utilización de catalizadores en procesos industriales. Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla. Equilibrios con gases. Factores que afectan al estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.

**BLOQUE 4:** Reacciones químicas.

Concepto de ácido-base. Teoría de Brønsted-Lowry. Equilibrio ácido-base. Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico. Volumetrías de neutralización. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas

medioambientales. Equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox. Potencial de reducción estándar. Volumetrías redox. Leyes de Faraday de la electrolisis. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

Estos contenidos se distribuyen en las siguientes unidades didácticas:

En la organización y secuenciación de los contenidos se tiene en cuenta lo trabajado en cursos anteriores, por lo que se repasa y profundiza en primer lugar los contenidos de Física y Química de 1º de Bachillerato trabajando la formulación inorgánica y orgánica, los conceptos fundamentales y generales necesarios para el desarrollo de todos los temas. Después se trabaja la estructura de la materia y el enlace de los que el alumno también tiene conocimientos previos y no son demasiado complicados; dejando para el final el trabajo de profundización de distintos aspectos de las reacciones como son la energía y la velocidad y los tipos de reacciones químicas, equilibrios, reacciones ácido-base, reacciones de oxidación reducción, etc.

Se incluyen también los criterios de evaluación del apartado 4 relacionados con cada unidad.

### 1. Introducción

—Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio, formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales y análisis de los resultados.

—Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando los medios tecnológicos necesarios y una terminología adecuada.

—Aplicación a la resolución de ejercicios de gases, disoluciones, reacciones químicas en general, etc.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2, 1.3, 1.4.

### 2. Estructura atómica y sistema periódico

—Espectros atómicos y cuantización de la energía: modelo de Bohr. Introducción a la mecánica cuántica: hipótesis de De Broglie y principio de incertidumbre de Heisenberg. El átomo de hidrógeno según el modelo mecanocuántico. Orbitales atómicos y números cuánticos. Significado de los números cuánticos. Configuraciones electrónicas: principios de mínima energía y de exclusión de Pauli, y regla de Hund.

—Introducción histórica al sistema periódico. La estructura del sistema periódico y las configuraciones electrónicas de los elementos.

—Elaboración experimental de la escala de reactividad de algunos metales.

—Variación periódica de algunas propiedades: radios atómicos e iónicos, energías de ionización, electronegatividad, carácter metálico y valencia.

Criterios de evaluación: 2.1, 2.2, 2.3, 2.4, 2.5, 2.6, 2.7.

### 3. El enlace químico

—Clasificación de los tipos de sustancias en estado sólido.

—Origen del enlace entre átomos. Modelos de enlace químico.

—Enlace iónico. Formación de compuestos iónicos. Ciclo de Born-Haber y energía de red: factores de los que depende. Redes iónicas. Interpretación de las propiedades de los compuestos iónicos.

—Enlace covalente. Formación de moléculas y de sólidos covalentes. Modelo de Lewis.

Regla del octeto y excepciones. Construcción y simulación informática de modelos moleculares. Concepto de resonancia. Geometría molecular: modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. Polaridad de los enlaces y de las moléculas. Momento dipolar.

Modelo de enlace de valencia. Promoción de electrones. Concepto de hibridación. Hibridaciones  $sp^3$ ,  $sp^2$  y  $sp$ . Aplicación al estudio de las moléculas de hidrógeno, cloro, oxígeno, nitrógeno, metano, agua, amoníaco, tricloruro de boro, dicloruro de berilio, etano, etileno, acetileno y benceno, y de las estructuras gigantes de diamante y de grafito. Interacciones entre moléculas: fuerzas de Van der Waals y sus tipos. Puentes de hidrógeno. Interpretación de las propiedades de las sustancias con enlaces covalentes.

—Enlace en los metales: modelo de la deslocalización electrónica. Interpretación de las propiedades de los metales.

—Comparación de las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace.

—Los nuevos materiales y sus aplicaciones.

Criterios de evaluación: 2.8, 2.9, 2.10, 2.11, 2.12, 2.13, 2.14.

### 4. Termoquímica

—Sistemas termodinámicos. Conservación de la energía: primer principio de la termodinámica. Diagramas energéticos en procesos endo y exotérmicos. Transferencia de energía en procesos a volumen constante y a presión constante.

—Concepto de entalpía. Aplicación de la ley de Hess al cálculo de entalpías de reacción.

Entalpía de formación estándar. Cálculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación.

—Cálculo de entalpías de reacción utilizando energías de enlace.

—Determinación experimental de la variación de entalpía en una reacción de neutralización.

—La espontaneidad de los procesos: introducción al concepto de entropía. Segundo principio de la termodinámica. Factores que afectan a la espontaneidad de una reacción: energía libre de Gibbs. Criterio de espontaneidad. Estudio experimental de la espontaneidad de algunos procesos sencillos. Influencia de la temperatura.

—Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas: los combustibles químicos. Espontaneidad y barreras de energía: reservas de combustibles. Degradación de la energía.

Repercusiones sociales y medioambientales de los procesos de combustión.

Criterios de evaluación: 3.1, 3.2, 3.3, 3.4, 3.5, 3.6, 3.7, 3.8.

### 5. Cinética química

—Aspecto dinámico de las reacciones químicas. Concepto de velocidad de reacción.

Ecuaciones cinéticas.

—Teoría de las colisiones y teoría del estado de transición: energía de activación. Utilización para explicar los factores de los que depende la velocidad de reacción. Orden de reacción y mecanismos de reacción.

—Acción de los catalizadores en una reacción química: importancia industrial y biológica.

Reacciones industriales de hidrogenación. Catálisis enzimática. Los catalizadores en la vida cotidiana.

Criterios de evaluación: 3.9, 3.10, 3.11.

### 6. Equilibrio químico

—Características macroscópicas del estado de equilibrio en procesos químicos. Interpretación microscópica del estado de equilibrio de un sistema químico: equilibrio dinámico.

—La constante de equilibrio en sistemas gaseosos:  $K_c$ ,  $K_p$  y su relación. Composición de un sistema en equilibrio: grado de reacción. Energía libre de Gibbs, constante de equilibrio y grado de reacción.

—Cociente de reacción y estado de equilibrio. Evolución de un sistema en equilibrio ante acciones externas: principio de Le Chatelier.

—Estudio experimental de los equilibrios cromato/dicromato o entre complejos de cobalto (II).

—Aplicación de las leyes de equilibrio al estudio de algunos equilibrios de interés industrial y medioambiental. La síntesis del amoníaco.

Criterios de evaluación: 3.12, 3.13, 3.14, 3.15.

### 7. Reacciones de transferencia de protones

—Concepto de ácido y base: teoría de Brønsted-Lowry. Equilibrios de disociación de ácidos y bases en medio acuoso: pares ácido-base conjugados.

—Equilibrio iónico del agua y neutralización: constante de equilibrio  $K_w$ .

—Ácidos y bases fuertes y débiles. Constantes de acidez y de basicidad; grado de ionización.

—Concepto, escala y medida del pH.

—Indicadores. Mecanismo de actuación.

—Estudio experimental, cualitativo y cuantitativo de la acidez o basicidad de las disoluciones acuosas de ácidos, bases y sales.

—Mezclas amortiguadoras: cálculo de su pH y aplicaciones.

—Volumetrías ácido-base: curvas de valoración e indicadores. Determinación experimental de la concentración de ácido acético en un vinagre comercial.

—Síntesis de ácidos y bases de interés industrial y para la vida cotidiana. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.

Criterios de evaluación: 4.1, 4.2, 4.3, 4.4, 4.5.

#### 8. Reacciones de precipitación de compuestos iónicos poco solubles

—Equilibrio de solubilidad-precipitación. Constante del equilibrio de solubilidad  $K_s$ . Determinación de la solubilidad de compuestos iónicos poco solubles. Precipitación de compuestos iónicos.

—Desplazamiento de los equilibrios de solubilidad: efecto de ión común y redisolución de precipitados.

—Estudio experimental cualitativo de la solubilidad de hidróxidos y de sales que se hidrolizan.

—Aplicación al análisis cualitativo: introducción a la identificación y separación de iones.

Criterios de evaluación: 4.6, 4.7.

#### 9. Reacciones de transferencia de electrones

—Concepto de oxidación y reducción como transferencia de electrones. Número de oxidación.

Utilización del método del ión-electrón para ajustar reacciones redox. Cálculos estequiométricos en reacciones redox.

—Volumetrías redox. Determinación experimental de la composición del agua oxigenada comercial por permanganimetría.

—Pilas electroquímicas; determinación de su voltaje. Escala normal de potenciales de reducción estándar. Análisis de la espontaneidad de reacciones de oxidación-reducción.

—Procesos electrolíticos. Ley de Faraday.

—Aplicaciones de las reacciones redox: baterías, pilas de combustible, recubrimientos metálicos electrolíticos, la corrosión de metales y su prevención, etc.

Criterios de evaluación: 4.8, 4.9, 4.10, 4.11, 4.12, 4.13.

La organización y secuenciación de los contenidos será atendiendo al siguiente calendario:

#### Primera evaluación:

Repaso de formulación inorgánica y orgánica (2 semanas)

Introducción (con problemas generales comunes a todos los temas) (4 semanas)

Estructura de la materia (5 semanas)

#### Segunda evaluación:

El enlace químico (incluyendo lo relacionado al carbono) (5 semanas)

Termoquímica (3 semanas)

Cinética química (1 semana)

El equilibrio químico (3 semanas)

Tercera evaluación:

Reacciones de transferencia de protones (4 semanas)

Reacciones de precipitación de compuestos iónicos poco solubles (2 semanas)

Reacciones de intercambio de electrones (1 semana)

#### **4.- CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y SU CONCRECIÓN.**

BLOQUE 1: La actividad científica

1.1. Realizar interpretaciones, predicciones y representaciones de fenómenos químicos a partir de los datos de una investigación científica y obtener conclusiones.

a) Aplica habilidades necesarias para la investigación científica: trabajando tanto individualmente como en grupo, planteando preguntas, identificando problemas, recogiendo datos mediante la observación o experimentación, analizando y comunicando los resultados y desarrollando explicaciones mediante la realización de un informe final.

1.2. Aplicar la prevención de riesgos en el laboratorio de química y conocer la importancia de los fenómenos químicos y sus aplicaciones a los individuos y a la sociedad.

a) Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.

1.3. Emplear adecuadamente las TIC para la búsqueda de información, manejo de aplicaciones de simulación de pruebas de laboratorio, obtención de datos y elaboración de informes.

a) Elabora información y relaciona los conocimientos químicos aprendidos con fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual.

1.4. Diseñar, elaborar, comunicar y defender informes de carácter científico realizando una investigación basada en la práctica experimental.

a) Analiza la información obtenida principalmente a través de Internet, identificando las principales características ligadas a la fiabilidad y objetividad del flujo de información científica.

b) Selecciona, comprende e interpreta información relevante en una fuente de información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad

c) Localiza y utiliza aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio.

d) Realiza y defiende un trabajo de investigación utilizando las TIC.

BLOQUE 2: Estructura y propiedades de las sustancias

2.1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llevar asociados

a) Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolos con los distintos hechos experimentales que llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.

b) Relaciona el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados con la interpretación de los espectros atómicos.

2.2. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo.

a) Diferencia el significado de los números cuánticos según Böhr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.

2.3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.

a) Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda asociadas a su movimiento.

b) Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.

2.4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.

a) Conoce las partículas subatómicas básicas explicando sus características.

2.5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.

a) Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la tabla periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, utilizando los principios de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.

2.6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.

a) Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la tabla periódica.

2.7. Conocer la estructura básica del Sistema Periódico actual, definir las propiedades periódicas estudiadas y describir su variación a lo largo de un grupo o periodo.

a) Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.

2.8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas y de estructuras cristalinas y deducir sus propiedades.

a) Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.

2.9. Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para iónicos. calcular la energía de red, analizando de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos.

a) Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales

b) Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular

2.10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y la TRPECV, así como la TEV para su descripción más compleja.

a) Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).

2.11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.

a) Da sentido a los parámetros de enlace (energía, distancia y ángulo de enlace) en sustancias con enlace covalente utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.

2.12. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinadas sustancias en casos concretos.

a) Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.

2.13. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en sustancias moleculares.

a) Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias moleculares.

2.14. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.

a) Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante los modelos estudiados, aplicándolos también a sustancias semiconductoras y superconductoras, explicando algunas de sus aplicaciones y analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.

### BLOQUE 3: Aspectos generales de las reacciones químicas

3.1. Interpretar el primer principio de la termodinámica como el principio de conservación de la energía en sistemas en los que se producen intercambios de calor y trabajo.

a) Relaciona la variación de la energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso.



3.2. Reconocer la unidad del calor en el Sistema Internacional y su equivalente mecánico.

a) Explica razonadamente el procedimiento para determinar el equivalente mecánico del calor, tomando como referente aplicaciones virtuales asociadas al experimento de Joule.

3.3. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.

a) Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas, dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.

3.4. Conocer las posibles formas de calcular la entalpía de una reacción química.

a) Calcula la variación de entalpía de una reacción aplicando la ley de Hess, conociendo las entalpías de formación o las energías de enlace asociadas a una transformación química dada e interpreta su signo.

3.5. Dar respuesta a cuestiones conceptuales sencillas sobre el segundo principio de la termodinámica en relación a los procesos espontáneos.

a) Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y de la cantidad de sustancia que interviene.

3.6. Predecir, de forma cualitativa y cuantitativa, la reacción química. espontaneidad de un proceso químico en determinadas condiciones a partir de la energía de Gibbs.

a) Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.

b) Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura.

3.7. Distinguir los procesos reversibles e irreversibles y su relación con la entropía y el segundo principio de la termodinámica.

a) Plantea situaciones reales o figuradas en que se pone de manifiesto el segundo principio de la termodinámica, y relaciona el concepto de entropía con la irreversibilidad de un proceso.

3.8. Analizar la influencia de las reacciones de combustión a nivel social, industrial y medioambiental y sus aplicaciones.

a) A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO<sub>2</sub>, con su efecto en la calidad de vida, el efecto invernadero, el calentamiento global, la reducción de los recursos naturales, y otros y propone actitudes sostenibles para minorar estos efectos.

3.9. Definir velocidad de una reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición, utilizando el concepto de energía de activación.

a) Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.

3.10. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.

- a) Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
- b) Explica el funcionamiento de los catalizadores, relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática, analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.

3.11. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.

- a) Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.

3.12. Expresar matemáticamente la constante de equilibrio temperatura dada. de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.

- a) Halla el valor de las constantes de equilibrio,  $K_c$  y  $K_p$ , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración a una temperatura dada.
- b) Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.

3.13. Relacionar  $K_c$  y  $K_p$  en equilibrios con gases, interpretando su significado.

- a) Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .

3.14. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.

- a) Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio, previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
- b) Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.

3.15. Aplicar el principio de Le Chatelier a distintos tipos de reacciones teniendo en cuenta el efecto de la temperatura, la presión, el volumen y la concentración de las sustancias presentes prediciendo la evolución del sistema y valorar la importancia que tiene en diversos procesos industriales.

- a) Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, la presión, el volumen en el que se encuentra o bien la concentración de las sustancias participantes, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en la optimización de la obtención de sustancias de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.

#### BLOQUE 4: Reacciones químicas

4.1. Aplicar la teoría de Brønsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.

- a) Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares ácido-base conjugados.

4.2. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.

a) Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles.

4.3. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas. En particular, realizar los cálculos estequiométricos necesarios en una volumetría ácido-base.

a) Describe el procedimiento y realiza una volumetría ácido-base para calcular la concentración de una disolución de concentración desconocida, estableciendo el punto de neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.

4.4. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal y la forma de actuar de una disolución reguladora de pH.

a) Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, y por qué no varía el pH en una disolución reguladora, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.

4.5. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.

a) Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.

4.6. Resolver problemas de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.

a) Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.

4.7. Explicar cómo varía la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble por el efecto de un ión común.

a) Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble, interpretando cómo se modifica al añadir un ión común.

4.8. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.

a) Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.

4.9. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ión-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.

a) Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón.

4.10. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.

a) Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.

b) Diseña y representa una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.

4.11. Realizar los cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.

a) Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox, realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

4.12. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una cuba electrolítica empleando las leyes de Faraday.

a) Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.

4.13. Conocer algunas de las aplicaciones de la electrolisis como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distinto tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.

a) Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.

b) Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.

## **5.- PROCEDIMIENTOS E INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN.**

### **Procedimientos de evaluación.**

La evaluación debe reunir las siguientes características:

- ser continua, formativa e integradora
- relacionarse con los contenidos y actividades trabajadas
- ser frecuente y variada, utilizando diversos tipos de pruebas
- los resultados se deben de analizar de forma clara, informando de forma rápida y precisa al profesor y al alumno para que la evaluación sea un proceso paralelo al de enseñanza y aprendizaje, integrado y continuo.
- debe ser completa y general, evitando aspectos parciales.
- la información que suministra la evaluación debe servir también como punto de referencia para la actuación pedagógica. En definitiva, se evaluará no solo los contenidos sino también el proceso de enseñanza. Es por ello que la programación se revisará a lo largo del curso.
- los alumnos conocerán desde el principio de curso el contenido de la programación de la materia.

### **Instrumentos de evaluación.**

- Para la evaluación de los conocimientos previos de los alumnos de segundo de Bachillerato se tendrá en cuenta los datos de la materia de Física y Química de primero de Bachillerato que se recogerá de un cuestionario inicial y los conocimientos de formulación tanto inorgánica como orgánica que se valorará en una prueba inicial de formulación.
- La evaluación de los alumnos de segundo de Bachillerato se realizará a través de pruebas escritas. Se intentará hacer más de una prueba cada evaluación que contengan el mayor número de contenidos si estos están relacionados entre sí.
- Se valorará también el trabajo diario en el aula y fuera de ella.
- Se realizará una recuperación después de cada evaluación.
- Habrá un examen final para aquellos alumnos que no hayan alcanzado una evaluación positiva a lo largo del curso.
- El examen de la convocatoria extraordinaria de septiembre versará sobre los contenidos necesarios para superar la materia y que figuran en el apartado 8 de esta programación.

### **6.- CRITERIOS DE CALIFICACIÓN.**

La calificación, que reflejará el progreso del alumno en su aprendizaje, se obtendrá utilizando los distintos instrumentos de evaluación señalados en el apartado anterior.

Los alumnos habrán desarrollado las capacidades necesarias para superar la materia de Química de segundo de Bachillerato cuando se hayan alcanzado los criterios de evaluación establecidos en esta programación en el apartado 4. Independientemente de este nivel, los aprendizajes de los alumnos estarán encaminados a la consecución de la totalidad de objetivos establecidos y determinados en gran parte por la EVAU.

Para obtener la calificación de la materia de Química de segundo de Bachillerato se dará más importancia al resultado de las pruebas escritas que determinarán si los alumnos han adquirido los contenidos básicos programados (90%) y se tendrá en cuenta el trabajo diario en clase y fuera de ella, datos que se recogen por observación diaria, y que quedan reflejados en la mayor parte de los casos en los resultados de las pruebas escritas (10%), esta información servirá para definir la nota final.

La nota de cada evaluación será la media de todas las pruebas realizadas durante la evaluación. La nota final de curso será la media de todas las pruebas realizadas durante el curso.

El alumno que no apruebe en la evaluación ordinaria en mayo, realizará una prueba extraordinaria en septiembre que incluirá los contenidos mínimos del curso. Se superará con un 5.

En caso de pérdida de la evaluación continua se realizará una prueba escrita similar a los exámenes realizados a lo largo del curso.

## **8.- CARACTERÍSTICAS DE LA EVALUACIÓN DE SEPTIEMBRE, ASÍ COMO EL DISEÑO DE LOS INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN DE DICHA EVALUACIÓN.**

El alumno que no supere la asignatura en la evaluación ordinaria de junio tendrá que realizar las pruebas extraordinarias de septiembre. Se superará la materia con un 5.

En el informe que se proporcionará al alumno estarán:

- Contenidos y criterios de evaluación que debe superar.
- Batería de actividades relacionadas con los contenidos y criterios de evaluación, con el objeto de orientar al alumno sobre posibles ejercicios que deberá superar.

Los contenidos y criterios de evaluación que se tienen que conocer para superar la materia son:

### Contenidos

1. Leyes de los gases, disoluciones, fórmula empírica y molecular, reacciones químicas.
2. Modelo de Bohr y sus deficiencias.
3. Modelo mecánico-cuántico del átomo y estructuras electrónicas.
4. Criterios de ordenación de los átomos en la tabla periódica, los distintos grupos y periodos y sus propiedades.
- 5- Variación periódica de sus propiedades, los radios atómicos e iónicos, las energías de ionización, las afinidades electrónicas, la electronegatividad, el carácter metálico y la valencia.
6. Tipos de enlace que forman dos elementos en función de su diferencia de electronegatividad y fórmula de la sustancia formada.
7. Propiedades de las sustancias según su enlace sea iónico, covalente o metálico y de las interacciones entre partículas (fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno).
8. Modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.
9. En el enlace covalente: la geometría y la polaridad de moléculas sencillas, las estructuras de Lewis, teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos y el solapamiento de orbitales atómicos, puros o híbridos.
10. Enlace en moléculas sencillas para el carbono con enlace sencillo, doble y triple.
11. Variación de entalpía de una reacción química aplicando la ley de Hess, utilizando entalpías de formación o mediante energías de enlace.
12. Variación de energía libre y espontaneidad de una reacción.
13. Ecuación de velocidad. Efectos de los factores que modifican la velocidad de las reacciones químicas.
14. Equilibrio químico

15. Principio de Le Chatelier
16. Teoría de Brønsted-Lowry para ácidos o bases. Concepto de pH en disoluciones de ácidos, bases, sales o sus mezclas, hidrólisis de sales y mezclas amortiguadoras
17. Solubilidades de compuestos iónicos poco solubles, constante de solubilidad, efecto de ión común.
18. Reacciones de oxidación-reducción, método del ión-electrón para ajustar las reacciones de oxidación reducción.
19. Pilas de oxidación reducción.
20. Electrólisis y la ley de Faraday.
21. Compuestos orgánicos oxigenados como alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres.

#### Criterios de evaluación

1. Realizar ejercicios de gases, disoluciones, de determinación de fórmula empírica, cálculos estequiométricos en reacciones químicas.
2. Conocer el modelo de Bohr y sus deficiencias.
3. Conocer y aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo y escribir estructuras electrónicas.
4. Conocer los criterios de ordenación de los átomos en la tabla periódica, los distintos grupos y periodos y sus propiedades.
- 5- Conocer la variación periódica de sus propiedades, los radios atómicos e iónicos, las energías de ionización, las afinidades electrónicas, la electronegatividad, el carácter metálico y la valencia.
6. Saber deducir el tipo de enlace que forman dos elementos en función de su diferencia de electronegatividad y obtener la fórmula de la sustancia formada.
7. Conocer y justificar las propiedades de las sustancias según su enlace sea iónico, covalente o metálico y de las interacciones entre partículas (fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno).
8. Utilizar los modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.
9. Para el enlace covalente, determinar la geometría y la polaridad de moléculas sencillas, representar sus estructuras de Lewis, aplicar la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos y el solapamiento de orbitales atómicos, puros o híbridos.
10. Explicar moléculas sencillas para el carbono con enlace sencillo, doble y triple.
11. Determinar la variación de entalpía de una reacción química aplicando la ley de Hess, utilizando entalpías de formación o mediante energías de enlace.
12. Determinar la variación de energía libre y predecir la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar (espontaneidad de una reacción).
13. Determinar la ecuación de velocidad en procesos sencillos, explicando los efectos de los factores que modifican la velocidad de las reacciones químicas.
14. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema para alcanzar el estado de equilibrio y resolver problemas en sistemas gaseosos.
15. Conocer y aplicar el principio de Le Chatelier
16. Aplicar la teoría de Brønsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH en disoluciones de ácidos, bases, sales o sus mezclas, atendiendo en particular a la hidrólisis de sales y a las mezclas amortiguadoras

17. Realizar cálculos de solubilidades de compuestos iónicos poco solubles partiendo de su constante de solubilidad o al revés, en agua pura o cuando hay efecto de ión común, si sabe determinar si se forma precipitado al mezclar dos disoluciones y cómo desplazar equilibrios de solubilidad, en particular en el caso en que influya el pH del medio.
18. Identificar y ajustar reacciones de oxidación-reducción por el método del ión-electrón, realizando cálculos estequiométricos.
19. Determinar si se produce una reacción redox al mezclar dos sustancias a través de las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox y describir el funcionamiento de las pilas.
20. Describir el funcionamiento de las cubas electrolíticas aplicando la ley de Faraday.
21. Saber formular y nombrar compuestos orgánicos oxigenados como alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres.

## **9.- EVALUACIÓN DE PENDIENTES**

Los alumnos con la materia de Física y Química de 1º de Bachillerato no superada, disponen de una colección de actividades sobre las que versarán los exámenes de recuperación que se realizarán a lo largo del curso. Para las dificultades que encuentren en su resolución pueden contar con la ayuda de los profesores del departamento.