

# QUÍMICA 2º Bachillerato

## **A) Objetivos**

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. Realizar experimentos químicos, utilizando adecuadamente el instrumental básico de un laboratorio químico, y conocer algunas técnicas específicas de trabajo, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.
3. Utilizar la terminología científica adecuada al expresarse en el ámbito de la química, relacionando la experiencia diaria con la científica.
4. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
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 su uso puede generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables.
7. Valorar la naturaleza de la química, ciencia en continuo avance y modificación que precisa de una actitud abierta y flexible ante planteamientos diferentes.

## **B) Contenidos (conceptos)**

### **1. Contenidos comunes**

- \*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.

### **2. 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.

### **3. 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.

### **4. 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.

### **5. 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.

## **6. 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.

## **7. 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.

## **8. 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.

## **9. 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.
- 10. Estudio de algunas funciones orgánicas**
- Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas.
  - Alcoholes y ácidos orgánicos: obtención, propiedades e importancia.
  - Los ésteres: obtención y estudio de algunos ésteres de interés.
  - \*- Polímeros y reacciones de polimerización. Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales.
  - \*- La síntesis de medicamentos. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.

**NOTA:** *para el desarrollo de este programa se tendrán en cuenta las MATIZACIONES hechas por el profesor Armonizador de la asignatura*

### **C) Contenidos mínimos**

Todos los de B excepto los señalados con asterisco \*

### **D) Criterios de evaluación**

1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico.
2. Determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones según sea su variación de energía libre.
3. Determinar la ecuación de velocidad en procesos sencillos, explicando los efectos de los factores que modifican la velocidad de las reacciones químicas.
4. 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.
5. Aplicar la teoría de Brönsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y algunas de sus aplicaciones prácticas.
6. Realizar cálculos de solubilidades de compuestos iónicos poco solubles y proponer métodos para modificar la solubilidad de algunos de ellos.

7. Identificar y ajustar reacciones de oxidación-reducción, determinar si se produce una reacción redox al mezclar dos sustancias y describir el funcionamiento de las pilas y las cubas electrolíticas, así como sus aplicaciones más relevantes.
8. Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.
9. Utilizar los modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.
10. Explicar las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace existente y de las interacciones entre partículas.
11. Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos.
12. Describir la estructura general de los polímeros y valorar su interés económico, biológico e industrial, así como el papel de la industria química orgánica y sus repercusiones.

## **E) Criterios de calificación y recuperación**

- Para la calificación y la evaluación de los alumnos se tendrán en cuenta los ejercicios escritos, el **trabajo** personal y en equipo, la actitud en clase, y el trabajo en el laboratorio.
- Se realizarán como mínimo dos ejercicios escritos por cada evaluación, que serán anunciados con tiempo suficiente para su preparación. El contenido de las mismas incluirá cuestiones teóricas y problemas de nivel similar al de los propuestos en las Pruebas de Acceso a la Universidad .
  - En las cuestiones teóricas , se valorará positivamente:
    - ✓ La inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc., así como el rigor y la precisión de los conceptos involucrados y la presentación de los ejercicios (orden , limpieza y calidad de la redacción).
    - ✓ La correcta formulación y nomenclatura de los compuestos químicos.
  - En la calificación de los problemas se valorará, principalmente, :
    - El proceso de resolución del problema, la coherencia del planteamiento y el adecuado manejo de los conceptos básicos, teniendo menor valor las manipulaciones algebraicas que conducen a la solución numérica salvo que el resultado sea incoherente.
    - El uso correcto de las unidades.
- Ocasionalmente, se podrán proponer pruebas escritas breves.
- Se valorará el trabajo del alumno en los ejercicios propuestos para resolver fuera del horario lectivo, las preguntas en clase, su trabajo en el aula y en el laboratorio, etc.

- La ponderación de las distintas calificaciones para la nota de evaluación será la siguiente:
- **Pruebas escritas** anunciadas con la suficiente antelación: **90 %**
  - **Trabajos monográficos , pruebas escritas breves (sin previo aviso), preguntas en clase y trabajo en el laboratorio: 5%**
  - **Actitud y trabajo diarios de los alumnos : 5%**
- Se realizará una prueba global sobre los contenidos mínimos en el tercer trimestre. La prueba se dividirá en dos partes, la primera de Formulación y Nomenclatura inorgánicas, Cálculos en Química , y las unidades 2, 3, 4, 5, 6 y 7, la segunda de las unidades 8, 9 y 10. En la primera prueba se presentarán todos los alumnos y servirá de recuperación para aquellos alumnos que no hayan superado las unidades correspondientes (ponderando el 80% de la calificación) y como una nota más para el resto (ponderando el 20% de la calificación). En la segunda prueba sólo se presentarán los alumnos que no tuvieran aprobadas las unidades citadas y aquellos que, habiéndolas superado, deseen mejorar su calificación, ponderando la prueba de la misma forma que en la primera parte.
- Los alumnos que no hayan superado la asignatura, tal y como marca la legislación vigente, tendrán derecho a una **“Prueba Extraordinaria”** sobre los contenidos de la misma en el mes de **septiembre**.

## **F) Distribución temporal prevista**

Primera evaluación: Formulación y Nomenclatura inorgánicas, Cálculos en Química , y las unidades didácticas 2, 3, 4

Segunda evaluación: unidades didácticas 5, 6, 7,

Tercera evaluación: unidades didácticas 8, 9, 10,