QUÍMICA

Plan de Estudios del Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre (BOE de 6 de noviembre)

Contenidos

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 y de su fiabilidad.

– Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando la terminología adecuada.

2. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos:

– Del átomo de Bohr al modelo cuántico. Importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.

– Evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos.

– Estructura electrónica y periodicidad. Tendencias periódicas en las propiedades de los elementos.

3. Enlace químico y propiedades de las sustancias:

– Enlaces covalentes. Geometría y polaridad de moléculas sencillas.

– Enlaces entre moléculas. Propiedades de las sustancias moleculares.

– El enlace iónico. Estructura y propiedades de las sustancias iónicas.

– Estudio cualitativo del enlace metálico. Propiedades de los metales.

– Propiedades de algunas sustancias de interés biológico o industrial en función de la estructura o enlaces característicos de la misma.

4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas:

– Energía y reacción química. Procesos endo y exotérmicos. Concepto de entalpía. Determinación de un calor de reacción. Entalpía de enlace e interpretación de la entalpía de reacción.

– Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Repercusiones sociales y medioambientales.

– Valor energético de los alimentos: implicaciones para la salud.

– Condiciones que determinan el sentido de evolución de un proceso químico. Conceptos de entropía y de energía libre.

5. El equilibrio químico:

– Características macroscópicas del equilibrio químico. Interpretación submicroscópica del estado de equilibrio de un sistema químico. La constante de equilibrio. Factores que afectan a las condiciones del equilibrio.

– Las reacciones de precipitación como ejemplos de equilibrios heterogéneos. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación.

– Aplicaciones del equilibrio químico a la vida cotidiana y a procesos industriales.

6. Ácidos y bases:

– Revisión de la interpretación del carácter ácido-base de una sustancia. Las reacciones de transferencia de protones.

– Concepto de pH. Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases. Importancia del pH en la vida cotidiana.

– Volumetrías ácido-base. Aplicaciones y tratamiento experimental.

– Tratamiento cualitativo de las disoluciones acuosas de sales como casos particulares de equilibrios ácido-base.

– Algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.

7. Introducción a la electroquímica:

– Reacciones de oxidación-reducción. Especies oxidantes y reductoras. Número de oxidación.

– Concepto de potencial de reducción estándar. Escala de oxidantes y reductores.

– Valoraciones redox. Tratamiento experimental.

– Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: pilas y baterías eléctricas.

– La electrólisis: importancia industrial y económica. La corrosión de metales y su prevención. Residuos y reciclaje.

8. 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.

Criterios de evaluación

1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico.

Se trata de evaluar si los estudiantes se han familiarizado con las características básicas del trabajo científico al aplicar los conceptos y procedimientos aprendidos y en relación con las diferentes tareas en las que puede ponerse en juego, desde la comprensión de los conceptos a la resolución de problemas, pasando por los trabajos prácticos. Este criterio ha de valorarse en relación con el resto de los criterios de evaluación, para lo que se precisa actividades de evaluación que incluyan el interés de las situaciones, análisis cualitativos, emisión de hipótesis fundamentadas, elaboración de estrategias, realización de experiencias en condiciones controladas y reproducibles, análisis detenido de resultados, consideración de perspectivas, implicaciones CTSA del estudio realizado (posibles aplicaciones, transformaciones sociales, repercusiones negativas...), toma de decisiones, atención a las actividades de síntesis, a la comunicación, teniendo en cuenta el papel de la historia de la ciencia, etc.

2. Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.

Se trata de comprobar si el alumnado conoce las insuficiencias del modelo de Bohr y la necesidad de otro marco conceptual que condujo al modelo cuántico del átomo, que le permite escribir estructuras electrónicas, a partir de las cuales es capaz de justificar la ordenación de los elementos, interpretando las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo y la variación periódica de algunas de sus propiedades como son los radios atómicos e iónicos, la electronegatividad y las energías de ionización. Se valorará si conoce la importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.

3. Utilizar el modelo de enlace para comprender tanto la formación de moléculas como de cristales y estructuras macroscópicas y utilizarlo para deducir algunas de las propiedades de diferentes tipos de sustancias.

Se evaluará si se sabe derivar la fórmula, la forma geométrica y la posible polaridad de moléculas sencillas, aplicando estructuras de Lewis y la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos. Se comprobará la utilización de los enlaces intermoleculares para predecir si una sustancia molecular tiene temperaturas de fusión y de ebullición altas o bajas y si es o no soluble en agua. También ha de valorarse el conocimiento de la formación y propiedades de las sustancias iónicas, covalentes y de los metales.

4. Explicar el significado de la entalpía de un sistema y determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir, de forma cualitativa, la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones.

Este criterio pretende averiguar si los estudiantes comprenden el significado de la función entalpía así como de la variación de entalpía de una reacción, si determinan calores de reacción, aplican la ley de Hess, utilizan las entalpías de formación y conocen y valoran las implicaciones que los aspectos energéticos de un proceso químico tienen en la salud, en la economía y en el medioambiente. En particular, se han de conocer las consecuencias del uso de combustibles fósiles en el incremento del efecto invernadero y el cambio climático que está teniendo lugar. También se debe saber predecir la espontaneidad de una reacción a partir de los conceptos de entropía y energía libre.

5. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema y resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.

Se trata de comprobar a través de este criterio si se reconoce macroscópicamente cuándo un sistema se encuentra en equilibrio, se interpreta microscópicamente el estado de equilibrio y se resuelven ejercicios y problemas tanto de equilibrios homogéneos como heterogéneos. También si se deduce cualitativamente la forma en la que evoluciona un

sistema en equilibrio cuando se inte-racciona con él y si se conocen algunas de las aplicaciones que tiene en la vida cotidiana y en procesos industriales (tales como la obtención de amoniaco) la utilización de los factores que pueden afectar al desplazamiento del equilibrio.

6. Aplicar la teoría de Brónsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.

Este criterio pretende averiguar si los alumnos saben clasificar las sustancias o sus disoluciones como ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brónsted, conocen el significado y manejo de los valores de las constantes de equilibrio para predecir el carácter ácido o base de las disoluciones acuosas de sales y si determinan valores de pH en disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles. También se valorará si se conoce el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten averiguar la concentración de un ácido o una base y la importancia que tiene el pH en la vida cotidiana y las consecuencias que provoca la lluvia ácida, así como la necesidad de tomar medidas para evitarla.

7. Ajustar reacciones de oxidación-reducción y aplicarlas a problemas estequiométricos. Saber el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, predecir, de forma cualitativa, el posible proceso entre dos pares redox y conocer algunas de sus aplicaciones como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas y la electrólisis.

Se trata de saber si, a partir del concepto de número de oxidación, se reconocen este tipo de reacciones y se ajustan y aplican a la resolución de problemas estequio-métricos. También si se predice, a través de las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, la posible evolución de estos procesos y si se conoce y valora la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales y las soluciones a los problemas que el uso de las pilas genera. Asimismo, debe valorarse si se conoce el funcionamiento de las células electroquímicas y las electrolíticas.

8. Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos.

El objetivo de este criterio es comprobar si se sabe formular y nombrar compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados con una única función orgánica, además de conocer alguno de los métodos de obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres. También ha de valorarse el conocimiento de las propiedades físicas y químicas de dichas sustancias así como su importancia industrial y biológica, sus múltiples aplicaciones y las repercusiones que su uso genera (fabricación de pesticidas, etc.).

9. 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.

Mediante este criterio se comprobará si se conoce la estructura de polímeros naturales y artificiales, si se comprende el proceso de polimerización en la formación de estas sustancias macromoleculares y se valora el interés económico, biológico e industrial que tienen, así como los problemas que su obtención y utilización pueden ocasionar. Además, se valorará el conocimiento del papel de la química en nuestras sociedades y de la responsabilidad del desarrollo de la química y su necesaria contribución a las soluciones para avanzar hacia la sostenibilidad.

Orden del Departamento de Educación, Cultura y Deporte, de 1 de julio de 2008 (BOA de 17 de julio)

Contenidos

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: Kc, Kp 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 amoniaco.

5. Reacciones de transferencia de protones

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

– Equilibrio iónico del agua y neutralización: constante de equilibrio Kw.

– 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 Ks. 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 sp3, sp2 y sp. Aplicación al estudio de las moléculas de hidrógeno, cloro, oxígeno, nitrógeno, metano, agua, amoniaco, 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.

Criterios de evaluación

1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico.

Se trata de evaluar si el alumnado conoce las características básicas del trabajo científico al aplicar los conceptos y procedimientos a la resolución de problemas, trabajos prácticos y situaciones de interés. Se ha de valorar junto con el resto de los criterios de evaluación, por lo que es necesario realizar actividades de evaluación que incluyan análisis cualitativos, emisión de hipótesis fundamentadas, elaboración de estrategias, realización de experiencias en condiciones controladas y reproducibles, actividades de síntesis, comunicación y análisis de los resultados, valoración de las implicaciones del estudio realizado (posibles aplicaciones, transformaciones sociales, repercusiones negativas.), etc.

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.

Este criterio pretende constatar que el alumnado comprende el significado de la variación de entalpía de una reacción, si la determina aplicando la ley de Hess, utilizando entalpías de formación o mediante energías de enlace, y si conoce y valora las implicaciones que los aspectos energéticos de un proceso químico tienen en la salud, en la economía y en el medioambiente (efecto invernadero y cambio climático). También debe establecer las condiciones para que un proceso sea espontáneo considerando los factores energético y entrópico.

3. Determinar la ecuación de velocidad en procesos sencillos, explicando los efectos de los factores que modifican la velocidad de las reacciones químicas.

Se trata de comprobar que el alumnado escribe la ecuación de velocidad de las reacciones químicas elementales aplicando la ley de acción de masas, explica los efectos del grado de división, la concentración y la temperatura en la velocidad de reacción según las teorías de las colisiones y del estado de transición, así como la forma en que intervienen los catalizadores, valorando su papel en procesos industriales y de interés biológico.

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.

Se trata de comprobar que el alumnado es capaz de identificar el estado de equilibrio químico mediante sus características macroscópicas y a escala de partículas, de utilizar la ley del equilibrio y la estequiometría de las reacciones químicas en la resolución de problemas, y de relacionar el grado de disociación y las constantes de equilibrio Kc y Kp. También debe deducir el efecto que origina en un sistema en equilibrio químico la alteración de sus condiciones, utilizando el cociente de reacción y el principio de Le Chatelier. Asimismo, debe aplicar las leyes del equilibrio en procesos industriales, tales como la obtención de amoniaco, así como en la vida cotidiana.

5. Aplicar la teoría de Brónsted-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.

Este criterio pretende averiguar si el alumnado sabe clasificar las sustancias o sus disoluciones en ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brónsted-Lowry y si determina valores de pH en disoluciones de ácidos, bases, sales o sus mezclas, atendiendo en particular a la hidrólisis de sales y a las mezclas amortiguadoras. También se valorará si conoce el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten determinar la concentración de una sustancia ácida o básica o la composición de una mezcla, así como si reconoce la importancia que tiene el pH en la vida cotidiana y el origen y consecuencias de la lluvia ácida.

6. Realizar cálculos de solubilidades de compuestos iónicos poco solubles y proponer métodos para modificar la solubilidad de algunos de ellos.

Este criterio pretende evaluar si el alumnado sabe calcular la solubilidad de un compuesto iónico poco soluble 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. También debe conocer algunas aplicaciones analíticas de estos procesos.

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.

Se trata de comprobar que el alumnado es capaz de reconocer reacciones con transferencia de electrones, utilizando números de oxidación, ajustándolas por el método del ión-electrón, realizando cálculos estequiométricos y utilizando técnicas volumétricas para determinar la concentración de disoluciones o la composición de mezclas. También debe predecir, a través de las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, la posible evolución de estos procesos. Además, debe describir cómo funcionan las pilas, determinando su potencial, y las cubas electrolíticas, aplicando la ley de Faraday para saber la cantidad de sustancia depositada. Por último, debe conocer la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales, así como las soluciones a los problemas que el uso de las pilas genera.

8. Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.

Se trata de comprobar si el alumnado conoce las insuficiencias del modelo de Bohr y la necesidad de un nuevo marco conceptual que condujo al modelo cuántico del átomo y que permite escribir estructuras electrónicas, a partir de las cuales es capaz de justificar la ordenación de los elementos. También debe interpretar las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo y la variación periódica de algunas de sus propiedades, tales como los radios atómicos e iónicos, las energías de ionización, la electronegatividad, el carácter metálico y la valencia.

9. Utilizar los modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.

Con este criterio se debe comprobar que el alumnado sabe deducir el tipo de enlace que forman dos elementos en función de su diferencia de electronegatividad y obtener la fórmula de la sustancia formada. En el caso de sustancias iónicas, deberá comparar los valores de sus energías de red. Si el enlace es covalente, deberá deducir la forma geométrica y la posible polaridad de moléculas sencillas, representando sus estructuras de Lewis y aplicando la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos, por un lado, y el solapamiento de orbitales atómicos, puros o híbridos, por otro, tanto en sustancias moleculares como covalentes. En los metales deberá utilizar el modelo de la deslocalización electrónica.

10. Explicar las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace existente y de las interacciones entre partículas.

Se trata de comprobar si el alumnado es capaz de explicar, comparar o predecir las propiedades de las sustancias según sea el enlace entre las partículas que las forman, atendiendo en particular a la energía de red en las iónicas y a las fuerzas de Van der Waals, en especial a los puentes de hidrógeno, en las moleculares.

11. Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos.

El objetivo de este criterio es comprobar si se sabe formular y nombrar compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados con una única función orgánica, además de conocer alguno de los métodos de obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres. También ha de valorarse el conocimiento de las propiedades físicas y químicas de dichas sustancias y de su importancia industrial y biológica, sus múltiples aplicaciones y las repercusiones que su uso genera (fabricación de pesticidas, etc.).

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.

Mediante este criterio se comprobará si se conoce la estructura de polímeros naturales y artificiales, si se comprende el proceso de polimerización en la formación de estas sustancias macromoleculares y se valora el interés económico, biológico e industrial que tienen, así como los problemas que su obtención y utilización pueden ocasionar. Además, se valorará el conocimiento del papel de la química en nuestras sociedades y de la responsabilidad del desarrollo de la química y su necesaria contribución a las soluciones para avanzar hacia la sostenibilidad.

ESTRUCTURA BÁSICA DE LOS EJERCICIOS QUE INTEGRAN LA PRUEBA Y CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN ELABORADOS POR LOS PROFESORES ARMONIZADORES DE LAS MATERIAS DEL 2º CURSO DE BACHILLERATO

ESTRUCTURA DEL EJERCICIO

El examen constará de dos opciones, A y B, de las que el alumno deberá responder únicamente a una, a su elección.

Cada una de las opciones incluye tres cuestiones teóricas y dos problemas numéricos.

Las cuestiones teóricas recogen aspectos puntuales del temario; la calificación total de las cuestiones teóricas será hasta un máximo de 5 puntos.

Los problemas numéricos están relacionados con aspectos fundamentales del programa y la calificación máxima para cada uno será de 2,5 puntos.

Como norma general:

- Los alumnos deberán reconocer por su símbolo y nombre los elementos de la Tabla Periódica y situar en ella, al menos, los elementos representativos y los de la primera serie de transición.
- No se proporcionará la fórmula de los compuestos químicos sencillos ni los ajustes de las reacciones químicas.
- Cuando sea necesario, se facilitarán los pesos atómicos, los potenciales electroquímicos (siempre los de reducción), las constantes de equilibrio, etc. No obstante, el alumno podrá utilizar datos adicionales de conocimiento general.

CRITERIOS GENERALES DE CALIFICACIÓN

Cada uno de los ejercicios tendrá una duración de hora y media y se calificará de 0 a 10 con dos cifras decimales.

- Tiene gran importancia la claridad y la coherencia en la exposición así como el rigor y la precisión de los conceptos involucrados. Una respuesta correcta no razonada o con un razonamiento incorrecto no se considerará valida.
- Siempre que se dé como dato de un elemento su número atómico, se justificará el elemento al que corresponde, bien escribiendo su configuración electrónica o bien con la deducción de su posición en la tabla periódica.

- Si en una cuestión o en un problema se hace referencia a un proceso químico, el alumno tendrá que expresar este proceso con la correspondiente ecuación ajustada. En caso contrario, la cuestión o el problema no podrán ser calificados con la máxima puntuación.

- En todas las cuestiones se nombrarán los compuestos químicos siguiendo la normativa vigente o la más habitual aceptada por la IUPAC para los compuestos más conocidos. El alumno debe ser capaz de formular correctamente dichos compuestos, como paso previo a la resolución de la cuestión que corresponda.

- La estequiometría de las reacciones será una parte esencial de los ejercicios, incluyendo la utilización de reactivos en fase gaseosa, en disolución, con el correspondiente manejo de las formas de expresar la concentración, y sólidos con un % de riqueza determinado.

- En el caso de problemas numéricos, se valorará el proceso de resolución, la coherencia del planteamiento y el adecuado manejo de los conceptos básicos, así como los razonamientos, explicaciones y justificaciones del desarrollo del problema, teniendo menor valor las manipulaciones algebraicas que conducen a la solución numérica. Se exigirá que los resultados de los distintos ejercicios sean obtenidos paso a paso y los correctores no los tendrán en cuenta si no están debidamente razonados.

- En caso de error algebraico sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente; si la solución es coherente, el error se penalizará, como máximo, con 0,25 puntos.

- En los problemas donde haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en uno de ellos sea imprescindible para la resolución del siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado del anterior, excepto si alguno de los resultados es absolutamente incoherente.

- Se podrán usar calculadoras. Se exigirá que todos los resultados analíticos y gráficos estén paso a paso justificados.

- Se valorará positivamente la presentación del ejercicio (orden, limpieza), así como la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc.

- Se valorará el buen uso de la lengua y la adecuada notación científica, que los correctores podrán bonificar con un máximo de un punto. Por los errores ortográficos, la falta de limpieza en la presentación y la redacción defectuosa podrá bajarse la calificación hasta un punto.