

2º BACHILLERATO - QUÍMICA

1. OBJETIVOS.

1. Conocer los principales conceptos, leyes y teorías científicas y el papel que éstas desempeñan en el desarrollo de la Química.
2. Aplicar los conocimientos químicos más relevantes para resolver problemas que se plantean en la vida cotidiana.
3. Desarrollar procedimientos propios del método científico para realizar pequeñas investigaciones.
4. Valorar críticamente la importancia que las aportaciones de la Química suponen en el desarrollo tecnológico y su influencia en la calidad de vida y en el medioambiente.
5. Utilizar los conocimientos adquiridos en el estudio de la Química para opinar críticamente sobre las informaciones obtenidas de distintas fuentes.
6. Comprender que la Química es un cuerpo de conocimientos no dogmático sometido a continua evolución y expuesta a influencias científicas y extracientíficas.
7. Adquirir soltura en las técnicas de manipulación y experimentación utilizadas en el laboratorio.
8. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber su contenido.
9. Relacionar los contenidos de Química con los de otras materias científicas.
10. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.

2. CONTENIDOS.

Los aspectos relativos a Química descriptiva, así como la utilización de diversas fuentes de información para elaborar trabajos bibliográficos, el diseño y realización de experiencias de laboratorio y el uso de los distintos procedimientos propios del trabajo científico, serán tratados transversalmente a lo largo del curso.

Se han incluido algunos contenidos relativos a la reacción química y normas IUPAC de formulación, que ya se han visto en 1º de Bachillerato y que creemos necesario revisar y profundizar en este nivel. Aunque estos contenidos constituyen la Unidad Didáctica nº 1 de la programación, a los efectos de una somera revisión, se seguirán trabajando a lo largo del curso en varias Unidades Didácticas.

Los contenidos que “no se consideran mínimos” están indicados con un asterisco(), y los señalados en negrita corresponden a las experiencias de laboratorio.*

1ª Evaluación

Unidad Didáctica 1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA. LA REACCIÓN QUÍMICA. (Revisión)

Contenidos conceptuales.

1. Revisión de las normas IUPAC de formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.
2. Revisión de las normas IUPAC de formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos.
3. Representación de las reacciones químicas: ecuaciones químicas.
4. Significado de las ecuaciones químicas. Relaciones atómicas, moleculares, de masa, de cantidad de sustancia y de volumen.
5. Modos de expresar la concentración de las disoluciones.
6. Reactivo limitante.

Contenidos procedimentales.

1. Utilización correcta de la nomenclatura de los compuestos inorgánicos y orgánicos.
2. Ajuste de ecuaciones químicas (sin métodos especiales para reacciones redox).
3. Relación entre cantidad de sustancia, masa, volumen de gases y número de partículas.
4. Realización de cálculos estequiométricos con empleo de disoluciones y de reactivo limitante.
5. Determinación de la composición centesimal y de la fórmula empírica y molecular de una sustancia.

Contenidos actitudinales.

1. Valorar la necesidad que tiene el hombre de transformar la materia para sus necesidades mediante reacciones químicas.
2. Tomar conciencia de las implicaciones medioambientales de las reacciones químicas que tienen lugar en la vida cotidiana, en los laboratorios y en la industria.
3. Desarrollar hábitos de conducta respetuosos con el medio ambiente respecto a residuos y vertidos.

Unidad Didáctica 2.- TERMOQUÍMICA.

Contenidos conceptuales.

1. Aspectos energéticos de las reacciones químicas: calor y trabajo.
2. Sistema y energía interna de un sistema.
3. Primer principio de la Termodinámica.
4. Reacciones endotérmicas y exotérmicas.
5. Procesos a presión constante.
6. Concepto de entalpía. Entalpía de reacción (formación y combustión).
7. Ley de Hess.

8. Concepto de espontaneidad de una reacción. Segundo Principio de la Termodinámica. Entropía (aspectos cualitativos).
9. Factores que afectan a la espontaneidad. (*) Energía libre de Gibbs.
10. Valor energético de los alimentos: implicaciones para la salud.

Contenidos procedimentales.

1. Aplicación de los conceptos de estado inicial y final de un sistema, para diferenciar las reacciones endotérmicas y exotérmicas.
2. Utilización correcta de los convenios de signos aplicados a las magnitudes que definen el primer principio (criterio "egoísta").
3. Aplicación de la ley de Hess al cálculo de entalpías de reacción (especialmente en procesos de combustión).
4. Representación de los aspectos energéticos de las reacciones químicas mediante diagramas y obtención de las magnitudes energéticas correspondientes a partir de ellos.
5. Análisis cualitativo de los factores que deciden la espontaneidad de un proceso.
6. (*) Aplicación cuantitativa del concepto de energía libre para establecer la espontaneidad de una reacción.
7. Incorporación de los conceptos termoquímicos a los cálculos estequiométricos con atención especial a las reacciones de combustión.
8. **Determinación experimental de la entalpía de una reacción de neutralización (HCl_{aq} y NaOH_{aq}).**

Contenidos actitudinales.

1. Valorar el efecto de las combustiones en el medio ambiente y la problemática de los recursos energético.

2ª Evaluación

Unidad Didáctica 3. EQUILIBRIO QUÍMICO.

Contenidos conceptuales.

1. Reacciones reversibles.
2. Equilibrio químico. Propiedades.
3. Constantes de equilibrio (K_p , K_c). Propiedades y relación. Grado de disociación. Cociente de reacción.
4. Tipos de equilibrio.
5. Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier.
6. (*) Estudio descriptivo del amoníaco.
7. Equilibrios heterogéneos: Precipitación. Solubilidad y producto de solubilidad. Estudio cualitativo de la disolución de precipitados. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación.

Contenidos procedimentales.

1. Utilización del cociente de reacción Q , para establecer la situación de un sistema respecto al equilibrio y su evolución.

2. Utilización del principio de Le Chatelier para la formulación de hipótesis sobre la evolución de un sistema al que se altera su estado de equilibrio.
3. Aplicación, cualitativa y cuantitativa, de las constantes de equilibrio y del grado de disociación a procesos homogéneos y (*) heterogéneos.
4. (*) Aplicación de los contenidos conceptuales al estudio del proceso Haber de obtención del amoníaco.
5. Comprobación experimental de la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la concentración y la temperatura (sistemas: cromato/dicromato y Fe^{3+} /sulfocianuro).
6. Aplicación de los conceptos al estudio de la precipitación, producto de solubilidad, disolución de precipitados y resolución de ejercicios numéricos referentes a estos conceptos.

Contenidos actitudinales.

1. Valorar el papel del rendimiento de las reacciones químicas en los procesos industriales y biológicos.

Unidad Didáctica 4. ÁCIDOS Y BASES. **REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.**

Contenidos conceptuales.

1. (*) Caracterización de ácidos y bases.
2. Teoría de Arrhenius: limitaciones. Teoría de Bronsted y Lowry: reacciones ácido/base.
3. Reacciones ácido base en medio acuoso. Autoionización del agua. Concepto de pH. Fuerza de ácidos y bases: (*) interpretación teórica. Importancia del pH en la vida cotidiana.
4. Equilibrios de disociación de ácidos y bases en medio acuoso. Constantes de equilibrio y grado de disociación.
5. Indicadores.
6. Volumetrías de neutralización. Punto de equivalencia. Aplicaciones y tratamiento experimental.
7. Estudio cualitativo del pH de las disoluciones acuosas de sales.
8. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras y sus aplicaciones.
9. Estudio descriptivo del ácido nítrico. Lluvia ácida y sus consecuencias.

Contenidos procedimentales.

1. Identificación de ácidos, bases y especies anfóteras según cada teoría estudiada.
2. Identificación de las especies conjugadas en las reacciones ácido/base.
3. Resolución de ejercicios numéricos relativos a ácidos y bases fuertes (cálculos de pH, volumetrías de neutralización).
4. Aplicación de los conceptos generales de equilibrio a la resolución de problemas de ácidos y bases débiles, incluyendo cálculos de pH.
5. Determinación de las propiedades ácido/base de productos de uso cotidiano y del laboratorio por medio de indicadores industriales y de preparación casera.

6. (*) Representación de los procedimientos de obtención del ácido nítrico mediante las secuencias de reacciones necesarias y realización de esquemas gráficos descriptivos del proceso industrial correspondiente.
7. (*) Realización de un estudio bibliográfico sobre el ácido sulfúrico: propiedades, métodos de obtención, aplicaciones, etc.
8. Estudio de la lluvia ácida: en qué consiste, por qué se produce, consecuencias y modos de evitarla.
9. **Comprobación experimental del pH de disoluciones acuosas de diferentes sales.**
10. **Diseño y realización de una volumetría de neutralización (valoración de un vinagre comercial).**

Contenidos actitudinales.

1. Valorar y conocer la importancia de los ácidos y de las bases en distintos contextos: económico-industrial, medio ambiente, organismo humano, etc.

Unidad Didáctica 5. INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUÍMICA

Contenidos conceptuales.

1. Conceptos de oxidación y reducción. Interpretación electrónica.
2. Reacciones de oxidación/reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Ajuste de ecuaciones redox por el método del ión-electrón.
3. Potencial normal de reducción y serie de potenciales. Potencial normal de reducción del hidrógeno.
4. Valoraciones redox, tratamiento experimental.
5. Pilas voltaicas: descripción, convenios, ejemplos y aplicaciones.
6. Electrólisis: descripción y convenios. Aplicaciones. La corrosión de metales y su prevención. Residuos y reciclaje.
7. Algunos procesos electroquímicos industriales en Asturias. Obtención de aluminio y cinc
8. (*) Leyes de Faraday. Constante de Faraday.

Contenidos procedimentales.

1. Determinación del número de oxidación de un elemento en diferentes especies químicas.
2. Aplicación del número de oxidación para identificar las especies oxidantes y reductoras en una reacción química.
3. Ajuste de ecuaciones químicas redox por el método del ión-electrón (incluyendo especies y reacciones orgánicas).
4. Aplicación de las leyes de la estequiometría a los procesos redox (concepto de mol) con utilización de los moles de electrones.
5. (*) Aplicación de las leyes de Faraday a cálculos numéricos de procesos en cubas electrolíticas.
6. **Diseño y realización de experiencias para determinar el poder oxidante/reductor relativo de una especie química (reacción entre metales y disoluciones de sales metálicas; reacción entre metales y una disolución acuosa de ácido sulfúrico).**

7. Utilización de la escala de potenciales de reducción para predecir la espontaneidad de un proceso químico.
8. Estudio experimental de la electrólisis del agua.
9. Identificación de las reacciones redox que intervienen en procesos de la vida cotidiana (oxidación de los alimentos, corrosión, utilización de combustibles...).
10. Realización de un estudio bibliográfico sobre la obtención electrolítica del cinc o del aluminio (materias primas, metalurgia, usos).

Contenidos actitudinales.

1. Valorar desde el punto de vista técnico e industrial el problema que supone la corrosión de los metales.

3ª Evaluación

Unidad Didáctica 6. ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

Contenidos conceptuales.

1. (*) Fenómenos que contribuyeron al desarrollo de la teoría atómica (espectros, tubos de descarga, radiactividad,...).
2. Los modelos en el estudio del átomo y sus limitaciones.
3. Estudio cualitativo del modelo de Bohr.
4. El modelo mecanocuántico. Principio de De Broglie. (*). Ecuación de onda de Schrödinger. (*) Principio de indeterminación de Heisenberg.
5. Concepto de orbital. Explicación mecanocuántica del átomo de hidrógeno. Números cuánticos.
6. Estructuras electrónicas de átomos polieletrónicos: principio de exclusión de Pauli y regla de máxima multiplicidad de Hund.
7. Evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos. Relación entre el Sistema Periódico actual y la estructura electrónica.
8. Propiedades periódicas: radios atómico e iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Contenidos procedimentales.

1. Reconocimiento de las diferencias esenciales entre los modelos atómicos clásico y el modelo mecanocuántico.
2. Interpretación de los espectros atómicos mediante el modelo de Bohr y mediante el modelo mecanocuántico.
3. Representación de configuraciones electrónicas de átomos neutros y de iones y distinción entre estados fundamentales y excitados.
4. Representación simbólica de orbitales y electrones mediante los conjuntos de números cuánticos adecuados.
5. (*) Aplicación de la relación cuántica de Planck y del principio de De Broglie a la resolución de ejercicios numéricos.
6. Realización de trabajos bibliográficos sobre alguno de los temas: modelos atómicos clásicos, evolución histórica del sistema periódico, influencia de la tecnología en el estudio de la estructura de la materia.

7. Relación entre la configuración electrónica de un átomo y las propiedades atómicas del elemento correspondiente.
8. Construcción de la estructura general del Sistema Periódico.
9. Localización y situación de los elementos de los tres primeros períodos y de los grupos 1, 2, 17 y 18.
10. Manejo del Sistema periódico y obtención de información sobre las propiedades de los elementos representativos.
11. Formulación de hipótesis sobre el comportamiento químico de los elementos a partir de su configuración electrónica o de su posición en el Sistema Periódico.

Contenidos actitudinales.

1. Valorar el concepto de modelo, su importancia y su papel en el desarrollo de las teorías científicas.
2. Valorar la importancia que la búsqueda de la estructura del átomo ha tenido en el desarrollo de la ciencia, en las aplicaciones tecnológicas y en la sociedad actual.
3. Valorar la importancia del Sistema Periódico en la organización del conocimiento de la Química y en su desarrollo.

Unidad Didáctica 7. EL ENLACE QUIMICO.

Contenidos conceptuales.

1. Concepto de enlace químico y relación con la estabilidad energética.
2. Propiedades generales de las sustancias y tipos de enlace.
3. Enlace iónico. Concepto de energía de red.
4. Redes cristalinas. (*) Energía reticular e índice de coordinación.
5. Propiedades de las sustancias iónicas.
6. Enlace covalente.
7. Tratamiento mecanocuántico del enlace covalente (solapamiento de orbitales). (*)-Hibridación de orbitales atómicos (sp , sp^2 y sp^3).
8. Teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. Geometría y polaridad de moléculas sencillas.
9. Parámetros moleculares.
10. Enlaces intermoleculares: fuerzas de Van der Waals y puentes de hidrógeno.
11. Propiedades de las sustancias covalentes.
12. Enlace metálico.
13. Modelo del gas electrónico e (*) introducción a la teoría de bandas.
14. Propiedades de los metales.
15. Propiedades de algunas sustancias de interés biológico o industrial en función de la estructura o enlaces característicos de las mismas.

Contenidos procedimentales.

1. Predicción del tipo de enlace, fórmula y propiedades generales de una sustancia en función de las características de los átomos que la forman.
2. Distinción entre los conceptos de átomo, molécula, macromolécula, red iónica, red covalente y red metálica.
3. (*) Aplicación del ciclo de Born-Haber a compuestos iónicos sencillos.
4. Representación de algunas especies químicas mediante estructuras de Lewis.

5. Interpretación y justificación de la geometría de algunas moléculas mediante la teoría de repulsión de pares de electrones y de la hibridación de orbitales atómicos.
6. Justificación de algunas propiedades de las moléculas en función de la polaridad de los enlaces y de las fuerzas intermoleculares.
7. (*) Interpretación de las propiedades de los aislantes, semiconductores y conductores mediante la teoría de bandas.
8. Estudio de las propiedades de algunos compuestos de Nitrógeno y Azufre (hidruros y óxidos).

Contenidos actitudinales.

1. Valorar críticamente el papel de las teorías del enlace químico en la comprensión de las propiedades de la materia y en el desarrollo de nuevos materiales (semiconductores, superconductores, materiales con memoria, polímeros, sustancias de diseño...)

Unidad Didáctica 8. LA QUIMICA DEL CARBONO.

Contenidos conceptuales.

1. Aspectos generales de los compuestos orgánicos.
2. Peculiaridades de los enlaces de carbono.
3. Grupo funcional. Principales grupos funcionales. Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas.
4. Revisión de la isomería de función, de posición y de cadena e introducción a la estereoisomería.
5. Reactividad de los compuestos orgánicos.
6. (*) Introducción a los mecanismos: desplazamientos electrónicos, rupturas de enlace e intermedios de reacción.
7. Tipos de reacción: adición, eliminación y sustitución. Ejemplos.
8. Obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres. Estudio de algunos ésteres de interés. Importancia de alcoholes y ácidos grasos.
9. Algunas reacciones redox de interés en Química Orgánica.
10. Polímeros y macromoléculas. Reacciones de polimerización. Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales.
11. La síntesis de medicamentos. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.

Contenidos procedimentales.

1. Aplicación de la teoría del enlace covalente a los compuestos orgánicos: estructura de Lewis, geometría (hibridación) y propiedades (puntos de fusión y ebullición y solubilidad).
2. Formulación de compuestos con una misma fórmula molecular.
3. (*) Identificación del carbono asimétrico en un compuesto orgánico.
4. (*) Utilización de modelos moleculares para la representación de moléculas orgánicas.
5. Identificación del tipo de reacción en una serie de reacciones propuestas.

6. Representación mediante la ecuación química correspondiente de procesos en que intervengan reacciones de adición, eliminación, sustitución y polimerización.
7. (*) Relacionar las rupturas de enlaces con las reacciones orgánicas.
8. Estudio sobre los aspectos generales de la industria petroquímica.

Contenidos actitudinales.

1. Valorar la importancia de la Química orgánica y considerar sus peculiaridades dentro del marco general de la Química.
2. (*) Valorar el papel de las reacciones orgánicas en la transformación de las materias primas y en la obtención de nuevas materias.
3. Reflexionar sobre las implicaciones que tiene el cambio de materiales tradicionales (madera, metales, vidrio...) por nuevos materiales (polímeros) sobre la calidad de vida y su coste social y medioambiental.
4. Considerar el papel general de las teorías científicas y las tendencias actuales de integración de las diferentes ramas de la Ciencia (Bioquímica, Biofísica,...).

3. CRITERIOS DE EVALUACION.

Los criterios señalados con asterisco (*) *no corresponden a contenidos mínimos.*

1. Realizar trabajos bibliográficos y experiencias de laboratorio que desarrollen procedimientos propios del trabajo científico.

Se trata de comprobar si los alumnos conocen y aplican métodos propios de la Ciencia en general, y de la Química, en particular. En el caso de los trabajos bibliográficos, si utilizan diversas fuentes de información, incluidas las Nuevas Tecnologías de la Información, para elaborar un mensaje personal y crítico sobre el tema propuesto.

En el caso de los trabajos de laboratorio, se trata de comprobar la destreza manipulativa, el trabajo en equipo y la atención a las normas de seguridad. También se pretende comprobar si los alumnos elaboran el informe correspondiente desarrollando los distintos puntos de que debe constar.

2. Identificar fórmulas de compuestos, así como los nombres de los mismos conocida su fórmula, e interpretar su significado.

Se trata de comprobar si los alumnos son capaces de utilizar las normas sistemáticas de formulación y nomenclatura IUPAC para sustancias de uso frecuente, valorando la importancia de dichas normas. También se trata de comprobar si los alumnos utilizan, igualmente, las normas de nomenclatura tradicional admitidas por la IUPAC para las sustancias de mayor importancia.

Se consideran compuestos de uso frecuente los contemplados en los contenidos del curso 1º de Bachillerato y, además, para compuestos inorgánicos las sales ácidas, y

para orgánicos, derivados halogenados, nitrilos, nitroderivados y funciones dobles amino-ácido y alcohol-ácido.

3. Resolver ejercicios y problemas relacionados con la determinación de cantidades de las sustancias que intervienen en reacciones químicas irreversibles.

Se pretende comprobar que el alumno es capaz de resolver ejercicios y problemas numéricos relacionados con la determinación de las cantidades que se producen en reacciones irreversibles y utiliza adecuadamente los conceptos de mol, reactivo limitante, rendimiento, concentración de disoluciones y volumen de gases.

4. Determinar las variaciones de entalpía de las reacciones químicas y planificar estudios sobre diferentes combustibles para justificar la elección de unos frente a otros, en función de la energía liberada y de razones económicas y medioambientales.

Se trata de comprobar que el alumno es capaz de utilizar correctamente el primer principio de la termodinámica, aplica la ley de Hess, realiza e interpreta diagramas entálpicos, y calcula teórica y experimentalmente entalpías de reacción. También si es capaz de realizar una selección bibliográfica y de analizar los datos desde el punto de vista energético, empleando la ley de Hess y las energías de enlace y formación, para el cálculo de entalpías de combustión, y de utilizar los cálculos estequiométricos para determinar algunas repercusiones medioambientales(*). Se pretende conocer también si el alumno es capaz de hacer evaluaciones someras sobre los costos por medio de estimaciones de gastos de producción, transporte, explotación o de protección del medio ambiente.

5. Establecer hipótesis sobre la espontaneidad de una reacción química y () resolver ejercicios y problemas numéricos que requieran la determinación de la energía libre de Gibbs.*

Se pretende conocer si el alumno identifica los factores que determinan la espontaneidad de una reacción, si es capaz de establecer el signo de estos factores a partir de informaciones generales y si logra organizar esta información obteniendo conclusiones razonadas (*). También se pretende comprobar que el alumno es capaz de realizar los cálculos numéricos necesarios para la determinación de la variación de energía libre de un proceso, a partir de datos de entalpía y de entropía, y si utiliza adecuadamente este valor como criterio de espontaneidad.

Este criterio de acuerdo con la temporalización se trabajará durante la 1ª y la 2ª Evaluaciones de acuerdo con el tiempo disponible.

6. Hacer hipótesis sobre las variaciones que se producirían en un equilibrio químico al modificar alguno de los factores que lo determinan y plantear la manera en que se podrían poner a prueba dichas hipótesis.

Se pretende comprobar si los alumnos son capaces de emitir razonadamente hipótesis sobre los posibles factores que determinan un equilibrio químico, tales como la presión, la temperatura y la concentración, por aplicación del principio de Le Chatelier, y que *plantean experiencias o recurren a diferentes datos o informaciones

bibliográficas para contrastarlas. También se pretende conocer si el alumno es capaz de identificar un estado de equilibrio y reconoce las acciones que no modifican dicho estado.

7. Resolver ejercicios y problemas relacionados con la determinación de cantidades de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas reversibles en las que se alcanza un estado de equilibrio.

Se pretende comprobar si el alumno comprende los conceptos de constante de equilibrio y grado de disociación y es capaz de utilizarlos para obtener las concentraciones y cantidades de equilibrio, a partir de una situación inicial cualquiera, para una reacción química reversible del tipo manejado.

Igualmente se pretende comprobar que el alumno es capaz de utilizar el concepto de cociente de reacción como medio de predecir el sentido de evolución del sistema inicial.

8.- 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 pretende comprobar si los alumnos reconocen macroscópicamente cuando un sistema se encuentra en equilibrio y si son capaces de resolver ejercicios y problemas tanto de equilibrios homogéneos como heterogéneos.

Por otra parte, si son capaces de justificar las condiciones experimentales que favorecen el desplazamiento del equilibrio en el sentido deseado.

9. Aplicar los conceptos de ácidos y bases de Arrhenius y Brønsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como tales y hacer cálculos estequiométricos relativos a sus disoluciones acuosas.

Se pretende constatar que el alumno conoce las definiciones de ácido y base utilizadas por Arrhenius, sus limitaciones, la ampliación que supone el concepto de Brønsted y que es capaz de diferenciar los conceptos que utiliza para clasificar como ácidos o bases a las sustancias.

También se pretende comprobar que el alumno es capaz de realizar cálculos estequiométricos relativos a las reacciones entre disoluciones acuosas de ácidos y bases fuertes y débiles y que es capaz de calcular el pH de estas disoluciones, así como relacionar las constantes de los equilibrios de ácidos y bases débiles y el grado de disociación. Igualmente si son capaces de estimar cualitativamente el pH de las disoluciones acuosas de sales y de realizar en el laboratorio volumetrías, eligiendo el indicador adecuado y valoran la importancia de los ácidos y bases en la vida cotidiana y en la industria.

10. Identificar reacciones de oxidación y de reducción en procesos que se producen en nuestro entorno, reproducirlas en el laboratorio cuando sea posible y escribir y ajustar las ecuaciones en casos sencillos.

Se trata de comprobar que los alumnos conocen y aplican, tanto teórica como experimentalmente, los conceptos básicos de los procesos redox: oxidación, reducción, número de oxidación, oxidante y reductor. Igualmente se trata de comprobar que los alumnos asocian procesos como la corrosión de metales, la oxidación de los alimentos o la utilización de combustibles como reacciones de oxidación y reducción, y que saben escribir sus ecuaciones ajustadas y utilizan correctamente el método del ión-electrón.

*11. Representar mediante esquemas funcionales las pilas y las *cubas electrolíticas.*

Se pretende comprobar que el alumno conoce los elementos esenciales de las pilas y de las cubas electrolíticas (electrodos, compartimentos, disoluciones, generador, circuito externo, puente salino), los convenios de asignación de nombres y de circulación de cargas y que es capaz de traducir esta información en esquemas significativos. (*) También si conocen y aplican las leyes de Faraday y relacionan los procesos redox con algunos fenómenos cotidianos e industriales.

12. Conocer y valorar la importancia de algunos modelos y teorías que supusieron un cambio relevante en la interpretación de la naturaleza desde el punto de vista químico y poner de manifiesto las razones que llevaron a su aceptación y las presiones a las que, en su caso, se vieron sometidas.

Se pretende comprobar que el alumno conoce y valora determinados logros de la Química, tales como la teoría atómica de Dalton y su desarrollo con el concepto de molécula, la evolución de los modelos atómicos y sus limitaciones y en concreto el de Bohr, y el nacimiento de la mecánica cuántica. Se trata también de conocer si el alumno es capaz de contextualizar históricamente estos logros y su evolución por razón de determinados hallazgos experimentales (*) descubrimiento de las partículas elementales, (*) espectros atómicos, dualidad onda-corpúsculo) junto con las presiones (crisis de la Física clásica) que trajo consigo su aceptación.

13. Aplicar el modelo mecanocuántico para establecer la estructura electrónica de los átomos y justificar la variación periódica de las propiedades de los elementos

Se trata de comprobar si los alumnos utilizan el modelo mecanocuántico para justificar la estructura electrónica de los átomos aplicando correctamente las normas de selección de los números cuánticos. Se trata de comprobar si el alumno relaciona la ordenación periódica de los elementos con la estructura electrónica y es capaz de explicar la variación de algunas de sus propiedades (radios atómicos e iónicos, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad y número de oxidación).

14. Justificar la estructura y () propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace que pueden formar los átomos que las constituyen.*

Se trata de comprobar si se utiliza correctamente el modelo de repulsión de pares de electrones y la hibridación de orbitales atómicos para establecer la geometría de moléculas sencillas, si se conocen las relaciones geométricas y eléctricas de los prototipos de los compuestos iónicos y si conoce el concepto de energía de red y lo utiliza para justificar algunas propiedades de los compuestos iónicos. Igualmente se trata de comprobar si se relacionan algunas propiedades generales de las sustancias (estado físico, conductividad eléctrica, polaridad) con el tipo de enlace y con la estructura. (*) También se pretende comprobar si el alumno es capaz de interpretar el comportamiento de los metales mediante el modelo de bandas

15. Conocer los conceptos básicos de enlace e isomería y justificar el comportamiento característico de determinadas sustancias orgánicas.

Se pretende comprobar que el alumno aplica la hibridación de orbitales atómicos para explicar los enlaces en algunos compuestos de carbono, conoce los conceptos de grupo funcional y de isomería de cadena, posición, función y geométrica y que es capaz de relacionarlos con el efecto sobre el punto de fusión y de ebullición y la solubilidad.

16. Reconocer los tipos de reacciones en que participan los compuestos del carbono y valorar el interés económico, biológico e industrial que tienen estas sustancias.

Se trata de comprobar que los alumnos conocen las distintas posibilidades de reactividad de los compuestos del carbono (reacciones de sustitución, adición eliminación y polimerización) (*) y las justifican en función del tipo de enlace. También si valoran la importancia en distintos campos de algunos compuestos orgánicos, tanto de los naturales como de los obtenidos sintéticamente.

4. PROCEDIMIENTOS E INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN.

Se realizará un ejercicio escrito por cada Unidad Didáctica. Asimismo, se podrán realizar otros pequeños controles cuando la situación concreta del grupo o el desarrollo de la programación lo requiera.

Es conveniente que el Profesor, a lo largo del curso, recoja datos de los alumnos referentes a la puntualidad y asistencia regular a clase, participación positiva en el aula, realización de las tareas encomendadas, expresión correcta oral y escrita, razonamiento lógico-formal, etc.

En las Unidades Didácticas en las que se realicen actividades prácticas de laboratorio o trabajos bibliográficos, se valorarán los informes correspondientes, que habrán sido entregados al Profesor dentro del plazo que se haya señalado.

Los alumnos a los que no pueda aplicarse la evaluación continua debido al elevado número de faltas de asistencia, según baremo recogido en el reglamento de régimen interior, realizarán un ejercicio global de todos los contenidos de la evaluación correspondiente en la fecha programada para la recuperación de dicha evaluación.

5. CRITERIOS DE CALIFICACIÓN.

En las distintas pruebas e informes que se realicen se tendrán en cuenta los criterios de calificación siguientes:

Presentación	<ul style="list-style-type: none"> • Se valorará el <u>orden</u>, la <u>limpieza</u> y los <u>comentarios</u> sobre los ejercicios. • Se tendrá en cuenta la <u>ortografía</u> y la <u>calidad de la redacción</u>. • Se dará importancia a la <u>claridad</u> y <u>coherencia</u> en la exposición.
Contenidos	<ul style="list-style-type: none"> • Se valorará la inclusión de <u>dibujos</u>, <u>diagramas</u>, <u>esquemas</u>, <u>tablas</u>, etc. • Se dará importancia a las exposiciones con <u>rigor científico</u> y <u>precisión</u> en los conceptos. • Es de gran importancia el <u>uso adecuado</u> de las <u>unidades</u>. • Se valorarán positivamente las exposiciones e <u>interpretaciones personales correctas</u>. • No se tendrán en cuenta las resoluciones sin planteamientos, razonamientos y explicaciones. • Se penalizarán las respuestas incoherentes o equivocadas. • Se observará si los errores de cálculo, así como los fallos en la notación, son errores <u>aislados</u> o <u>sistemáticos</u>. • Se valorará el <u>rigor</u> con que se manejan los conceptos y la <u>habilidad</u> en la aplicación de las diferentes técnicas matemáticas manipulativas. • En la resolución de problemas se considera más importante el manejo de conceptos básicos que la manipulación algebraica que conduce a la solución final. Además, se valora tanto el correcto planteamiento y selección de una estrategia que pueda dar la solución, como la ejecución propiamente dicha. • En la calificación asignada a los problemas se tendrá en cuenta la <u>comprensión de la situación planteada</u> en el problema, la <u>elección y descripción de la estrategia</u> de solución que se va a utilizar y la <u>ejecución de dicha estrategia</u>.
Otros aspectos	<ul style="list-style-type: none"> • Todo trabajo, informe, actividad o ejercicio escrito deberá incluir en cada uno de sus apartados la <u>puntuación</u> o <u>valoración</u> que se le piensa atribuir (salvo que todos los ejercicios propuestos tengan la <u>misma</u>). • No se recogerá ningún trabajo haya sido presentado fuera de la fecha establecida, salvo en circunstancias excepcionales debidamente justificadas.

Los pequeños controles e informes de laboratorio aportarán un 20% de la calificación de cada evaluación. El 80% restante será la media de los ejercicios escritos realizados a lo largo de la misma. **Para realizar la media de los controles es necesario haber obtenido una calificación mínima de 3 en cada uno de ellos.**

En los controles de formulación se considera necesario un 80% de respuestas correctas para superar la prueba y alcanzar el aprobado.

En el turno nocturno la ponderación será de 15% controles (etc.), 75% ejercicios escritos y 10% asistencia (superior al 75% de las clases).

Los alumnos que no hayan superado alguna evaluación realizarán un ejercicio escrito de **recuperación** referido, fundamentalmente, a los contenidos mínimos de toda la Evaluación. Se tendrán en cuenta los aspectos valorados con el 20% (un 25% en el caso del nocturno) si habían sido positivos.

A final de curso, los alumnos que tengan evaluada negativamente alguna recuperación y no hayan manifestado una clara actitud negativa (no presentarse a los exámenes o exámenes “en blanco”, faltas reiteradas de asistencia, no presentar los trabajos solicitados, etc.) podrán realizar pruebas **extraordinarias** de recuperación para la 1ª y 2ª evaluación.

La calificación final será la media de las tres evaluaciones, teniendo en cuenta que, la nota final no podrá ser superior a 6, si se ha realizado más de un ejercicio de recuperación.

En el “redondeo” de las medias en las evaluaciones y, especialmente la correspondiente a la calificación final, se tendrá en cuenta las actitudes manifestadas por el alumno a lo largo del curso (asistencia regular a clase, participación positiva en el aula, realización de las tareas encomendadas) y el grado de madurez alcanzado (expresión correcta oral y escrita, buena presentación de los trabajos encomendados, utilización correcta del lenguaje científico, razonamiento lógico-formal, etc.).

Los alumnos a los que no pueda aplicarse la evaluación continua debido al elevado número de faltas de asistencia, serán calificados exclusivamente con el examen global que realizarán en la evaluación correspondiente. En caso de cambio de actitud serán evaluados y calificados como el resto de los alumnos en las siguientes evaluaciones.

PRUEBA EXTRAORDINARIA.

La prueba extraordinaria consistirá en un ejercicio escrito que versará sólo sobre los contenidos mínimos conceptuales y procedimentales.

No se contempla la recuperación específica de aquellos otros aspectos que a lo largo del curso se valoraban con una ponderación del 20% (25% en el nocturno) de la calificación. No obstante, en el caso de los alumnos que durante el curso hubieran tenido una calificación satisfactoria en estos aspectos se tendrá en cuenta para determinar la nota final.

6. DISTRIBUCIÓN TEMPORAL.

1ª Evaluación:

Formulación (inorgánica y orgánica) y revisión de la reacción química.....14 horas
Termoquímica16 horas

Equilibrio químico (1)9 horas

Total 39 horas

2ª Evaluación:

Equilibrio químico (2)6 horas

Reacciones de transferencia de protones15 horas

Reacciones de transferencia de electrones16 horas

Estructura de la materia (1)7 horas

Total 44 horas

3ª Evaluación:

Estructura de la materia(2).....4 horas

El enlace químico16 horas

La Química del carbono15 horas

Total 35 horas