

QUÍMICA

2º Bachillerato

Contenidos y criterios de
evaluación mínimos



IES Luis Buñuel
Dpto. Física y Química

SUMARIO

1.- Contenidos mínimos exigibles	2
2.- Criterios de evaluación mínimos exigibles.....	6
3.- Criterios de calificación	9

1.- Contenidos mínimos exigibles

Unidad 1. Estructura atómica de la materia

- Magnitudes atómicas; iones; isótopos.
- Historia de los modelos atómicos; modelo de Dalton; modelo de Thomson; modelo de Rutherford.
- Orígenes de la teoría cuántica; radiación del cuerpo negro; efecto fotoeléctrico; espectros atómicos.
- Modelo atómico de Bohr; modificaciones al modelo de Bohr; modelo de Bohr-Sommerfeld.
- Mecánica cuántica; dualidad onda-corpúsculo; principio de indeterminación; la mecánica ondulatoria; orbital y números cuánticos.
- Configuración electrónica; energía relativa de los orbitales; proceso Aufbau; estado excitado; anomalías en la configuración electrónica.
- Interpretación y expresión de conceptos básicos de mecánica cuántica.
- Los rayos X y las radiografías.

Unidad 2. Sistema periódico

- Historia del sistema periódico.
- Sistema periódico actual.
- Apantallamiento y carga nuclear efectiva.
- Propiedades periódicas.
- Las propiedades físico-químicas y la posición en la tabla periódica.
- Reconocimiento de la historia del sistema periódico y de los trabajos de Lothar Meyer y Dimitri Mendeléiev.
- Análisis del actual sistema periódico y de la estructura de la tabla periódica.
- Identificación de las propiedades periódicas.
- Comprensión de las propiedades periódicas a través de los conceptos del apantallamiento y de la carga nuclear efectiva.
- Identificación de las propiedades físico-químicas de los elementos y su posición en la tabla periódica.
- Establecimiento de la relación entre las propiedades periódicas y la estructura de la corteza.

Unidad 3. Enlace químico

- Enlace iónico.
- Enlace covalente.
- Enlace metálico.
- Comparación de las propiedades físicas en función del tipo de enlace.
- Comprensión de la unión de los átomos para formar elementos y sustancias.
- Análisis de los enlaces iónicos y la energía en las redes iónicas.
- Utilización del ciclo de Born-Haber y la ecuación de Born-Landé.
- Identificación de las características generales del enlace covalente.
- Reconocimiento de las teorías de la nube electrónica y de bandas.
- Identificación de las propiedades de los compuestos iónicos, los compuestos con enlace covalente y las propiedades de los metales.
- Comparación de las propiedades físicas de los compuestos químicos en función del tipo de enlace.

- Relación de la estructura de la corteza electrónica con los tipos de enlace, y estos con los aspectos termoquímicos.

Unidad 4. Enlace covalente

- Octeto de Lewis.
- Geometría de enlace.
- Hibridación.
- Polaridad.
- Enlace entre moléculas.
- Propiedades físicas y fuerzas de enlace.
- Representación de distintas estructuras de Lewis de moléculas.
- Análisis de la geometría de enlace mediante la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).
- Identificación de la hibridación de las moléculas y el solapamiento.
- Estudio de la polaridad de enlace y las moléculas y redes covalentes.
- Análisis del enlace entre moléculas de hidrógeno, intermolecular dipolo-dipolo e intermolecular dipolo instantáneo-dipolo inducido.
- Identificación de las propiedades físicas y las fuerzas de enlace.
- Reconocimiento de los parámetros de enlace en moléculas covalentes orgánicas.
- Predicción de la geometría molecular y la polaridad de moléculas covalentes.
- Relación de las propiedades de las sustancias con su enlace intra e intermolecular.

Unidad 5. Termodinámica química

- Reacciones químicas y energía; el sistema termodinámico; el proceso termodinámico.
- Intercambio de energía en un proceso; cálculo del trabajo en un proceso termodinámico.
- Primer principio de la termodinámica; aplicación del primer principio a algunos procesos.
- La entalpía; la ecuación termoquímica; los diagramas entálpicos.
- Cómo se calcula la variación de entalpía; determinación experimental, combinando ecuaciones de entalpía conocida; entalpía de formación; entalpía de enlace.
- La espontaneidad de los procesos; ¿qué es la entropía?; entropía de una sustancia; variación de entropía en un proceso; entropía y espontaneidad. El segundo principio de la termodinámica; espontaneidad y energía libre.
- Reacciones de combustión; las reacciones de combustión y el medio ambiente; consumo sostenible de combustibles.

Unidad 6. Cinética química

- Velocidad de reacción.
- Las reacciones químicas.
- Dependencia de la velocidad de reacción con la concentración.
- Factores que afectan a la velocidad de reacción.
- Catálisis enzimática.
- Mecanismos de reacción.
- Cálculo de la velocidad de las reacciones.
- Obtención de la velocidad media y la velocidad instantánea de reacción.
- Análisis de las reacciones químicas a través de la teoría de colisiones y de la teoría del complejo activado.
- Establecimiento de la dependencia de la velocidad de reacción con la concentración.

- Determinación del orden de reacción y de la vida media de una reacción.
- Identificación de los factores que afectan a la velocidad de reacción.
- Reconocimiento de la catálisis enzimática y de los mecanismos de reacción.

Unidad 7. Equilibrio químico

- Definición de equilibrio químico.
- Expresiones de las constantes de equilibrio K_C y K_p .
- Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier.
- Equilibrios heterogéneos. Reacciones de precipitación.
- El proceso Haber-Bosch.
- Explicación de la cinética del equilibrio.
- Identificación de los conceptos de equilibrio homogéneo y heterogéneo.
- Utilización de las expresiones de las constantes de equilibrio K_C y K_p .
- Análisis del grado de disociación, el cociente de reacción, los equilibrios entre gases y la relación entre ambas expresiones.
- Identificación de los factores que afectan al equilibrio aplicando el principio de Le Châtelier.
- Reconocimiento de los equilibrios heterogéneos y de la solubilidad y los efectos en el equilibrio de solubilidad.
- Análisis del proceso Haber-Bosch.

Unidad 8. Reacciones ácido-base

- Características generales de ácidos y bases.
- Teorías ácido-base.
- Equilibrio iónico del agua.
- Medida de la acidez. Concepto de pH.
- Fuerza relativa de ácidos y bases.
- Reacciones de neutralización.
- Hidrólisis de sales.
- Disoluciones reguladoras.
- Obtención industrial de los ácidos y bases orgánicos e inorgánicos.
- Contaminación ambiental.
- Identificación de las características de ácidos y bases.
- Reconocimiento de las distintas teorías ácido-base.
- Análisis del equilibrio iónico del agua.
- Reconocimiento del concepto de pH y cálculo de las medidas de la acidez.
- Identificación de la fuerza relativa de ácidos y bases.
- Observación de las reacciones de neutralización y de la hidrólisis de sales.
- Análisis de las disoluciones reguladoras.
- Reconocimiento de la obtención industrial de ácidos y bases orgánicos e inorgánicos.
- Atención a la contaminación ambiental.

Unidad 9. Reacciones de transferencia de electrones

- Oxidación y reducción.
- Ajuste de reacciones redox.
- Estequiometría de las reacciones redox.

- Valoraciones redox. Tratamiento experimental.
- Pilas voltaicas.
- Tipos de pilas.
- Electrolisis.
- Aplicaciones de la electrolisis.
- Corrosión de metales. Prevención.
- Identificación de la oxidación-reducción y la variación del número de oxidación.
- Reconocimiento de las reacciones redox y su estequiometría.
- Utilización de las valoraciones redox para determinar la concentración de un volumen conocido de un agente oxidante.
- Análisis del funcionamiento de las pilas voltaicas y de otros tipos.
- Identificación de la electrolisis y sus distintas aplicaciones.
- Análisis de la corrosión de los metales causa un importante deterioro en diversos elementos y qué se puede hacer para prevenirla.

2.- Criterios de evaluación mínimos exigibles

Unidad 1. Estructura atómica de la materia

- Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.
- Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo.
- Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.
- Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.
- Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.
- Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.

Unidad 2. Sistema periódico

- Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.
- Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.
- 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.

Unidad 3. Enlace químico

- Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas y de estructuras cristalinas y deducir sus propiedades.
- Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para calcular la energía de red, analizando de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos.
- Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.

Unidad 4. Enlace covalente

- Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y la TRPECV, así como la TEV para su descripción más compleja.
- Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.
- Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinadas sustancias en casos concretos.
- Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en sustancias moleculares.

Unidad 5. Termodinámica química

- 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.
- Reconocer la unidad del calor en el Sistema Internacional y su equivalente mecánico.
- Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- Conocer las posibles formas de calcular la entalpía de una reacción química.
- Dar respuesta a cuestiones conceptuales sencillas sobre el segundo principio de la termodinámica en relación a los procesos espontáneos.

- Predecir, de forma cualitativa y cuantitativa, la espontaneidad de un proceso químico en determinadas condiciones a partir de la energía de Gibbs.
- Distinguir los procesos reversibles e irreversibles y su relación con la entropía y el segundo principio de la termodinámica.
- Analizar la influencia de las reacciones de combustión a nivel social, industrial y medioambiental y sus aplicaciones.

Unidad 6. Cinética química

- Definir velocidad de una reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición, utilizando el concepto de energía de activación.
- Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.
- Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.

Unidad 7. Equilibrio químico

- Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.
- Relacionar K_c y K_p en equilibrios con gases, interpretando su significado.
- Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.
- Aplicar el principio de Le Châtelier 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.

Unidad 8. Reacciones ácido-base

- Aplicar la teoría de Brønsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.
- Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.
- 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.
- Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal y la forma de actuar de una disolución reguladora de pH.
- Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.
- Resolver problemas de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.
- Explicar cómo varía la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble por el efecto de un ión común.

Unidad 9. Reacciones de transferencia de electrones

- Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.
- Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ión-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.
- Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.
- Realizar los cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.

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

3.- Criterios de calificación

1. Teniendo en cuenta los procedimientos e instrumentos de evaluación indicados en el punto 6 de esta programación, se indican a continuación los criterios de calificación que se van a utilizar para este curso para obtener la calificación final de cada evaluación:

a) La media aritmética de la nota obtenida en los exámenes que se realicen a lo largo de la evaluación tendrá un peso del 90 % de la nota final.

Se harán como mínimo dos exámenes por evaluación. El contenido de estos exámenes se basará en los conceptos y procedimientos expuestos en el libro de texto y podrán incluir actividades realizadas en clase, en classroom y en laboratorio.

Para hallar la contribución de los exámenes a la nota final de una evaluación, se hará la media ponderada de los exámenes realizados, siempre que ninguno de ellos tenga una calificación inferior a 4. En caso de que en algún examen no la alcance, el alumno tendrá que ir al examen de recuperación con toda la materia de dicha evaluación.

b) El profesor supervisará el trabajo diario, a partir de las tareas que se encarguen al alumno (incluyendo tanto los ejercicios propuestos en clase, como las tareas para casa o las prácticas de laboratorio). La valoración de este apartado supondrá un 10 % de la nota final. El porcentaje de cada una de las partes, variará en función del número de prácticas que se hayan podido realizar.

2. Aquellos alumnos que no alcancen la calificación de 5 en una evaluación, tendrán la posibilidad de recuperarla por medio de una prueba escrita que se realizará una vez haya finalizado la evaluación.

La nota obtenida en esta recuperación sustituirá a la obtenida en la evaluación, a la hora de calcular la nota final.

Además, los alumnos con la evaluación aprobada, también deben realizar dicha recuperación:

- Si, su nota es superior a la obtenida anteriormente, se modificará su nota.
- Si, es inferior en como mucho 2 puntos, se dejará la nota que tenían.
- Si, es inferior a 2 puntos o más, bajará la nota calculando la media de ambas. Si con este resultado la evaluación queda suspensa, la tendrán que recuperar en el examen final.

3. Para obtener la nota final de la materia en la evaluación ordinaria, y dado que tenemos tres evaluaciones, tendremos que tener en cuenta las siguientes consideraciones:

- Si todas las evaluaciones tienen una nota superior o igual a 5, la nota final será el promedio de las tres notas de las evaluaciones.
- Si solo hay una evaluación con una nota inferior a 5 pero superior a 4, también se hará el promedio. Si éste es igual o superior a 5, el promedio será la nota final de la evaluación ordinaria; en cambio, si es inferior a 5, se tendrá que ir al examen de recuperación de final de junio.
- Si hay dos o tres evaluaciones con nota inferior a 5, se tendrá que ir al examen de recuperación de final de curso con toda la materia incluida.

4. En los últimos días de curso, se realizará una recuperación final previa a la evaluación final ordinaria. Los alumnos que tengan alguna evaluación suspendida y no que puedan obtener una calificación final de aprobado según el punto anterior, podrán examinarse sólo de la evaluación o evaluaciones que tengan suspendidas.

5. La nota de la materia en la evaluación final ordinaria se obtendrá realizando la media de las obtenidas en las tres evaluaciones (o la que haya obtenido tras realizar las recuperaciones).

6. Aquellos alumnos que obtengan una calificación menor de 5 en la evaluación final ordinaria, podrán recuperar la materia presentándose a la prueba extraordinaria.

A estos alumnos se les entregará, junto con el boletín de la evaluación ordinaria, un informe personalizado en el que se indiquen los objetivos y contenidos no alcanzados y propuesta de actividades de apoyo para la preparación de la prueba extraordinaria.

Además, cuando sea necesario, se les facilitará a los alumnos un dossier de ejercicios que no será necesario entregar antes de la prueba extraordinaria.

La prueba extraordinaria versará sobre todos los contenidos del curso que se hayan desarrollado durante el curso y teniendo en cuenta los criterios de evaluación mínimos, establecidos en la presente programación según las disposiciones vigentes y que quedarán reflejados en el informe citado anteriormente.

Si algún alumno se encuentra confinado y no puede realizar la prueba extraordinaria presencialmente, la realizará de forma telemática tal como se ha descrito en el apartado 6 de esta programación.

Esta prueba extraordinaria se considerará superada cuando se haya obtenido una calificación igual o superior a cinco.