



DEPARTAMENTO: MATERIA: CURSO: 2025/2026

Física y Química	Química	2º Bachillerato
CONTENIDOS		
1ª EVALUACIÓN	2ª EVALUACIÓN	3ª EVALUACIÓN
C. Química orgánica. 1. Nomenclatura de compuestos orgánicos. - Nombrar y formular hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas. A. Enlace químico y estructura de la materia 1. Espectros atómicos. - Radiación electromagnética. Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico. 2. Principios cuánticos de la estructura atómica. - Teoría cuántica de Planck. Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. - Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles. - Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Modelo mecano-cuántico del átomo. Naturaleza probabilística del concepto de orbital. - Números cuánticos. Estructura electrónica del átomo. Principio de exclusión de Pauli. Principio de máxima multiplicidad de Hund. Principio de Aufbau, Building-up o Construcción Progresiva. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos. 3. Tabla periódica y propiedades de los átomos - Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas. - Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica. - Propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Aplicación a la predicción de los valores de	B. Reacciones químicas. 1. Termodinámica química. - Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo. - Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos. - Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción. - Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. - Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema. 2. Cinética química. - Conceptos de velocidad de reacción. Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción. - Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Teoría del estado de transición. Energía de activación. - Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. Ecuación de Arrhenius. 3. Equilibrio químico. - Reversibilidad de las reacciones químicas. El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas. - La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre K_c y K_p. - Solubilidad. Producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos. - Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las	B. Reacciones químicas. 4. Reacciones ácido-base. - pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes K_a y K_b. - Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. - Disoluciones reguladoras del pH. Concepto y aplicaciones en la vida cotidiana. - Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. - Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente. 5. Reacciones de reducción y oxidación (redox). - Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. - Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox. - Electrodos. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. Pilas galvánicas y celdas electroquímicas. - Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. Aplicaciones del electrólisis. - Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales. C. Química orgánica. 2. Isomería. Isomería de posición, cadena y función. Isomería cis-trans. Representación de moléculas orgánicas. - Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural. - Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas.



las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma. 4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares. – Enlace químico. Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. – Enlace covalente. Modelos de Lewis, teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) y teoría de enlace de valencia: hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares. Polaridad del enlace y de la molécula. Propiedades de las sustancias químicas con enlace covalente y características de los sólidos covalentes y moleculares. – Enlace iónico. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias químicas con enlace iónico. – Enlace metálico. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos. – Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas: enlaces de hidrógeno, fuerzas de dispersión y fuerzas entre dipolos permanentes. Propiedades macroscópicas de elementos y compuestos moleculares	condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema. B. Reacciones químicas. 4. Reacciones ácido-base. – Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. – Equilibrio de ionización del agua. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.	Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades. 3. Reactividad orgánica. – Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas. – Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas. 4. Polímeros. – Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades. – Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.
---	---	--

EVALUACIÓN

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN	Calificación de contenidos (95%), pruebas escritas en periodo lectivo, al menos dos por evaluación Calificación del trabajo personal (5%): problemas planteados por el profesor para la realización individual y presentados puntualmente. La calificación de contenidos se obtendrá a partir de la calificación de los exámenes realizados en la evaluación según la siguiente fórmula: $\text{Nota EX1} \times 0,4 + \text{Nota EX2} \times 0,6$ La materia tanto para el EX1 como EX2 en Química 2.º Bach será toda la materia de la asignatura impartida hasta la realización del examen, incluido la de la evaluación/es anteriores, puesto que la evaluación es continua. <u>Calificación final del curso en convocatoria ordinaria Química 2.º Bach</u> Para la calificación de los alumnos de Segundo Curso del Bachillerato se realizarán tres evaluaciones. La evaluación es continua, por lo que en cada prueba se incluyen los contenidos anteriormente impartidos. Dado que en las pruebas de cada evaluación se acumula materia, se entiende que si un alumno es capaz de aprobar la 3ª Evaluación con los criterios de calificación anteriormente descritos es porque tiene alcanzados las competencias necesarias para su evaluación positiva, y por lo tanto
----------------------------------	---



no se realizan recuperaciones parciales por evaluaciones puesto que quedarían recuperados en los siguientes exámenes.

Aprobarán la asignatura por evaluaciones los alumnos que:

- Tengan aprobada la 3ª Evaluación al menos con 5 (sin redondeo y se dejara la cifra del numero entero)
- Tengan al menos 5 (con redondeo de los decimales) puntos en la
 - ✓ Primera Evaluación 25%
 - ✓ Segunda Evaluación 30 %
 - ✓ Tercera Evaluación 45 %

De esta manera se contempla que los exámenes con mayor cantidad de materia tengan más peso en la evaluación final, favoreciendo el trabajo continuo del alumno.

Si tienen alguna evaluación suspensa:

- La evaluación quedará aprobada con una nota de 5 al aprobar la siguiente evaluación con una nota igual o superior a 5 sin redondeo.
- Si se suspenden las demás evaluaciones, pero se aprueba la tercera, (con una nota mínima de 5 sin redondeo) queda aprobado el curso entero.
- Si se aprueban las demás evaluaciones, pero se suspende la tercera evaluación, se podría aun así aprobar la asignatura si la media ponderada de las notas obtenidas en cada evaluación con sus correspondientes pesos (25%, 30 % y 45%) resulta una nota mínima de 5 (sin redondeo).

Para el cálculo de la nota numérica final de un curso aprobado se beneficiará siempre al alumno, de forma que se tomará como nota final la mayor de estas dos: o la nota de la 3ª evaluación por sí sola, o la media ponderada mencionada anteriormente.

Los alumnos que no hayan aprobado la asignatura por evaluaciones deberán efectuar el examen final ordinario.

Se considera que la asignatura se ha aprobado en el examen final ordinario, si la nota del examen es de **al menos 5 puntos** (con redondeo de dos decimales).

Los alumnos que hayan obtenido una calificación igual o mayor que 5 puntos por evaluaciones, se podrán presentar al examen final ordinario para "subir nota". Si el estudiante decide presentarse a la subida de nota, se calificará de la siguiente manera:

- Si obtiene una nota superior a la obtenida anteriormente, su nota final será la nota mayor.
- Se obtiene una nota inferior en 2 puntos o más a su nota media se le realizará la media entre dichas notas. Si la nota final fuera inferior a 5, la calificación se quedaría en un 5.
- Si obtiene una nota igual o inferior hasta dos puntos por debajo de su nota media, se le mantendrá la nota obtenida durante el curso.

En cualquier caso, se le dará la opción al estudiante de no entregar la prueba escrita, una vez realizada, si considera que no va a superar su nota obtenida durante el curso.

Dado que la formulación es el lenguaje de la Química, un error grave de formulación de un compuesto clave del tema, que suponga la realización incorrecta del ejercicio, podrá suponer la calificación con un 0 en dicho apartado o pregunta, si el profesor así lo considera oportuno.

Se establecen los siguientes criterios para la corrección y calificación de exámenes:



	1.-Cualquier conducta fraudulenta (copiar, intercambiar folios...) durante la realización de una prueba de examen, comportará la interrupción de la misma para los alumnos implicados, y la calificación para el alumno o alumnos afectados será de CERO. 2.- No se corregirán aquellos exámenes que estén escritos con lápiz, con bolígrafo rojo, con bolígrafos cuya tinta se pueda borrar. Asimismo, tampoco se corregirán los que incluyan dibujos, palabras, frases, etc., que no hagan referencia expresa a los contenidos de dicha asignatura referidos en la prueba, o que según el criterio del profesor sean ofensivas o improcedentes. 3.- La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, incluyan esquemas y dibujos aclaratorios, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc. El elemento clave para considerar un ejercicio como bien resuelto es que el alumno demuestre una comprensión e interpretación correcta de los fenómenos y leyes físicas relevantes en dicho ejercicio. En este sentido, la utilización de la "fórmula adecuada" no garantiza por sí sola que el ejercicio haya sido correctamente resuelto. 4.- No se concederá ningún valor a las "respuestas con monosílabos"; es decir, a aquéllas que puedan atribuirse al azar y/o que carezcan de razonamiento justificativo alguno. 5.- En general, los apartados de cada ejercicio se considerarán independientes; es decir, los errores cometidos en un apartado no descontarán puntuación en el otro. 6.- El olvido de unidades se penalizará en los problemas hasta un máximo de un 25% del problema. 7.- Diferentes errores ortográficos sucesivos se penalizará con un descuento de 0,2 cada uno, hasta un máximo de un punto. 8.- La no asistencia a una prueba objetiva sin justificación pertinente (la cual debe ser aceptada por el profesor), significará una nota de cero. 9.- En 2º Bachillerato, además se tendrá en cuenta los criterios generales de evaluación de la prueba de acceso a la universidad (PAU/EVAU) 10.- El alumnado no puede entregar el examen hasta pasada media hora desde el comienzo del examen. 11.- No se permitirá la realización del examen si el estudiante acude más de media hora tarde.
PRUEBA EXTRAORDINARIA	<u>Prueba extraordinaria</u> En esta convocatoria será materia de examen el total de los contenidos del curso académico en cada una de las asignaturas del Departamento, <i>incluidas las asignaturas pendientes</i>. Para preparar esta prueba el alumno deberá estudiar el temario completo y realizar los problemas y las actividades correspondientes a cada tema de la asignatura. Durante el mes de junio, en el intervalo de tiempo comprendido entre la evaluación ordinaria y extraordinaria, se llevarán a cabo actividades de apoyo y refuerzo con aquellos alumnos que tengan la materia suspensa. <i>Dicho examen, para todas las materias y también para las pendientes, consistirá en una prueba escrita:</i> ✓ <i>Única para todos los alumnos que cursan la misma asignatura y nivel (incluidos los alumnos pendientes)</i>



	✓ <i>Semejante a la prueba final de la convocatoria ordinaria que se realiza en las materias correspondientes, para aquellos alumnos que no hayan aprobado la asignatura por evaluaciones.</i> La calificación de la convocatoria extraordinaria será la correspondiente al examen. Se considera que la asignatura se ha aprobado en convocatoria extraordinaria, si la nota del examen es de al menos 5 puntos (con redondeo).
PENDIENTES	Se podrá recuperar de cualquiera de las siguientes formas: - Recuperar la materia al comienzo del curso mediante la realización de una única prueba escrita. Dicha prueba se realizará la primera semana de octubre - Se realizarán dos exámenes parciales: uno de física y otro de química. La nota será la media aritmética de los dos exámenes. En caso de no superar la materia podrá realizar un examen en convocatoria ordinaria y si aun así no supera la materia, otro en convocatoria extraordinaria.