

HOJA DE INFORMACIÓN A LAS FAMILIAS

QUÍMICA, 2º de Bachillerato 2025 / 2026

* Según el Decreto 64/2022, de 20 de julio, del Consejo de Gobierno, por el que se establecen para la Comunidad de Madrid la ordenación y el currículo del Bachillerato

CONTENIDOS

<p>A. ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA.</p> <p>1. Espectros atómicos.</p> <ul style="list-style-type: none">- 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.<ul style="list-style-type: none">• El espectro de emisión del hidrógeno. <p>2. Principios cuánticos de la estructura atómica.</p> <ul style="list-style-type: none">- 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.<ul style="list-style-type: none">• Modelo atómico de Bohr. Postulados. Energía de las órbitas del átomo de hidrógeno.• Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.• Aciertos y limitaciones del modelo atómico de Bohr.- 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, <i>Building-up</i> o Construcción Progresiva. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos. <p>3. Tabla periódica y propiedades de los átomos.</p> <ul style="list-style-type: none">- 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 las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma. <p>4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares.</p> <ul style="list-style-type: none">- 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.	<p>CONTINUACIÓN B. REACCIONES QUÍMICAS</p> <p>3. Equilibrio químico.</p> <ul style="list-style-type: none">- 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 condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema.<ul style="list-style-type: none">• Importancia del equilibrio químico en la industria y en situaciones de la vida cotidiana. <p>4. Reacciones ácido-base.</p> <ul style="list-style-type: none">- Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.<ul style="list-style-type: none">• Electrolitos.- Equilibrio de ionización del agua. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.- 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. Ácidos y bases- relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente. <p>5. Reacciones de reducción y oxidación (redox).</p> <ul style="list-style-type: none">- Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación.<ul style="list-style-type: none">• Par redox. Oxidantes y reductores.- Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación- reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.- Electroodos. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. Pilas galvánicas y celdas electroquímicas.<ul style="list-style-type: none">• Electrólisis de sales fundidas y en disolución acuosa.- Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. Aplicaciones de la electrólisis. <p>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.</p> <p>C. QUÍMICA ORGÁNICA.</p> <p>1. Nomenclatura de compuestos orgánicos.</p>
---	---

<ul style="list-style-type: none"> - 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. <p>B. REACCIONES QUÍMICAS.</p> <p>1. Termodinámica química.</p> <ul style="list-style-type: none"> - 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. <p>2. Cinética química.</p> <ul style="list-style-type: none"> - 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. <ul style="list-style-type: none"> • Utilización de catalizadores en procesos industriales. 	<ul style="list-style-type: none"> - Nombrar y formular hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas. <p>2. Isomería. Isomería de posición, cadena y función. Isomería cis-trans. Representación de moléculas orgánicas.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural. - Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades. <p>3. Reactividad orgánica.</p> <ul style="list-style-type: none"> - 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. <p>4. Polímeros.</p> <ul style="list-style-type: none"> - Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. - Estructura y propiedades. <p>Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados</p>
--	--

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

La calificación en cada evaluación se obtendrá atendiendo a los siguientes criterios:

1. Media de la calificación obtenida en las pruebas escritas...90%
2. Trabajo en clase y en casa10%
(Para la mitad de la nota de este ítem, se realizarán exámenes de 15 minutos, de 1 pregunta, a lo largo de cada trimestre. Se busca incentivar así el estudio diario del alumnado).

Por otro lado, teniendo en cuenta que al finalizar el curso los alumnos/as serán evaluados mediante una prueba externa, bien sea reválida o prueba de acceso a la universidad, es importante también prepararles para obtener buenos resultados en la misma. Para ello, la experiencia acumulada después de muchos años impartiendo clase en 2º de bachillerato ha concluido que es muy importante que los alumnos/as se examinen de forma continua de todos los contenidos a lo largo del curso.

Desde dicha experiencia se ha constatado que ha resultado muy eficaz la entrega de esquemas al final de cada unidad didáctica por parte del profesor (que se colgarán en el Aula Virtual) que junto con los que elaboren los propios estudiantes les ayuden a repasar los contenidos de forma rápida, manteniendo al día toda la materia.

Para conseguir que la materia se lleve siempre al día, la forma en la que se organizan los exámenes en cada evaluación será la siguiente:

	1ª Evaluación		2ª Evaluación		3ª Evaluación	
	1er Examen (1)	2º Examen (2)	1er Examen (3)	2º Examen (4)	1er Examen (5)	2º Examen (6)
Ponderación	40%	60%	40%	60%	40%	60%

La estructura de los exámenes podrá ser similar a la de las pruebas PAU.

Aspectos que se tendrán en cuenta para la calificación de los exámenes:

- Las cuestiones y problemas deben contestarse y resolverse razonadamente, valorándose positivamente la estructura y el rigor en el desarrollo.
- Se valorará positivamente la inclusión de pasos detallados en la resolución de cuestiones y problemas, así como la realización de diagramas, dibujos y esquemas.
- En la corrección de los problemas se tendrá en cuenta el proceso seguido en la resolución de los mismos, valorándose positivamente la identificación de los principios y leyes físicas involucradas.
- Se valorará positivamente la destreza en la obtención de resultados numéricos y el uso correcto de las unidades del Sistema Internacional.
- La no especificación o incorrección de unidades en los resultados finales de cada ejercicio y sus respectivos apartados, si los hubiera, se penalizará con 0,25 puntos en la totalidad del ejercicio.
- Penalización por errores ortográficos (1 pto. máx):
 - o Cuando se repita la misma falta de ortografía se contará como una sola.
 - o Se restará: 0,1 por falta de ortografía o tilde hasta un máximo de 1 punto.
- Penalización por errores conceptuales:
 - o En la resolución de problemas se restará: 0,25 por falta de la fórmula correspondiente o error en la misma.
 - o En la representación gráfica se restará: 0,1 por falta de información de los ejes o errores en la misma.
- El valor definitivo de la calificación en cada evaluación y de la calificación final se obtendrá aplicando los criterios de redondeo matemático.
- Sanciones especiales: cualquier alumno que sea sorprendido copiando o intentando copiar en un examen será suspendido.

CALIFICACIÓN FINAL DEL CURSO

La calificación final de la materia se calculará a partir de las notas obtenidas en las tres evaluaciones. Para ello, dado que la materia se acumula a lo largo de todo el curso cada evaluación tendrá un peso diferente:

Ponderación por evaluaciones		
1ª Evaluación	2ª Evaluación	3ª Evaluación

15%	30%	55%
-----	-----	-----

- En cualquier caso, al final de la tercera evaluación se podrá realizar un último examen adicional (7) para recuperar la materia, quien lo necesite, o intentar mejorar la calificación. En ambos casos, la calificación final del curso será la obtenida en este examen.
- Cuando el profesor detecte que un alumno está copiando durante la realización de un examen, la nota que dicho alumno obtendrá en el examen será de cero.
- Los alumnos que pierdan el derecho a evaluación continua deben realizar un examen final en junio de acuerdo a la normativa.
- Cuando un alumno abandone la materia se le aplicarán las medidas recogidas en el Reglamento de Régimen Interno del centro.

RECUPERACIÓN DE EVALUACIONES PENDIENTES

Dado que la materia es acumulativa, en principio, no se contempla hacer recuperaciones después de cada evaluación. La nota final del curso será la media ponderada de las notas de cada trimestre, siendo necesario para superar los contenidos del curso obtener una calificación mínima de cinco. Si al término del tercer trimestre el alumno/a no hubiera conseguido dicha calificación mínima podrá presentarse a un **examen global de toda la materia**. A este examen podrán presentarse todos aquellos estudiantes que, habiendo aprobado, quisieran mejorar su calificación final. Si el alumno/a aprueba este examen (calificación mínima de 5), superará los contenidos del curso, aunque su calificación final tendrá en cuenta el 10 % del trabajo diario de todo el curso. Si por el contrario no lo consigue, deberá realizar un **examen extraordinario en el mes de junio** con todos los contenidos del curso. La calificación del examen extraordinario será la nota final. Para aprobar necesitará obtener una calificación mínima de 5.

PRUEBA EXTRAORDINARIA

- La prueba extraordinaria constará únicamente de un examen de toda la materia con los mismos contenidos que se han trabajado durante todo el curso. Para aprobar la calificación no podrá ser inferior a 5 puntos.
- Se realizarán clases de apoyo para los estudiantes que se tengan que examinar de dicha prueba durante los días del mes de junio comprendidos entre la evaluación ordinaria y la extraordinaria.

PÉRDIDA DEL DERECHO A LA EVALUACIÓN CONTÍNUA

El Decreto 32/2019, de 9 de abril, del Consejo de Gobierno, por el que se establece el marco regulador de la convivencia en los centros docentes de la Comunidad de Madrid, establece en su artículo 36.2 que los procedimientos extraordinarios de evaluación para los alumnos que superen el máximo de faltas fijado en el plan de convivencia para la pérdida del derecho a la evaluación continua se concretarán para cada asignatura en la correspondiente programación didáctica.

Atendiendo a lo anterior, se establece que, **cuando un alumno falte a un 30% o más de los periodos lectivos de la materia durante alguna evaluación**, tendrá que presentarse al examen (7) de recuperación, citado anteriormente. La calificación que obtenga en dicha prueba sustituirá a la de dicha evaluación, siempre que sea mayor que ésta. En caso contrario, se conservará la calificación que ya tenía.