

**ESTRUCTURA Y VALORACIÓN DE LA PRUEBA**

- La prueba constará de **diez cuestiones**, cada una con una puntuación total de **2 puntos**, de las que se ha de contestar un **MÁXIMO DE CINCO**. En las cuestiones que consten de varios apartados se indicará en el examen la puntuación de cada uno de ellos.
- Las cuestiones pueden contestarse en cualquier orden, indicando claramente el número de la cuestión de que se trata. En el caso de que se responda a un número de preguntas superior a cinco, **SÓLO SE CORREGIRÁN LAS CINCO PRIMERAS CONTESTADAS**.
- La duración del examen será de **75 minutos**.
- El examen se calificará atendiendo a los siguientes **criterios de valoración**:
 - Claridad de exposición de las ideas, capacidad de análisis y de relación. La falta de argumentación en las cuestiones, cuando el enunciado requiera una justificación de las respuestas, impedirá obtener la máxima calificación correspondiente.
 - Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
 - Las reacciones químicas deben estar ajustadas.
 - Uso correcto de unidades: un resultado expresado sin las unidades adecuadas no puntuará en su totalidad.
 - Planteamiento y resolución de problemas: un problema planteado y resuelto correctamente en términos generales, aunque con algún error que lleve a una solución numérica incorrecta será contabilizado parcialmente.
 - En la resolución de problemas deben aparecer todos los cálculos y pasos seguidos, aunque estos no tienen que ser explicados, a no ser que lo requiera el enunciado.
 - Las faltas de ortografía y de expresión podrán ser tenidas en cuenta.

CONTENIDOS

Los contenidos se adaptan a las líneas generales de los programas y contenidos de segundo curso de Bachillerato establecidos en el Decreto nº 221/2015 de 2 de septiembre de 2015, por el que se establece el currículo del Bachillerato en la comunidad Autónoma de la Región de Murcia (BORM jueves 3 de septiembre de 2015, págs. 32204-32216). Por tanto:

- **No** se preguntará *nomenclatura y formulación inorgánica*, ya que esta no aparece contemplada en los citados contenidos de segundo curso de Bachillerato.
- **No** habrá preguntas sobre el bloque de contenidos: *“Transformaciones energéticas y espontaneidad de las reacciones químicas”*, ya que este se imparte en primer curso de Bachillerato.
- **Sí** se incluirán preguntas sobre el bloque de contenidos: *“Síntesis orgánica y nuevos materiales”*, según se especifica más adelante.

Con el fin de ayudar a la preparación de la prueba, se concretan a continuación los contenidos de los diferentes bloques que podrán ser objeto de examen:



Bloque 2. ORIGEN Y EVOLUCIÓN DE LOS COMPONENTES DEL UNIVERSO

ESTRUCTURA DE LA MATERIA

- **Modelo de Bohr.** Energía de un electrón en una órbita: cuantización y espectros atómicos.
- Introducción a la **mecánica cuántica**: conceptos de fotón, dualidad onda-corpúsculo, principio de incertidumbre, concepto de orbital.
- **Modelo mecano-cuántico del átomo**: números cuánticos y orbitales atómicos.
- Ordenación de los orbitales según su energía. **Configuraciones electrónicas**. Principio de Aufbau, Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. Electrón diferenciador.
- **Reactividad y estados de oxidación** probables en función de la configuración electrónica o posición en la Tabla Periódica.
- **Propiedades periódicas**: radio atómico, potencial o energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad. Carácter metálico y no metálico. Justificación de la variación de las propiedades a lo largo de la Tabla Periódica. Comparación entre diferentes elementos. Carga nuclear efectiva.

- **No** se preguntarán configuraciones electrónicas de lantánidos y actínidos, ni excepciones.
- **No** se pedirán cálculos de energías implicadas en saltos electrónicos. **Sí** podrán hacerse preguntas cualitativas.
- **No** se formularán preguntas teóricas relacionadas con la mecánica cuántica ni con las partículas subatómicas (quarks, etc.)

ENLACE QUÍMICO

- **Regla del octeto.**
- Tipos de enlaces químicos según la electronegatividad de los átomos implicados.
- **Enlace iónico.** Valencia iónica. Estructura de los compuestos iónicos. Índice de coordinación. Energía reticular: factores de los que depende y cálculo mediante el ciclo de Born-Haber.
- **Enlace covalente.** Estructuras o diagramas de Lewis. Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia (**TRPECV**). Geometría molecular. Polaridad del enlace covalente y de las moléculas.
- **Fuerzas intermoleculares.** Enlace de hidrógeno. Enlaces o fuerzas de van der Waals: dipolo permanente-dipolo permanente, dipolo permanente-dipolo inducido, dipolo instantáneo-dipolo inducido (enlaces o fuerzas de dispersión de London).
- **Enlace metálico.** Modelo del gas electrónico y modelo de bandas.
- **Propiedades físico-químicas** de las sustancias dependiendo del tipo de enlace (iónico, covalente, metálico) y de las fuerzas intermoleculares (van der Waals, enlaces de hidrógeno).

- **No** serán objeto de examen las estructuras de resonancia.
- Se considerarán geometrías de hasta 4 pares de electrones en torno al átomo central.
- **No** serán objeto de examen cuestiones relacionadas con la hibridación.



Bloque 3. REACCIONES QUÍMICAS

CINÉTICA QUÍMICA

- **Velocidad de reacción:** velocidad media y velocidad instantánea. Relaciones entre reactivos y productos.
- **Ecuación de velocidad.** Constante de velocidad (unidades). Orden de reacción respecto a un reactivo y orden global de reacción.
- **Teoría de colisiones.** Energía de activación.
- **Teoría del estado de transición.** Complejo activado. Energías de activación directa e inversa. Variación de entalpía. Interpretación de un diagrama entálpico (perfil de reacción) en términos cinéticos y termodinámicos.
- **Factores que influyen en la velocidad de reacción:** temperatura (ecuación de Arrhenius), concentración de los reactivos (efecto de un cambio en la concentración sobre la velocidad, en función del orden de reacción), naturaleza, estado físico y grado de división de los reactivos.
- **Mecanismos de reacción.** Procesos elementales (ecuación de velocidad y molecularidad) y reacción global. Etapa limitante de la velocidad. Intermedios de reacción.
- **Catalizadores** positivos y negativos (inhibidores). Efecto de los catalizadores sobre el mecanismo de reacción, las energías de activación y la variación de entalpía.

- No serán objeto de examen problemas numéricos relacionados con las ecuaciones de velocidad (cálculo de concentraciones en función del tiempo) o la ecuación de Arrhenius.

EQUILIBRIO QUÍMICO

- **Equilibrio químico** como proceso dinámico.
- Ley de acción de masas. **Constante de equilibrio** y su dependencia con la ecuación química ajustada. **K_c** y **K_p**: relación entre ambas.
- **Grado de disociación.** Relación entre constante de equilibrio y grado de disociación.
- **Cálculos** relacionados con sistemas en equilibrio químico (constantes de equilibrio, concentraciones, presiones parciales, grado de disociación).
- **Cociente de reacción.** Predicción de la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
- **Principio de Le Châtelier:** predicción de la evolución de un sistema en equilibrio químico al modificar la temperatura, presión, volumen o concentraciones.
- **Equilibrios heterogéneos.**
- **Solubilidad y producto de solubilidad.**

- No serán objeto de examen problemas numéricos relacionados con el efecto del ion común en la solubilidad. Sí podrán hacerse preguntas cualitativas.



REACCIONES ÁCIDO-BASE

- Teoría de **Arrhenius**. Teoría de **Brönsted-Lowry**. Par ácido-base conjugado.
- Fuerza de ácidos y bases. K_a y K_b . Grado de disociación. Cálculos en equilibrios ácido-base.
- Autodisociación del agua. Producto iónico del agua. $K_w = K_a \cdot K_b$. **pH** y **pOH**. Escala de pH.
- **Hidrólisis de sales**: predicción del comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua.
- **Volumetrías ácido-base**. Punto de equivalencia. Indicadores. Cálculos numéricos

- **No** se formularán preguntas relativas a las disoluciones reguladoras.
- **Sí** podrán ser objeto de examen problemas numéricos de mezclas de ácidos y bases fuertes.
- **No** habrá problemas numéricos sobre la hidrólisis de sales.

REACCIONES REDOX

- **Oxidación y reducción**. **Oxidantes y reductores**. Pares redox. Estado o número de oxidación.
- Ajuste de reacciones redox por el **método del ion-electrón**, en medio ácido y básico.
- **Potenciales de reducción normales** o estándar. Serie electroquímica. Predicción del sentido de las reacciones redox.
- **Celdas o pilas galvánicas**: notación, diseño, ánodo, cátodo, semirreacciones y reacción global, fuerza electromotriz o potencial de la pila, variación de energía libre.
- **Celdas electrolíticas**. **Leyes de Faraday**.
- **Volumetrías redox**. Cálculos numéricos

- **No** será objeto de examen la Ecuación de Nernst.

Bloque 4. SÍNTESIS ORGÁNICA Y NUEVOS MATERIALES

- **Nomenclatura y formulación sistemática** de alcanos, alquenos, alquinos, hidrocarburos aromáticos, haluros de alquilo, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, amidas, aminas, nitrilos y nitro derivados.
- **Nombres comunes** frecuentes en Química Orgánica.
- **Isomería estructural** o constitucional (de cadena, de posición y de función) e isomería espacial o estereoisomería (óptica y geométrica)
- **Reacciones orgánicas**: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.

- En las preguntas de formulación y nomenclatura se seguirán las normas más recientes recomendadas por la IUPAC (por ejemplo, but-1-eno) o nombres comunes de una lista que se puede encontrar en la página web: <https://www.um.es/web/vic-estudios/contenido/acceso/pau/ebau-materias-coordinadores/quimica>
Se aceptará que en las respuestas se utilice la anterior nomenclatura de la IUPAC (por ejemplo, 1-buteno) u otros nombres comúnmente aceptados.
No se preguntarán compuestos con dos grupos funcionales, pero sí con un grupo funcional más una insaturación o más un sustituyente. Hay que saber formular los isómeros orto-, meta- y para-
- Los polímeros **NO** serán objeto de examen.