



ORIENTACIÓN SOBRE LOS CONTENIDOS DEL EXAMEN DE QUÍMICA

(para **EBAU2024**) **MATERIA: QUÍMICA**

El contenido de las pruebas se ajustará a los **nuevos contenidos LOMLOE** de 2º curso de Bachillerato: RD 243/2022 de 5 de abril (BOE de 6 de abril, BOE-A-2022-5521), por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato, y **Decreto 251/2022, de 22 de diciembre (BORM de 24 de diciembre)**, por el que se establece la ordenación y el currículo de Bachillerato en la Comunidad Autónoma de la Región de Murcia), en tanto no se publique la orden ministerial anual que concreta las matrices de especificaciones para la evaluación de Bachillerato para el acceso a la universidad.

NOTA IMPORTANTE: este documento tiene como objetivo concretar contenidos para ayudar a los alumnos de cara al repaso final para la preparación del examen de EBAU. **No debería ser en ningún momento un sustituto a los contenidos que se deben impartir en 2º de Bachillerato**

En la página web <https://www.um.es/web/estudios/acceso/estudiantes-bachillerato-y-ciclos-formativos/materias-y-coordinadores/quimica> pueden descargarse **documentos adicionales con ejercicios resueltos y algunos resúmenes de teoría**. Se trata de ayudas para el repaso de cara a la EBAU. No son exhaustivos (no los hay de todos los apartados del temario) ni pueden sustituir, siquiera parcialmente, al libro de texto de 2º de Bachillerato.

CONOCIMIENTOS FUNDAMENTALES que pueden ser necesarios en cualquier parte del examen:

- Conocer por su símbolo, nombre y posición los **elementos representativos de la Tabla Periódica** (no los elementos de transición, transición interna ni los transactínidos) y saber situar en ella cualquier elemento a partir de su configuración electrónica.
- La “**nomenclatura de sustancias simples, iones y compuestos químicos inorgánicos**” es ahora un contenido explícito de 2º de Bachillerato, pudiendo preguntarse de forma directa o indirecta. Hay que saber también identificar los **estados de oxidación** de los elementos en sus compuestos.
- **Cálculos estequiométricos**. Reactivo limitante.
- Cálculos que impliquen **concentraciones** expresadas en molaridad, % en peso o g/L.
- **Ecuación de los gases ideales**.

Cabe destacar que, hasta la fecha, las órdenes ministeriales que determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la universidad (la última es la Orden PCM/58/2022, indican que en cada una de las pruebas las preguntas “requerirán del alumnado **capacidad de pensamiento crítico, reflexión y madurez**“

A. ESTRUCTURA DE LA MATERIA Y ENLACE QUÍMICO

A1. ESTRUCTURA ATÓMICA

- **Conceptos básicos:** número atómico, número másico, isótopos, iones, radios iónicos.
- **Modelo mecano-cuántico del átomo:** números cuánticos y orbitales atómicos. Distribución de los orbitales en capas y subcapas electrónicas. **Configuraciones electrónicas** (de átomos e iones). Principio de Aufbau (diagrama de Moeller), Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. Electrón diferenciador. Átomos e iones isoelectrónicos. Estados fundamentales y estados excitados. Absorción o emisión de energía asociada a saltos electrónicos.
- **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. Nombres de los grupos principales (alcalinos, halógenos, etc.). Justificación de la variación de las propiedades a lo largo de la Tabla Periódica. Comparación entre diferentes elementos. Carga nuclear efectiva.

- No se preguntarán excepciones a las configuraciones electrónicas,
- No se pedirán cálculos de energías implicadas en saltos electrónicos.

A2. ENLACE QUÍMICO

- **Nomenclatura** de sustancias simples, iones y compuestos químicos inorgánicos.
- **Regla del octeto.**
- Tipos de enlaces químicos según la electronegatividad de los átomos implicados.
- **Enlace iónico.** Estructura de los compuestos iónicos. Energía reticular: factores de los que depende (comparaciones cualitativas con la Ec. de Born-Landé) y cálculos energéticos 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-dipolo y dipolo instantáneo–dipolo inducido (enlaces o fuerzas de dispersión de London).
- **Enlace metálico.** Modelo de la nube electrónica 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 dominios electrónicos en torno al átomo central.
- No serán objeto de examen cuestiones relacionadas con la hibridación.

Nomenclatura inorgánica: La nomenclatura que se utilizará en el examen será la de **composición** (o estequiométrica) para los compuestos binarios. Para los oxoácidos y sus derivados se usarán los **nombres tradicionales aceptados por la IUPAC** (por ejemplo, ácido carbónico para el H_2CO_3) **no el nombre de adición** (dihidroxidooxidocarbono), aunque si el alumno utiliza la nomenclatura de adición por supuesto se aceptará, así como cualquier otra nomenclatura comúnmente aceptada, aunque ya no se ajuste a las normas IUPAC. Podrá preguntarse de forma explícita o implícita en cualquier parte del examen

Puede ser de utilidad el documento de la RSEQ, “Resumen de las normas IUPAC 2005 de Nomenclatura de Química Inorgánica para su uso en enseñanza secundaria y recomendaciones didácticas” (<https://rseq.org/wp-content/uploads/2018/09/6-DocumentoFinal-Todo.pdf>)

B. REACCIONES QUÍMICAS

B1. TERMODINÁMICA QUÍMICA

- **Primer principio de la termodinámica:** intercambios de energía entre sistemas a través del calor (Q) y del trabajo (W).
- **Ecuaciones termoquímicas.** Concepto de **entalpía de reacción** ($\Delta H = Q_p$). Procesos endotérmicos ($\Delta H > 0$) y exotérmicos ($\Delta H < 0$).
- Balance energético entre productos y reactivos mediante la **Ley de Hess**, a través de la **entalpía de formación estándar** (ΔH_f°) 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.

B2. CINÉTICA QUÍMICA

- **Velocidad de reacción:** media e instantánea. Relaciones entre reactivos y productos.
- **Ecuación de velocidad.** Constante de velocidad (unidades). Orden de reacción respecto a un reactivo (orden cero, primer orden, segundo orden...) 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.
- **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
- **No** serán objeto de examen los mecanismos de reacción.

B3. 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.

B4. 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·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.

B5. 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. Reacciones de comproporción y desproporción
- **Potenciales de reducción normales** o estándar. Serie electroquímica. Predicción del sentido de las reacciones redox.
- **Volumetrías redox**. Cálculos estequiométricos.
- **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**. **Ley de Faraday**. Cálculos estequiométricos.

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



C. QUÍMICA ORGÁNICA

- **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 publicará en la página web de la EBAU (Universidad de Murcia):

<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-* y *cis-trans*, pero no los isómeros R/S

- Los polímeros **NO** serán objeto de examen.