



## INFORMACIÓN SOBRE LA EBAU

### CURSO 2022/2023

## QUÍMICA

---

### 1. CONTENIDOS, MATRICES DE ESPECIFICACIONES Y ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES

La prueba de evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad (EBAU) de la materia *Química* tiene los siguientes referentes normativos: el *Real Decreto 1105/2014*<sup>1</sup>, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato (BOE, de aquí en adelante) y el *Decreto 42/2015*<sup>2</sup>, de 10 de junio, por el que se regula la ordenación y se establece el currículo del Bachillerato en el Principado de Asturias (BOPA, de aquí en adelante). El BOE<sup>1</sup>, págs. 447-451 establece, para la materia *Química*, los estándares de aprendizaje evaluables o especificaciones de los criterios de evaluación que concretan lo que el estudiante debe saber, comprender y saber hacer, y facilitan el diseño de pruebas estandarizadas y comparables. Por otro lado, el BOPA<sup>2</sup>, págs. 359-371 complementa los contenidos comunes y los criterios de evaluación de esta materia en el anexo I. Estos contenidos y criterios de evaluación se agrupan en cuatro bloques:

- Bloque 1. La actividad científica.
- Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del universo.
- Bloque 3. Reacciones químicas.
- Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales.

---

[1] *Real Decreto 1105/2014*, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato. Boletín Oficial del Estado, 3 de enero de 2015.

[2] *Decreto 42/2015*, de 10 de junio, por el que se regula la ordenación y se establece el currículo del Bachillerato en el Principado de Asturias. Boletín Oficial del Principado de Asturias, 29 de junio de 2015.



La concreción de los estándares de aprendizaje evaluables asociados a cada uno de los bloques de contenido y el peso o porcentaje que corresponde a cada uno de los bloques de contenidos se determinan anualmente en la orden ministerial que regula las características de la prueba EBAU.

En el curso 2018/2019, un grupo de trabajo con participación de profesorado de la Universidad de Oviedo y profesorado que impartía la materia *Química* de 2.º de Bachillerato y una inspectora de educación, elaboraron una propuesta de concreción de los estándares de aprendizaje evaluables de la matriz de especificaciones de *Química* establecida en la Orden ECD/42/2018<sup>3</sup>. Dicho documento tenía un carácter dinámico ya que debía ajustarse, en cada curso, a lo que se dispusiera en las correspondientes órdenes ministeriales que regularan la prueba EBAU. Las matrices de especificaciones no han variado en las sucesivas órdenes publicadas hasta 2022, por lo que el documento elaborado por este grupo de trabajo ha sido el referente para la prueba EBAU de *Química* en las últimas convocatorias. Aún no está disponible la orden ministerial del curso 2022/2023 aunque, previsiblemente, no sufrirá modificaciones sustanciales respecto a la última orden publicada (Orden PCM/58/2022<sup>4</sup>).

Para facilitar la comparación entre los elementos curriculares de BOE y BOPA, que son los referentes en la elaboración de la prueba EBAU de *Química*, se incluyen en este apartado, después de esta breve introducción, los contenidos y los criterios de evaluación (utilizando todo el ancho de la página) y los estándares de aprendizaje evaluables (en dos columnas; la de la izquierda para el BOE y la de la derecha para la concreción acordada por el grupo de trabajo a partir de los criterios de evaluación del BOPA y la matriz de especificaciones de la Orden ECD/42/2018<sup>3</sup>).

---

[3] [Orden ECD/42/2018](#), de 25 de enero, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad, las fechas máximas de realización y de resolución de los procedimientos de revisión de las calificaciones obtenidas, para el curso 2017/2018. Boletín Oficial del Estado, 26 de enero de 2018.

[4] [Orden PCM/58/2022](#), de 2 de febrero, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la universidad, y las fechas máximas de realización y de resolución de los procedimientos de revisión de las calificaciones obtenidas, en el curso 2021-2022. Boletín Oficial del Estado, 4 de febrero de 2022.



Se muestran, en gris, aquellos estándares de aprendizaje no incluidos en la matriz de especificaciones y se destaca en azul la redacción acordada por el grupo de trabajo de la concreción de los estándares de aprendizaje incluidos en la matriz de especificaciones.

En definitiva, el examen de la materia *Química* está circunscrito a lo que indican los textos de color negro y azul.



---

## Bloque 1. La actividad científica

---

**Contenidos:** Utilización de estrategias básicas de la actividad científica. Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados. Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

**1.1** Realizar interpretaciones, predicciones y representaciones de fenómenos químicos a partir de los datos de una investigación científica y obtener conclusiones.

1.1.1 Aplica habilidades necesarias para la investigación científica: trabajando tanto individualmente como en grupo, planteando preguntas, identificando problemas, recogiendo datos mediante la observación o experimentación, analizando y comunicando los resultados y desarrollando explicaciones mediante la realización de un informe final.

1.1.1 Trabajar individualmente y en equipo de forma cooperativa, valorando las aportaciones individuales y manifestando actitudes democráticas, tolerantes y favorables a la resolución pacífica de los conflictos.

1.1.2 Examinar el problema concreto objeto de estudio, enunciándolo con claridad, planteando hipótesis y seleccionando variables.

1.1.3 Registrar datos cualitativos y cuantitativos, presentándolos en forma de tablas, gráficos, etc., analizando y comunicando los resultados mediante la realización de informes.

**1.2** Aplicar la prevención de riesgos en el laboratorio de química y conocer la importancia de los fenómenos químicos y sus aplicaciones a los individuos y a la sociedad.

1.2.1 Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.

1.2.1 Realizar experiencias químicas, eligiendo el material adecuado y cumpliendo las normas de seguridad. **Indica el nombre y usos del material adecuado para la realización de las dos experiencias químicas recogidas en los estándares de aprendizaje, y las normas de seguridad a seguir en la realización de estas experiencias.**

1.2.2 Valorar los métodos y logros de la Química y evaluar sus aplicaciones tecnológicas, teniendo en cuenta sus impactos medioambientales y sociales.



### 1.3 Emplear adecuadamente las TIC para la búsqueda de información, manejo de aplicaciones de simulación de pruebas de laboratorio, obtención de datos y elaboración de informes.

1.3.1 Elabora información y relaciona los conocimientos químicos aprendidos con fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual.

1.3.1 Buscar y seleccionar información en fuentes diversas, sintetizarla y comunicarla citando adecuadamente la autoría y las fuentes, mediante informes escritos o presentaciones orales, usando los recursos precisos tanto bibliográficos como de las Tecnologías de la Información y la Comunicación.

1.3.2 Utilizar aplicaciones virtuales interactivas para comprobar algunos fenómenos químicos estudiados anteriormente.

1.3.3 Utilizar los conocimientos químicos adquiridos para analizar fenómenos de la naturaleza y explicar aplicaciones de la Química en la sociedad actual.

### 1.4 Diseñar, elaborar, comunicar y defender informes de carácter científico realizando una investigación basada en la práctica experimental.

1.4.1 Analiza la información obtenida principalmente a través de Internet identificando las principales características ligadas a la fiabilidad y objetividad del flujo de información científica.

1.4.1 Obtener y seleccionar datos e informaciones de carácter científico consultando diferentes fuentes bibliográficas y empleando los recursos de internet, analizando su objetividad y fiabilidad, y transmitir la información y las conclusiones de manera oral y por escrito utilizando el lenguaje científico. **Transmite las conclusiones (resultados) por escrito utilizando el lenguaje científico (unidades, nomenclaturas inorgánica y orgánica adecuadas).**

1.4.2 Selecciona, comprende e interpreta formación relevante en una fuente de información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad.

1.4.2 Buscar y seleccionar información en fuentes diversas, sintetizarla y comunicarla citando adecuadamente la autoría y las fuentes, mediante informes escritos o presentaciones orales, usando los recursos precisos tanto bibliográficos como de las Tecnologías de la Información y la Comunicación.

1.4.3 Localiza y utiliza aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio.

1.4.3 Buscar aplicaciones y simulaciones de prácticas de laboratorio e incluirlas en los informes realizados, apoyándose en ellas durante la exposición.

1.4.4 Realiza y defiende un trabajo de investigación usando las TIC.



---

## Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo

---

**Contenidos:** Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Bohr. Mecánica cuántica: hipótesis de De Broglie y principio de incertidumbre de Heisenberg. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Partículas subatómicas: origen del universo. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: sistema periódico. Propiedades de los elementos según su posición en el sistema periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad y radio atómico. Enlace químico. Enlace iónico. Propiedades de las sustancias con enlace iónico. Enlace covalente. Geometría y polaridad de las moléculas. Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Propiedades de las sustancias con enlace covalente. Enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares.

**2.1** Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.

2.1.1 Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.

2.1.2 Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.

2.1.1 Describir las limitaciones y la evolución de los distintos modelos atómicos (Thomson, Rutherford, Bohr y mecanocuántico) relacionándola con los distintos hechos experimentales que llevan asociados, **aplicando esta relación únicamente a la explicación, de forma cualitativa, de los espectros atómicos utilizando el modelo de Bohr.**

2.1.2 Diferenciar entre el estado fundamental y estado excitado de un átomo. **Ver 2.6.2.**

2.1.3 Explicar la diferencia entre espectros atómicos de emisión y de absorción.

2.1.4 Calcular, utilizando el modelo de Bohr, el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados del átomo de hidrógeno, relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos de absorción y emisión.

**2.2** Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo.

2.2.1 Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.

2.2.1 Señalar los aciertos y las limitaciones del modelo de Bohr y la necesidad de otro marco conceptual que condujo al actual modelo cuántico del átomo.



2.2.2 Explicar la diferencia entre órbita y orbital, utilizando el significado de los números cuánticos según el modelo de Bohr y el de la mecanocuántica, respectivamente.

2.2.3 Reconocer algún hecho experimental, como por ejemplo la difracción de un haz de electrones, que justifique una interpretación dual del comportamiento del electrón y relacionarlo con aplicaciones tecnológicas (microscopio electrónico, etc.) para valorar la importancia que ha tenido la incorporación de la teoría mecanocuántica en la comprensión de la naturaleza.

**2.3** Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.

2.3.1 Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones.

2.3.1 Justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones, determinando las longitudes de onda asociadas a su movimiento mediante la ecuación de De Broglie.

2.3.2 Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.

2.3.2 Reconocer el principio de incertidumbre y su relación con el concepto de orbital atómico.

**2.4** Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.

2.4.1 Conoce las partículas subatómicas y los tipos de quarks presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del Universo, explicando las características y clasificación de los mismos.

2.4.1 Describir la composición del núcleo atómico y la existencia de un gran campo de investigación sobre el mismo, objeto de estudio de la física de partículas [relacionando el número de protones y de neutrones con los valores de  \$Z\$  y  \$A\$  del elemento](#).

2.4.2 Obtener y seleccionar información sobre los tipos de quarks presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del Universo, explicando las características y clasificación de los mismos.

**2.5** Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.

2.5.1 Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.

2.5.1 Reconocer y aplicar el principio de exclusión de Pauli y la regla de Hund.



2.5.2 Hallar configuraciones electrónicas de átomos e iones, dado el número atómico, reconociendo dicha estructura como el modelo actual de la corteza de un átomo. **Escribe la configuración electrónica de átomos e iones monoatómicos de elementos representativos ( $Z \leq 54$ ) a partir del número atómico.**

2.5.3 Identificar la capa de valencia de un átomo y su electrón diferenciador, realizando previamente su configuración electrónica. **A partir de la correspondiente configuración electrónica, identifica la capa de valencia de un átomo, su electrón diferenciador y los valores de los números cuánticos asociados a los electrones de valencia.**

2.5.4 Determinar la configuración electrónica de átomos e iones monoatómicos de los elementos representativos, conocida su posición en la Tabla Periódica. **A partir de su posición en la Tabla Periódica, determina la configuración electrónica de átomos e iones monoatómicos de elementos representativos ( $Z \leq 54$ ).**

2.5.5 Justificar algunas anomalías de la configuración electrónica (cobre y cromo). **Conoce las anomalías de la configuración electrónica del cromo y del cobre.**

2.5.6 Determinar la configuración electrónica de un átomo, conocidos los números cuánticos posibles del electrón diferenciador y viceversa. **A partir de los valores de los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, determina la configuración electrónica de átomos e iones monoatómicos de elementos representativos ( $Z \leq 54$ ).**

**2.6 Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.**

2.6.1 Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.

2.6.1 Determinar los números cuánticos que definen un orbital y los necesarios para definir al electrón.

2.6.2 Reconocer estados fundamentales, excitados e imposibles del electrón, relacionándolos con los valores de sus números cuánticos.



**2.7** 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.

2.7.1 Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.

2.7.1 Justificar la distribución de los elementos del sistema periódico en grupos y periodos así como la estructuración de dicho sistema en bloques, relacionándolos con el tipo de orbital del electrón diferenciador. **A partir de los valores de los números cuánticos del orbital del electrón diferenciador, justifica el bloque y el periodo en el que están situados los elementos representativos.**

2.7.2 Definir las propiedades periódicas de los elementos químicos y justificar dicha periodicidad.

2.7.3 Justificar la variación del radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes situados en el mismo periodo o en el mismo grupo. **Justifica la variación del radio atómico, de la primera energía de ionización y de la primera afinidad electrónica en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes situados en el segundo y tercer periodos o en el mismo grupo (grupos 1, 2, 14, 15, 16 y 17).**

2.7.4 Justificar la reactividad de un elemento **representativo** a partir de su estructura electrónica o de su posición en la Tabla Periódica (**gases nobles, tendencia de los elementos a ceder o aceptar electrones, carácter metálico**) interpretando la semejanza entre los elementos de un mismo grupo.

**2.8** Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas, de cristales y estructuras macroscópicas y deducir sus propiedades.

2.8.1 Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.

2.8.1 Justificar la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.



2.8.2 Predecir el tipo de enlace y justificar la fórmula del compuesto químico que forman dos elementos **representativos**, en función de su número atómico o del lugar que ocupan en **la Tabla Periódica o de la estructura electrónica de su capa de valencia**. Ver 2.8.5.

2.8.3 Relacionar la estructura de la capa de valencia con el tipo de enlace que puede formar un elemento químico. Ver 2.8.2.

2.8.4 Describir las características de las sustancias covalentes (moleculares y atómicas) y de los compuestos iónicos y justificarlas en base al tipo de enlace.

2.8.5 Utilizar el modelo de enlace para deducir y comparar las propiedades físicas, tales como temperaturas de fusión y ebullición, solubilidad y la posible conductividad eléctrica de las sustancias. **Utiliza el tipo de enlace formado por dos elementos representativos para deducir y comparar los valores de las propiedades físicas del compuesto formado (temperatura de fusión, temperatura de ebullición, solubilidad y conductividad eléctrica)**.

**2.9 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.**

2.9.1 Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.

2.9.2 Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular.

2.9.1 Identificar los iones existentes en un cristal iónico. Ver 2.9.3.

2.9.2 Representar la estructura del cloruro de sodio como ejemplo de compuesto iónico.

2.9.3 Aplicar el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos formados por elementos alcalinos y halógenos. **Aplica el ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto iónico formado por un elemento alcalino y un halógeno e identifica los iones existentes en el cristal.**

2.9.4 Comparar cualitativamente la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores (carga de los iones, radios iónicos, etc.) de los que depende la energía reticular, como por ejemplo en el (LiF-KF) y (KF-CaO).



2.9.5 Comparar los puntos de fusión de compuestos iónicos con un ion común.

2.9.6 Explicar el proceso de disolución de un compuesto iónico en agua y justificar su conductividad eléctrica.

**2.10** Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.

2.10.1 Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.

2.10.2 Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.

2.10.1 Representar la estructura de Lewis de moléculas sencillas (diatómicas, triatómicas y tetraatómicas) e iones que cumplan la regla del octeto. **Representa la estructura de Lewis de moléculas e iones que cumplan la regla del octeto.**

- **Moléculas con enlaces sencillos:**  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{PH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{NF}_3$ ,  $\text{SF}_2$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_6$ ,  $\text{CHCl}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{HOOH}$ ,  $\text{H}_2\text{NNH}_2$  y  $\text{H}_2\text{NOH}$ .
- **Moléculas con enlaces múltiples:**  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Cl}_2\text{CO}$ ,  $\text{FNO}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_4$ ,  $\text{CH}_2\text{O}$ ,  $\text{CH}_2\text{O}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$  y  $\text{O}_3$ .
- **Iones moleculares:**  $\text{H}_3\text{O}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{NO}_2^+$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{NH}_2^-$  y  $\text{BF}_4^-$ .

**En el caso de las especies que presentan resonancia se acepta la representación de una de las formas canónicas.**

2.10.2 Identificar moléculas con hipovalencia e hipervalencia y reconocer estas como una limitación de la teoría de Lewis.

2.10.3 Aplicar la TEV para justificar el enlace, identificar el tipo de enlace sigma ( $\sigma$ ) o pi ( $\pi$ ) y la existencia de enlaces simples, dobles y triples. **Justifica la existencia de enlaces múltiples en las moléculas a partir de los enlaces tipo  $\sigma$  y  $\pi$  de la TEV.**

2.10.4 Determinar cualitativamente la polaridad del enlace, conocidos los valores de la electronegatividad de los elementos que forman parte del mismo. **Ver 2.10.5.**



2.10.5 Determinar la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría. **Determina la polaridad de las moléculas indicadas en el apartado 2.10.1 con un único átomo central, utilizando la geometría molecular, deducida a partir de la TRPECV y de la TEV, y del carácter polar de los enlaces individuales conocidos los valores de la electronegatividad de los átomos que forman el enlace.**

2.10.6 Representar la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV e hibridación y/o la TRPECV. **Representa la geometría molecular (indicando la forma y ángulos de enlace) de las moléculas e iones indicados en el apartado 2.10.1, aplicando la TRPECV y los esquemas de hibridación de la TEV ( $sp$ ,  $sp^2$  y  $sp^3$ ).**

**2.11 Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.**

2.11.1 Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.

2.11.1 Vincular la necesidad de la teoría de hibridación con la justificación de los datos obtenidos experimentalmente sobre los parámetros moleculares.

2.11.2 Deducir la geometría de algunas moléculas sencillas aplicando la TEV y el concepto de hibridación ( $sp$ ,  $sp^2$  y  $sp^3$ ). **Ver 2.10.6.**

2.11.3 Comparar la TEV e hibridación y la TRPECV en la determinación de la geometría de las moléculas, valorando su papel en la determinación de los parámetros moleculares (longitudes de enlace o ángulos de enlace, entre otros).

**2.12 Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.**

2.12.1 Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras.

2.12.1 Identificar las propiedades físicas características de las sustancias metálicas.

2.12.2 Describir el modelo del gas electrónico y aplicarlo para justificar las propiedades observadas en los metales (maleabilidad, ductilidad, conductividad eléctrica y térmica). **Justifica las propiedades observadas en los metales (conductividad eléctrica y térmica) mediante el modelo del gas electrónico.**



## 2.13 Explicar la posible conductividad eléctrica de un metal empleando la teoría de bandas.

2.13.1 Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas.

2.13.2 Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.

2.13.1 Describir el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas.

2.13.2 Reconocer y explicar algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad, tales como la resonancia magnética, aceleradores de partículas, transporte levitado, etc.

## 2.14 Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.

2.14.1 Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.

2.14.1 Explicar la variación de las propiedades específicas de diversas sustancias (temperatura de fusión, temperatura de ebullición y solubilidad) en función de las interacciones intermoleculares. **En función de la fuerza de las fuerzas intermoleculares presentes, explica la variación de propiedades de las sustancias (temperatura de fusión, temperatura de ebullición, solubilidad en agua) y los valores experimentales de estas propiedades.**

- Elementos de los grupos 17 y 18 de la Tabla Periódica.
- Combinaciones de los elementos de los grupos 15, 16 y 17 con el hidrógeno.
- Sustancias con masas molares semejantes:
  - $F_2/HCl$
  - $HF/CH_4$
  - $Br_2/ICl$
  - $CH_2O/C_2H_6$
  - $CH_3COOH/C_4H_{10}$
  - $CH_3CH_2CH_2OH/CH_3CH_2OCH_3$
  - $CH_3CH_2COOH/CH_3COOCH_3$
  - $(CH_3)_3N/CH_3CH_2CH_2NH_2$



- Sustancias de masas molares diferentes con un esqueleto estructural común:
  - $C_6H_5-X$  ( $X = H, Cl, Br, OH$ )
  - Series de alcoholes primarios en las que aumenta el número de átomos de la cadena.

2.14.2 Identificar los distintos tipos de fuerzas intermoleculares **más intensas** existentes en las sustancias covalentes **sencillas**, dedicando especial atención a la presencia de enlaces (**interacciones**) de hidrógeno en sustancias de interés biológico (alcoholes, ácidos orgánicos, etc.).

2.14.3 Justificar la solubilidad de las sustancias covalentes e iónicas en función de la naturaleza de las interacciones entre el soluto y las moléculas del disolvente. **Justifica la diferente solubilidad de sustancias covalentes en disolvente polares y no polares.**

2.14.4 Realizar experiencias que evidencien la solubilidad de sustancias iónicas y covalentes en disolventes polares y no polares e interpretar los resultados. **Sistemas  $KMnO_4$  y/o  $I_2$  en  $H_2O$  y/o disolventes orgánicos no polares.**

**2.15** Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en compuestos iónicos o covalentes.

2.15.1 Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.

2.15.1 Comparar la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias formadas por moléculas, sólidos con redes covalentes y sólidos con redes iónicas. **Conoce la fortaleza relativa de las diferentes fuerzas intermoleculares presentes en las sustancias covalentes y la compara con la energía de los enlaces intramoleculares presentes en estas sustancias.**



---

## Bloque 3. Reacciones químicas

---

**3.1** Definir velocidad de una reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición utilizando el concepto de energía de activación.

**Contenidos:** Concepto de velocidad de reacción. Teoría de colisiones. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas. Utilización de catalizadores en procesos industriales. Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla. Factores que afectan al estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Equilibrios con gases. Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana. Equilibrio ácido-base. Concepto de ácido-base. Teoría de Brønsted-Lowry. Fuerza relativa de los ácidos y las bases. Grado de ionización. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico. Volumetrías de neutralización ácido-base. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas medioambientales. Equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox. Potencial de reducción estándar. Volumetrías redox. Leyes de Faraday de la electrolisis. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible y prevención de la corrosión de metales.

3.1.1 Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.

3.1.1 Definir velocidad de una reacción y explicar la necesidad de medir la variación de propiedades para su determinación indirecta (el color, volumen, presión, etc.).

3.1.2 Describir las ideas fundamentales acerca de la teoría de colisiones y el estado de transición y utilizarlas para justificar los factores que modifican la velocidad de una reacción química. **A partir de la ecuación de Arrhenius predice, de forma cualitativa, la influencia de la presencia de catalizadores y de la temperatura en la constante de velocidad de una reacción química. A partir de la teoría de colisiones predice la influencia de la concentración de los reactivos en la velocidad de una reacción química. Dibuja el perfil energético de una reacción química elemental indicando la energía de activación ( $E_A$ ) de la reacción directa y la de la reacción inversa. Ver 3.2.1.**

3.1.3 Determinar el orden y las unidades de la velocidad de una reacción química, conocida su ley de velocidad.



3.1.4 Calcular la velocidad de reacciones elementales a partir de datos experimentales de valores de concentración de reactivos, expresando previamente su ley de velocidad. **Establece la ley de velocidad de una reacción química a partir de la determinación de los órdenes parciales de reacción y de la constante de velocidad de reacción, utilizando datos experimentales de concentración de reactivos y de velocidades iniciales, expresando correctamente las unidades de las magnitudes que aparecen en la ley de velocidad. A partir de la correspondiente ley de velocidad, calcula la velocidad de reacciones químicas a partir de los valores de concentración de reactivos.**

**3.2** Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.

3.2.1 Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.

3.2.2 Explica el funcionamiento de los catalizadores relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.

3.2.1 Relacionar la influencia de la concentración de los reactivos, de la temperatura y de la presencia de catalizadores con la modificación de la velocidad de una reacción. **Dibuja el perfil energético de una reacción química elemental catalizada por un catalizador positivo y el de la misma reacción sin catalizar. Compara las energías de activación de las dos reacciones y explica su influencia en la velocidad de reacción.**

3.2.2 Describir las características generales de la catálisis homogénea, heterogénea y enzimática.

3.2.3 Recopilar información, seleccionar y analizar la repercusión que tiene el uso de catalizadores en procesos industriales, en el medio ambiente y en la salud.

**3.3** Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.

3.3.1 Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.

3.3.1 Distinguir procesos rápidos y lentos, comparando los diagramas entálpicos asociados a un proceso químico.

3.3.2 Expresar la ecuación de la velocidad de un proceso, analizando la propuesta del mecanismo de reacción para identificar la etapa limitante.



### 3.4 Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.

3.4.1 Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.

3.4.2 Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos.

3.4.1 Reconocer el concepto de equilibrio dinámico y relacionarlo con la igualdad de velocidades de reacción directa e inversa de un proceso reversible.

3.4.2 Establecer si un sistema se encuentra en equilibrio comparando el valor del cociente de reacción con el de la constante de equilibrio y prever, en su caso, la evolución para alcanzar dicho equilibrio. **Establece si un sistema químico se encuentra, o no, en equilibrio, comparando el valor del cociente de reacción, calculado para una determinada temperatura, con el valor de la constante de equilibrio a la misma temperatura, o comparando en condiciones iniciales y en el equilibrio:**

- los valores de la presión total del sistema;
- los valores de la presión parcial de uno de los componentes;
- la cantidad total de gas;
- la cantidad de gas de una de las sustancias presentes.

**En su caso, indica el sentido en el que evolucionará el sistema para alcanzar el equilibrio.**

3.4.3 Realizar e interpretar experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos (por ejemplo formación de precipitados y posterior disolución).

3.4.4 Resolver ejercicios donde se estime cualitativamente cómo evolucionará un sistema en equilibrio cuando se varían las condiciones en las que se encuentra, aplicando el principio de Le Chatelier. **Ver 3.8.1.**



**3.5** Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.

3.5.1 Halla el valor de las constantes de equilibrio,  $K_c$  y  $K_p$ , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.

3.5.2 Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo.

3.5.1 Escribir la expresión de las constantes de equilibrio,  $K_c$  y  $K_p$ , para un equilibrio y calcularlas en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración. **Escribe las expresiones de las constantes  $K_c$  y  $K_p$  para un equilibrio químico en sistemas homogéneos o heterogéneos (sólido-gas) y calcula sus valores a una determinada temperatura, a partir de diferentes condiciones de presión o concentración.**

3.5.2 Utilizar la ley de acción de masas para realizar cálculos de concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico y predecir cómo evolucionará este al variar la cantidad de producto o reactivo. **Calcula las concentraciones o presiones parciales, iniciales y en el equilibrio, de las sustancias que participan en un equilibrio químico y predice cómo evolucionará el sistema al variar la concentración, o presión parcial, de un producto o de un reactivo.**

**3.6** Relacionar  $K_c$  y  $K_p$  en equilibrios con gases, interpretando su significado.

3.6.1 Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .

3.6.1 Deducir la relación entre  $K_c$  y  $K_p$ . **Utiliza la relación entre  $K_c$  y  $K_p$  en equilibrios con gases.**

3.6.2 Realizar cálculos que involucren concentraciones en el equilibrio, constantes de equilibrio ( $K_c$  y  $K_p$ ) y grado de disociación ( $\alpha$ ) de un compuesto **en equilibrios en fase gaseosa.**



**3.7 Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.**

3.7.1 Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido y lo aplica como método de separación e identificación de mezclas de sales disueltas.

3.7.1 Calcular la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido. **Escribe la expresión de la constante para un equilibrio heterogéneo sólido-líquido (producto de solubilidad). Relaciona la solubilidad de una sal y la constante de su producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido, y calcula sus valores en las siguientes sustancias:**

- Halogenuros de metales en estado de oxidación I.
- Sulfatos de metales en estado de oxidación II.
- Carbonatos de metales en estado de oxidación II.
- Sulfuros de metales en estado de oxidación II.
- Fosfatos de metales en estado de oxidación III.

**Calcula el valor de  $K_{sol}$  para hidróxidos de metales en estados de oxidación II y III a partir de los correspondientes valores de la solubilidad de los compuestos en agua.**

3.7.2 Realizar los cálculos adecuados para justificar la formación de precipitados **de los compuestos indicados en los apartados anteriores** a partir de la mezcla de disoluciones de compuestos solubles **de concentración conocida.**

3.7.3 Describir el proceso de precipitación selectiva y reconocer sus aplicaciones en el análisis de sustancias y en la eliminación de sustancias no deseadas.



**3.8 (3.9 en BOPA)** Aplicar el principio de Le Chatelier 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.

3.8.1 Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.

3.8.1 (3.9.1 en BOPA) Aplicar el principio de Le Chatelier para predecir cualitativamente la forma en que evoluciona un sistema en equilibrio de interés industrial (la obtención del amoníaco, etc.) cuando se interacciona con él realizando variaciones de la temperatura, presión, volumen o concentración. **Resuelve cuestiones donde se estime cualitativamente cómo evolucionará un sistema en equilibrio cuando se varían las condiciones en las que se encuentra (temperatura, presión, volumen y concentración), aplicando el principio de Le Chatelier tanto a equilibrios homogéneos como heterogéneos.**

**3.9 (3.10 en BOPA)** Valorar la importancia que tiene el principio de Le Chatelier en diversos procesos industriales.

3.9.1 Analiza los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.

3.9.1 (3.10.1 en BOPA) Justificar la elección de determinadas condiciones de reacción para favorecer la obtención de productos de interés industrial (por ejemplo el amoníaco), analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en el desplazamiento de los equilibrios. **Justifica la elección de determinadas condiciones de reacción para optimizar la obtención industrial de amoníaco mediante el proceso Haber-Bosch, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en los desplazamientos del equilibrio:**  
$$\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g}) \quad \Delta_r H^\ominus < 0.$$

**3.10 (3.8 en BOPA)** Explicar cómo varía la solubilidad de una sal por el efecto de un ion común.

3.10.1 Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.

3.10.1 (3.8.1 en BOPA) Calcular la solubilidad de una sal y predecir cualitativamente cómo se modifica su valor con la presencia de un ion común. **Predice cualitativamente cómo se modifica el valor de la solubilidad de una sal con la presencia de un ion común.**



### 3.11 Aplicar la teoría de Brønsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.

3.11.1 Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.

3.11.1 Definir los conceptos de ácido, base, reacción ácido-base y sustancia anfótera según la teoría de Brønsted-Lowry y aplicarlos a la clasificación de las sustancias o las disoluciones de las mismas. **Explica los conceptos ácido-base, reacción ácido-base y sustancia anfótera según la teoría de Brønsted-Lowry y los aplica a las disoluciones acuosas de las sustancias, justificando su clasificación como ácido o como base según su comportamiento frente al agua.**

3.11.2 Identificar parejas ácido-base conjugados. **Identifica pares ácido-base conjugados. Escribe la reacción ácido-base con el agua de una sustancia ácida (o básica) y la correspondiente expresión de  $K_a$  (o  $K_b$ ). Establece la relación entre  $K_a$ ,  $K_b$  y  $K_w$  para un par ácido-base conjugado. Calcula el valor de  $K_a$ ,  $K_b$  y  $\alpha$  en un ácido y en una base.**

3.11.3 Justificar la clasificación de una sustancia como ácido o base según su comportamiento frente al agua. **Ver 3.11.1.**

3.11.4 Expresar el producto iónico del agua y definir el p*H* de una disolución. **Expresa la constante del producto iónico del agua y define el concepto de p*H* de una disolución acuosa.**

3.11.5 Relacionar el valor del grado de disociación y de la constante ácida y básica con la fortaleza de los ácidos y las bases. **Relaciona el valor del grado de disociación para una misma concentración y de  $K_a$  o  $K_b$  con la fortaleza de los ácidos o de las bases.**



### 3.12 Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.

3.12.1 Identifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas determinando el valor de pH de las mismas.

3.12.1 Resolver ejercicios y problemas de cálculo del pH y del pOH de distintas disoluciones, tanto para electrolitos fuertes como débiles. **Calcula el pH y el pOH de disoluciones acuosas de:**

- **Ácidos fuertes:**  $\text{HX}(\text{aq})$  ( $\text{X} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$ ),  $\text{HNO}_3(\text{aq})$ ,  $\text{HClO}_4(\text{aq})$  y sus mezclas.
- **Ácidos débiles:** ácido hipocloroso ( $\text{HOCl}/\text{HClO}$ , ambas válidas según la nueva nomenclatura IUPAC),  $\text{HF}$ ,  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HIO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{HCOOH}$ ,  $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$  y  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$ .
- **Bases fuertes:** hidróxidos de los elementos de los grupos 1 y 2 y sus mezclas.
- **Bases débiles:**  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ,  $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{NH}$  y  $(\text{C}_2\text{H}_5)_3\text{N}$ .

3.12.2 Justificar el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones determinando el valor de pH de las mismas. **Justifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de disoluciones acuosas de las sustancias determinando su valor de pH.**

### 3.13 Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.

3.13.1 Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.

3.13.1 Relacionar la acción de los antiácidos estomacales (hidróxidos de magnesio y aluminio, carbonato de calcio, entre otros) con las reacciones ácido-base y valorar su consumo responsable atendiendo a sus efectos secundarios.

3.13.2 Explicar la utilización de valoraciones ácido-base para realizar reacciones de neutralización en cantidades estequiométricas. **Indica el material de laboratorio utilizado y describe el procedimiento experimental seguido en la realización de una volumetría ácido-base, en los sistemas ácido fuerte-base fuerte ( $\text{HCl} + \text{NaOH}$ ) y ácido débil-base fuerte ( $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NaOH}$ ) y realiza los cálculos necesarios.**



### 3.14 (3.15 en BOPA) Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal.

3.14.1 Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.

3.14.1 (3.15.1 en BOPA) Predecir el carácter ácido, básico o neutro de las disoluciones de sales en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y los equilibrios que tienen lugar. **Predice, de forma cualitativa, el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de una sal derivada de:**

- **Ácido fuerte-base fuerte** ( $\text{NaCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ,  $\text{NaClO}_4$ ).
- **Ácido fuerte-base débil** ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$ ).
- **Ácido débil-base fuerte** ( $\text{NaIO}_3$ ,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ ,  $\text{NaF}$ , hipoclorito de sodio  $\text{NaOCl}/\text{NaClO}$  (ambas válidas de acuerdo con la nueva normativa de la IUPAC),  $\text{NaCN}$ ,  $\text{NaClO}_2$ ,  $\text{NaNO}_2$ ).

En cada caso, escribe correctamente las ecuaciones que representan los procesos de disolución de las sales y los equilibrios químicos que representan las reacciones de los iones con el agua.

3.14.2 (3.15.2 en BOPA) Exponer el funcionamiento de una disolución reguladora y su importancia en la regulación del pH en los seres vivos (tampones biológicos).

### 3.15 (3.14 en BOPA) Utilizar los cálculos estequiométricos necesarios para llevar a cabo una reacción de neutralización o volumetría ácido-base.

3.15.1 Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.

3.15.1 (3.14.1 en BOPA) Determinar experimentalmente la concentración de un ácido con una base (por ejemplo el vinagre comercial) y realizar un informe en el que se incluya el material utilizado, los cálculos necesarios y la descripción del procedimiento. **Determina experimentalmente la concentración de ácido acético en un vinagre comercial valorándolo con una base fuerte ( $\text{NaOH}$ ), indicando el material de laboratorio utilizado, describiendo el procedimiento experimental y realizando los cálculos necesarios.**



3.15.2 (3.14.2 en BOPA) Describir el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios. [Ver 3.13.2.](#)

3.15.3 (3.14.3 en BOPA) Justificar la elección del indicador adecuado, teniendo en cuenta su intervalo de viraje, para realizar una valoración ácido-base. [Justifica la elección del indicador adecuado, entre un conjunto propuesto, teniendo en cuenta el valor del intervalo de viraje proporcionado para cada uno de ellos.](#)

3.15.4 (3.14.4 en BOPA) Explicar curvas de valoración de una base fuerte con ácido fuerte y viceversa.

**3.16** Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.

3.16.1 Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.

3.16.1 Reconocer la importancia práctica que tienen los ácidos y las bases en los distintos ámbitos de la química y en la vida cotidiana (antiácidos, limpiadores, etc.). [Justifica el efecto antiácido de las siguientes sustancias:  \$\text{NaHCO}\_3\$ ,  \$\text{Al}\(\text{OH}\)\_3\$  y  \$\text{Mg}\(\text{OH}\)\_2\$ .](#)

3.16.2 Describir las consecuencias que provocan la lluvia ácida y los vertidos industriales en suelos, acuíferos y aire, proponiendo razonadamente algunas medidas para evitarlas.

**3.17** Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.

3.17.1 Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.

3.17.1 Describir el concepto electrónico de oxidación y reducción.

3.17.2 Calcular números de oxidación para los átomos que intervienen en un proceso redox dado, identificando las semirreacciones de oxidación y de reducción así como el oxidante y el reductor del proceso. [Asigna números de oxidación a los átomos de las sustancias que intervienen en una reacción redox. Identifica y justifica las semirreacciones de oxidación y las de reducción, así como las especies que actúan como oxidantes y como reductoras en la reacción.](#)



**3.18** Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.

3.18.1 Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.

3.18.1 Ajustar reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón, tanto en medio ácido como en medio básico. **Ajusta reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón, tanto en medio ácido como en medio básico, en forma iónica o molecular, con una sola especie que se oxide o que se reduzca. Pares redox:**

- Medio ácido:  $F_2/F^-$ ,  $H_2O_2/H_2O$ ,  $MnO_4^-/MnO_2$ ,  $Au^{3+}/Au$ ,  $MnO_4^-/Mn^{2+}$ ,  $BrO_3^-/Br_2$ ,  $ClO_3^-/Cl^-$ ,  $Cl_2/Cl^-$ ,  $Cr_2O_7^{2-}/Cr^{3+}$ ,  $ClO_4^-/ClO_3^-$ ,  $NO_3^-/NO$ ,  $NO_2/NO$ ,  $M^+/M$  ( $M =$  metales alcalinos),  $M^{2+}/M$  ( $M =$  metales del grupo 2),  $Al^{3+}/Al$ ,  $Mn^{2+}/Mn$ ,  $Zn^{2+}/Zn$ ,  $Fe^{2+}/Fe$ ,  $Sn^{2+}/Sn$  y  $Pb^{2+}/Pb$ .
- Medio básico:  $ClO^-/Cl^-$ ,  $H_2O_2/OH^-$ ,  $ClO_3^-/Cl^-$ ,  $MnO_4^-/MnO_2$ ,  $BrO^-/Br_2$ ,  $O_2/OH^-$ ,  $NO_3^-/NO_2^-$ ,  $CrO_4^{2-}/Cr(OH)_3$  y  $SO_3^{2-}/S$ .

3.18.2 Aplicar las leyes de la estequiometría a las reacciones de oxidación-reducción.

**3.19** Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.

3.19.1 Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.

3.19.1 Utilizar las tablas de potenciales estándar de reducción para predecir la evolución de los procesos redox. **Utiliza las tablas de potenciales estándar de reducción para predecir la evolución espontánea de los procesos redox, relacionándola con la estabilidad de unas especies químicas frente a otras en disolución acuosa.**

3.19.2 Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.

3.19.2 Predecir la espontaneidad de un proceso redox, calculando la variación de energía de Gibbs relacionándola con el valor de la fuerza electromotriz del proceso. **Predice la espontaneidad de un proceso redox, en condiciones estándar, analizando el valor de la variación de la energía de Gibbs calculado a partir del valor de la fuerza electromotriz del proceso.**

3.19.3 Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.



**3.19.3** Diseñar una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizar dichos potenciales para calcular el potencial de la misma y formular las semirreacciones redox correspondientes. **Diseña una pila galvánica conociendo los potenciales estándar de reducción de los pares redox que intervienen en la reacción que se produce durante su funcionamiento. Escribe las semirreacciones redox que tienen lugar durante el funcionamiento de la pila y las identifica con los electrodos de la pila. Calcula la diferencia de potencial de la pila en condiciones estándar.**

**3.19.4** Relacionar un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica. **Asigna la polaridad a cada uno de los electrodos de la pila y establece el sentido del flujo de electrones como responsable de la generación de una corriente eléctrica.**

**3.19.5** Nombrar los elementos, describir e interpretar los procesos que ocurren en las pilas, especialmente en la pila Daniell. **Escribe la notación de una pila e interpreta la información contenida en ella. Dibuja de forma esquemática y nombra todos los elementos que intervienen en el funcionamiento de una pila.**

**3.20** Realizar cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.

**3.20.1** Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

**3.20.1** Realizar en el laboratorio una volumetría redox o utilizar simulaciones relacionadas y elaborar un informe en el que se describa el procedimiento experimental con los materiales empleados y se incluyan los cálculos numéricos. **En la determinación permanganométrica del peróxido de hidrógeno, indica el material de laboratorio utilizado, describe el procedimiento experimental y realiza los cálculos necesarios.**

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

**3.21.1** Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.

**3.21.1** Comparar pila galvánica y cuba electrolítica, en términos de espontaneidad y transformaciones energéticas.



**3.21.2** Describir los elementos e interpretar los procesos que ocurren en las celdas electrolíticas tales como deposiciones de metales, electrolisis del agua y electrolisis de sales fundidas.

**3.21.3** Resolver problemas numéricos basados en las leyes de Faraday.

**3.22** Conocer algunas de las aplicaciones de la electrolisis como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distintos tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.

**3.22.1** Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.

**3.22.2** Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.

**3.22.1** Representar los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.

**3.22.2** Describir los procesos de anodización y galvanoplastia y justificar su aplicación en la protección de objetos metálicos.

**3.22.3** Reconocer y valorar la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales y las soluciones a los problemas ambientales que el uso de las pilas genera.

**3.22.4** Describir los procesos electroquímicos básicos implicados en la fabricación de cinc o aluminio en el Principado de Asturias.



## Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales

**Contenidos:** Estudio de funciones orgánicas. Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC. Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles y perácidos. Compuestos orgánicos polifuncionales. Tipos de isomería. Tipos de reacciones orgánicas. Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: materiales polímeros y medicamentos. Macromoléculas y materiales polímeros. Polímeros de origen natural y sintético: propiedades. Reacciones de polimerización. Fabricación de materiales plásticos y sus transformados: impacto medioambiental. Importancia de la química del carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar.

### 4.1 Reconocer los compuestos orgánicos, según la función que los caracteriza.

4.1.1 Relaciona la forma de hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace en diferentes compuestos representando gráficamente moléculas orgánicas sencillas.

4.1.1 Identificar el tipo de hibridación del átomo de carbono en compuestos orgánicos sencillos, relacionándolo con el tipo de enlace existente.

4.1.2 Reconocer los grupos funcionales (alquenos, alquinos, derivados aromáticos, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos orgánicos, ésteres, aminas, amidas, nitrilos, derivados halogenados y nitrogenados, y tioles) identificando el tipo de hibridación del átomo de carbono y el entorno geométrico de este. **Reconoce los grupos funcionales: alquenos, alquinos, derivados del benceno, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos orgánicos, ésteres, aminas, amidas, nitrilos y derivados halogenados.**

### 4.2 Formular compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.

4.2.1 Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.

4.2.1 Representar estructuralmente y en forma semidesarrollada diversos compuestos orgánicos. **Ver 4.2.2.**

4.2.2 Formular y nombrar, siguiendo las normas de la IUPAC, compuestos orgánicos sencillos con uno o varios grupos funcionales. **Formula, en forma semidesarrollada, y nombra, siguiendo las normas de la IUPAC, compuestos orgánicos sencillos con uno o dos grupos funcionales (pudiendo aparecer como no prioritarios los siguientes grupos funcionales:  $-\text{CO}-$ ,  $-\text{OH}$ ,  $-\text{NH}_2$ ,  $\text{C}=\text{C}$ ,  $\text{C}\equiv\text{C}$ ,  $-\text{F}$ ,  $-\text{Cl}$ ,  $-\text{Br}$ ,  $-\text{I}$ ). Los sistemas antiguo y moderno de la IUPAC son válidos (pent-2-eno y 2-penteno).**



4.2.3 Justificar las propiedades físicas y químicas generales de los compuestos con grupos funcionales de interés (oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles y perácidos).

4.2.4 Identificar los grupos funcionales como los puntos reactivos de una molécula orgánica y definir serie homóloga.

4.2.5 Buscar información sobre algún compuesto polifuncional de interés farmacológico e identificar sus grupos funcionales.

#### 4.3 Representar isómeros a partir de una fórmula molecular dada.

4.3.1 Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.

4.3.1 Representar, formular y nombrar los posibles isómeros (de cadena, de posición y de función), dada una fórmula molecular.

4.3.2 Justificar la existencia de isómeros geométricos (estereoisomería) por la imposibilidad de giro del doble enlace. [Identifica, formula y nombra isómeros geométricos.](#)

4.3.3 Justificar la ausencia de actividad óptica en una mezcla racémica a través del concepto de quiralidad y la existencia de enantiómeros.

4.3.4 Identificar carbonos asimétricos en sustancias orgánicas sencillas.

#### 4.4 Identificar los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.

4.4.1 Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.

4.4.1 Reconocer y clasificar los principales tipos de reacciones orgánicas (sustitución, adición, eliminación, condensación y redox), prediciendo el producto en la adición de agua a un alqueno, halogenación del benceno, deshidratación de alcoholes y oxidación de alcoholes, entre otros. [Ver 4.5.2.](#)

#### 4.5 Escribir y ajustar reacciones de obtención o transformación de compuestos orgánicos en función del grupo funcional presente.

4.5.1 Desarrolla la secuencia de reacciones necesarias para obtener un compuesto orgánico determinado a partir de otro con distinto grupo funcional aplicando la regla de Markovnikov o de Saytzeff para la formación de distintos isómeros.

4.5.1 Completar reacciones químicas, formulando y nombrando el producto más probable. [Ver 4.5.2.](#)



4.5.2 Desarrollar la secuencia de reacciones necesarias para la obtención de compuestos orgánicos (alcoholes, ácidos, ésteres, etc.) mediante reacciones de adición, oxidación o esterificación justificando, en su caso, la mezcla de isómeros aplicando las reglas de Markovnikov o de Saytzeff para identificar el producto mayoritario. **Completa reacciones químicas orgánicas, formulando y nombrando el producto, o productos de reacción, e identifica el tipo de reacción de que se trata en cada caso:**

- Sustitución. Halogenación de benceno.
- Adición. Obtención de un alcohol por la reacción de un alqueno y agua. Razona la posibilidad de obtener mezclas de isómeros, sin valorar cuál será el mayoritario.
- Eliminación. Deshidratación de un alcohol (etanol, 2-propanol, propan-2-ol) en presencia de ácidos fuertes.
- Condensación. Obtención de acetato de etilo.
- Redox. Oxidación de etanol y de 2-propanol (propan-2-ol).

**4.6 Valorar la importancia de la química orgánica vinculada a otras áreas de conocimiento e interés social.**

4.6.1 Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico.

4.6.1 Identificar los grupos funcionales existentes en sustancias orgánicas de interés biológico (glucosa, celulosa, proteínas, entre otros).

4.6.2 Reconocer las distintas utilidades (biomasa, aislantes, fertilizantes, diagnóstico de enfermedades, etc.) que los compuestos orgánicos tienen en diferentes sectores como la alimentación, agricultura o biomedicina, entre otros.

**4.7 Determinar las características más importantes de las macromoléculas.**

4.7.1 Reconoce macromoléculas de origen natural y sintético.

4.7.1 Identificar los dos tipos de reacciones de polimerización: adición y condensación.



4.7.2 Reconocer macromoléculas de origen natural (celulosa, almidón, etc.) y sintético (poliéster, neopreno, polietileno, etc.), diferenciando si se trata de polímeros de adición o de condensación.

#### 4.8 Representar la fórmula de un polímero a partir de sus monómeros y viceversa.

4.8.1 A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.

4.8.1 Escribir la fórmula de un polímero de adición o de condensación a partir del monómero o monómeros correspondientes, explicando el proceso que ha tenido lugar. **Adición: polietileno, PVC. Condensación: nylon 66 a partir del diácido y de la diamina correspondientes; PET a partir del diácido y del dialcohol correspondientes.**

4.8.2 Identificar el monómero constituyente de un determinado polímero natural (polisacáridos, proteínas, caucho, etc.) y artificial (polietileno, PVC, poliamidas, poliésteres, etc.), conocida su fórmula estructural. **Identifica el monómero constituyente de un determinado polímero (polietileno, PVC, nylon 66 y poliéster) conocida su fórmula estructural.**

#### 4.9 Describir los mecanismos más sencillos de polimerización y las propiedades de algunos de los principales polímeros de interés industrial.

4.9.1 Utiliza las reacciones de polimerización para la obtención de compuestos de interés industrial como polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas, poliésteres, poliuretanos y baquelita.

4.9.1 Describir el proceso de polimerización en la formación de sustancias macromoleculares, polimerización por adición (polietileno, poliestireno, cloruro de polivinilo, etc.) y polimerización por condensación (poliamida, poliésteres, baquelita, poliuretanos, etc.).

#### 4.10 Conocer las propiedades y obtención de algunos compuestos de interés en biomedicina y en general en las diferentes ramas de la industria.

4.10.1 Identifica sustancias y derivados orgánicos que se utilizan como principios activos de medicamentos, cosméticos y biomateriales valorando la repercusión en la calidad de vida.

4.10.1 Relacionar el grupo funcional de los compuestos orgánicos con el existente en diversos fármacos y cosméticos (éteres como analgésicos, aminas como descongestivos, amidas como sedantes, cetonas como disolventes, etc.), reconociendo la importancia de la síntesis orgánica en la mejora de la calidad de vida.



4.10.2 Reconocer el método de obtención del ácido acetilsalicílico (aspirina) como ejemplo de síntesis de sustancias orgánicas de interés farmacológico.

4.10.3 Explicar por qué solo uno de los enantiómeros de una mezcla racémica es activo farmacológicamente (ibuprofeno), valorando la importancia de la investigación en química orgánica y el gran campo de estudio que supone la síntesis de fármacos quirales.

4.10.4 Buscar, seleccionar y exponer información sobre distintos materiales (silicona, poliuretanos, PVC, etc.) utilizados en la realización de implantes, valorando su importancia en la mejora de la calidad de vida de las personas, especialmente de las que presentan alguna discapacidad.

**4.11 Distinguir las principales aplicaciones de los materiales polímeros, según su utilización en distintos ámbitos.**

4.11.1 Describe las principales aplicaciones de los materiales polímeros de alto interés tecnológico y biológico (adhesivos y revestimientos, resinas, tejidos, pinturas, prótesis, lentes, etc.) relacionándolas con las ventajas y desventajas de su uso según las propiedades que lo caracterizan.

4.11.1 Justificar las posibles propiedades de interés de los polímeros (plásticos, fibras, elastómeros, adhesivos, recubrimientos) en función de sus características estructurales.

4.11.2 Buscar, seleccionar y presentar la información obtenida de diversas fuentes sobre las aplicaciones de uso industrial y doméstico de los compuestos formados por macromoléculas (neopreno, polietileno, teflón, caucho, etc.), reconociendo su utilidad en distintos ámbitos, especialmente en la mejora de la calidad de vida de las personas discapacitadas, y valorando las posibles desventajas que conlleva su producción.

**4.12 Valorar la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual y los problemas medioambientales que se pueden derivar.**

4.12.1 Reconoce las distintas utilidades que los compuestos orgánicos tienen en diferentes sectores como la alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales y energía frente a las posibles desventajas que conlleva su desarrollo.

4.12.1 Reconocer las distintas utilidades (biomasa, aislantes, fertilizantes, diagnóstico de enfermedades, etc.) que los compuestos orgánicos tienen en diferentes sectores como la alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales y energía, frente a las posibles desventajas que conlleva su desarrollo.



## 2. ESTRUCTURA DE LA PRUEBA

La estructura de la prueba está descrita en la Orden PCM/58/2022<sup>4</sup>.

El artículo 6 indica que, *en cada prueba, el alumnado dispondrá de una única propuesta de examen con varias preguntas*. El examen de la materia *Química* constará de diez preguntas de dos puntos y deberán escogerse cinco (y solo cinco) cualesquiera. Se concretará la puntuación máxima otorgada a cada uno de los apartados, si los hubiera, que integran una pregunta. Las calificaciones parciales otorgadas dentro de cada apartado/pregunta serán en fracciones mínimas de 0,25 puntos.

El artículo 7 detalla la tipología de las preguntas. Para la materia *Química*, las preguntas serán abiertas y semiabiertas.

Finalmente, el artículo 8 se centra en el contenido de la prueba: *En cada una de las pruebas se procurará considerar al menos un elemento curricular de cada uno de los bloques de contenido, o agrupaciones de estos, que figuran en la matriz de especificaciones de la materia correspondiente. Al menos el 70 por ciento de la calificación de cada prueba deberá obtenerse a través de la evaluación de estándares de aprendizaje seleccionados entre los definidos en la matriz de especificaciones de la materia correspondiente, que figura en el anexo I de esta orden y que incluye los estándares considerados esenciales. Las Administraciones educativas podrán completar el 30 por ciento restante de la calificación a través de la evaluación de los estándares establecidos en el anexo I del Real Decreto 1105/2014.*

Agrupación	Bloques	Porcentaje
1	Origen y evolución de los componentes del universo	25 %
2	La actividad científica. Reacciones químicas.	60 %
3	La actividad científica. Síntesis orgánica y nuevos materiales.	15 %

En el examen de la materia *Química* el 100 % de la calificación se obtendrá evaluando los estándares de aprendizaje definidos en la matriz de especificaciones que figura en el anexo I de la Orden PCM/58/2022<sup>4</sup>, esto es, los estándares considerados esenciales.



### 3. DESARROLLO DE LA PRUEBA Y MATERIALES PERMITIDOS

El desarrollo de la prueba también está descrito en la Orden PCM/58/2022<sup>4</sup>.

La duración del examen será de 90 minutos. Los alumnos dispondrán de una hoja DIN A3 (apaisada) en la que tendrán que resolver todas las preguntas. También dispondrán de una hoja DIN A4 que podrán utilizar como borrador (esta hoja no forma parte del examen y, por lo tanto, no se recogerá). Para escribir, únicamente podrán utilizar un bolígrafo, de tinta indeleble, de color azul o negro. Se permite el uso de una calculadora que no pueda almacenar ni transmitir datos. La Universidad de Oviedo publicará, en su momento, unas normas generales para todos los exámenes (tiempos de entrada en las aulas, procedimiento para realizar preguntas, etc.), unas notas sobre la regulación del uso de dispositivos electrónicos, información sobre el tipo de calculadoras permitidas, etc.

### 4. CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN

Como ya se ha indicado, las preguntas del examen serán de naturaleza abierta y semiabierta, esto es, *preguntas que exigen construcción por parte del alumnado*<sup>4</sup>, pág. 15066. Para obtener la máxima calificación en una pregunta, la *construcción* debe estar correctamente planteada, desarrollada y razonada (utilizando el vocabulario científico y técnico apropiado<sup>5;6;7;8</sup> y los conceptos, las leyes y las teorías de la Química) y, por supuesto, la solución alcanzada debe ser también correcta.

---

[5] [Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry](#). E. Richard Cohen *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2007.

[6] [Nomenclatura de Química Inorgánica. Recomendaciones de la IUPAC de 2005](#). Neil G. Connelly *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2005. [La versión española fue elaborada por Miguel A. Ciriano y Pascual Román Polo y editada, en 2007, por Prensas Universitarias de Zaragoza.]

[7] [Nomenclature of Organic Chemistry. IUPAC Recommendations and Preferred Names 2013](#). Henri A. Favre *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2014. [El enlace lleva a la versión preparada por G. P. Moss, el 1 de abril de 2022, que incluye un PDF de cada capítulo y un PDF combinado de todo el libro.]

[8] [Nomenclatura química y normas de la IUPAC en español](#). Efraím Reyes Martín *et al.* IUPAC/Universidad de la Rioja, 2022.



Se valorará de forma prioritaria la *construcción* frente a la *respuesta correcta*. Por ello, en las preguntas con varios apartados en los que la solución obtenida en uno de ellos sea imprescindible para la resolución de otro de ellos, cada apartado se valorará de forma independiente.

Los siguientes aspectos serán especialmente valorados por los evaluadores:

- La escritura correcta de las *cantidades* (productos de *valores numéricos* por *unidades*, esto es,  $Q = \{Q\} [Q]$ ) y su manipulación atendiendo a las normas del *cálculo/álgebra de cantidades*<sup>5</sup>, págs. 3 y 131-134.
- El tratamiento de la propagación de errores en los cálculos con cantidades teniendo en cuenta las reglas habituales de redondeo, el número de cifras significativas, etc. Se entiende que la ausencia de error en la escritura de una cantidad implica que la incertidumbre asociada a dicha cantidad es una unidad en la última cifra.
- La inclusión de los estados de agregación<sup>5</sup>, pág. 54 de las especies químicas.

s	sólido
l	líquido
g	gas
aq/ac	disolución acuosa

## 5. MODELO DE EXAMEN

**1.A (2,0 puntos)** Calcula la masa, en gramos, de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , que es necesaria para preparar 2,00 L de una disolución acuosa de la base cuyo  $\text{pH} = 11,0$ .

*Datos:*  $A_r(\text{N}) = 14,007$ ,  $A_r(\text{H}) = 1,0080$  y  $K_b(\text{NH}_3, 25^\circ\text{C}) = 1,78 \cdot 10^{-5}$ .

**1.B (2,0 puntos)** En un recipiente cerrado de 20 L, en el que inicialmente se ha realizado el vacío, se introducen 0,85 mol de pentacloruro de fósforo,  $\text{PCl}_5$ , y se calientan a  $200^\circ\text{C}$ . A esa temperatura, y una vez que se alcanza el equilibrio  $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$ , la presión total de la mezcla gaseosa es 2,5 atm. Calcula, a  $200^\circ\text{C}$ , el grado de disociación del  $\text{PCl}_5$ .

*Dato:*  $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$ .

**2.A (2,0 puntos)** El producto de solubilidad del sulfato de plomo(II),  $\text{PbSO}_4$ , a  $25^\circ\text{C}$ , es  $2,53 \cdot 10^{-8}$ . Calcula la solubilidad, en gramos de soluto por 100 mL de disolución, del



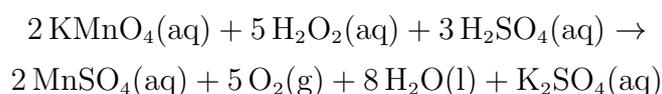
$\text{PbSO}_4$  en agua a esa temperatura. *Datos:*  $A_r(\text{Pb}) = 207,2$ ,  $A_r(\text{S}) = 32,06$  y  $A_r(\text{O}) = 15,999$ .

**2.B (2,0 puntos)** Se construye una pila galvánica utilizando las siguientes semiceldas: un hilo de Pt sumergido en una disolución básica que contiene  $\text{MnO}_2(\text{s})$  en suspensión y  $[\text{MnO}_4^-] = 1,0 \text{ M}$  y un hilo de Pt sumergido en una disolución acuosa básica que contiene  $[\text{ClO}^-] = [\text{Cl}^-] = 1,0 \text{ M}$ . **a)** (1,5 puntos) Escribe las semirreacciones de oxidación y de reducción y la reacción global, ajustadas por el método del ion electrón en forma iónica (no es necesario escribir los estados de agregación). Indica la especie química que actúa como oxidante y la que actúa como reductora durante el funcionamiento espontáneo de la pila. **b)** (0,5 puntos) Dibuja un esquema de la pila en el que debes indicar la composición de la fase líquida de cada semicelda, rotular (ánodo/cátodo) los dos hilos de platino, señalar el proceso (oxidación/reducción) que ocurre en cada semicelda, indicar el sentido en el que fluyen los electrones por el conductor metálico que une los hilos de platino, establecer el signo ( $\oplus/\ominus$ ) de cada hilo de platino y escoger el dispositivo por el que fluye la corriente iónica.

*Datos:*  $E^\circ(25^\circ\text{C}, \text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2, \text{medio básico}) = 0,595 \text{ V}$  y

$E^\circ(25^\circ\text{C}, \text{ClO}^-/\text{Cl}^-, \text{medio básico}) = 0,81 \text{ V}$ .

**3.A (2,0 puntos)** La concentración de peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en un agua oxigenada puede determinarse mediante una valoración redox con permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , de acuerdo con la siguiente ecuación química:



En el laboratorio, 2,0 mL de un agua oxigenada se diluyen con agua hasta un volumen final de 20 mL. La valoración exacta de esta disolución consume, en el punto de equivalencia, 20 mL de una disolución acuosa de  $\text{KMnO}_4$  0,010 M. **a)** (1,0 punto) Calcula la concentración de  $\text{H}_2\text{O}_2$  en el agua oxigenada inicial. **b)** (0,5 puntos) Indica la especie química que actúa como oxidante y la que actúa como reductora en la reacción de valoración. **c)** (0,5 puntos) Indica el nombre del material de laboratorio en el que se coloca la disolución acuosa de  $\text{KMnO}_4$  durante la valoración.

**3.B (2,0 puntos)** Para la determinación del contenido en ácido acético de un vinagre comercial, se toman 10 mL del vinagre. La neutralización exacta de esa disolución con-



sume 30 mL de una disolución acuosa de hidróxido de sodio, NaOH, 0,10 M. **a)** (0,75 puntos) Calcula la concentración del ácido acético en el vinagre comercial. **b)** (0,25 puntos) Indica el nombre del material de laboratorio que contiene la disolución acuosa de NaOH. **c.1)** (0,75 puntos) En la valoración de un ácido débil con una base fuerte,  $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq}) + \text{NaOH}(\text{aq})$ , propón, de forma razonada, el indicador que utilizarías para identificar el punto de equivalencia y el cambio de color que observarías.

Indicador	Color (medio ácido)	Intervalo de viraje	Color (medio básico)
Rojo de metilo	Rojo	4,8 ↔ 6,0	Amarillo
Tornasol	Rojo	5,0 ↔ 8,0	Azul
Fenolftaleína	Incoloro	8,2 ↔ 10,0	Rosa

**c.2)** (0,25 puntos) Indica el nombre del material de laboratorio en el que se coloca el indicador utilizado.

**4.A) (2,0 puntos) a)** (1,0 punto) Escribe las configuraciones electrónicas del estado fundamental de los elementos con  $Z = 16$  y  $Z = 52$ . Indica el bloque y el periodo de la Tabla Periódica a los que pertenecen esos elementos. A partir de sus posiciones en la Tabla Periódica, indica, de forma razonada, el elemento que, previsiblemente, presentará el valor más bajo del radio atómico. **b)** (1,0 punto) La molécula de amoníaco,  $\text{NH}_3$ , presenta una geometría de pirámide trigonal, con un par de electrones no compartido en el átomo central. Dibuja la geometría de la molécula (utilizando líneas continuas, a trazos y cuñas) e indica, de forma razonada, el tipo de hibridación que presenta el átomo central y el valor aproximado del ángulo  $\widehat{\text{H}\text{N}\text{H}}$ .

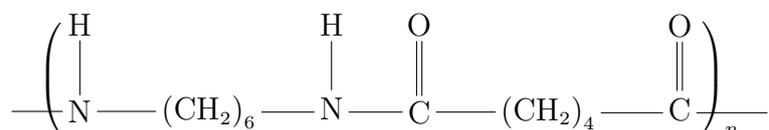
**4.B (2,0 puntos) a)** (0,5 puntos) Indica el tipo, o tipos, de fuerzas intermoleculares que contribuyen, de manera preferente, a mantener en estado líquido (en condiciones ambientales) el  $\text{Br}_2$ . **b)** (1,5 puntos) Escribe las fórmulas semidesarrolladas de los siguientes compuestos: i) fenol; ii) *cis*-4-metil-2-hexeno (*cis*-4-metilhex-2-eno); iii) 3-penten-1-ol (pent-3-en-1-ol); iv) ácido 2-metilpropanoico; v) 1-etoxipropano (éter etil propílico); vi) 3-hidroxiбутanal.

**5.A (2,0 puntos) a)** (1,0 punto) Las temperaturas de ebullición, a la presión de 1,00 atm, de las sustancias  $\text{Br}_2(\text{l})$  y  $\text{ICl}(\text{l})$  son, respectivamente,  $58,8^\circ\text{C}$  y  $100,0^\circ\text{C}$ . Teniendo en cuenta que las masas molares de las dos sustancias son muy semejantes ( $M(\text{Br}_2) =$



$159,808 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$  y  $M(\text{ICl}) = 162,35 \cdot 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}$ ), justifica la diferencia entre los valores de las temperaturas de ebullición de estas dos sustancias. **b)** (1,0 punto) Utilizando las configuraciones electrónicas que se indican, propón, de forma razonada, la fórmula química del compuesto que forman el nitrógeno,  $(1s)^2(2s)^2(2p)^3$ , y el flúor,  $(1s)^2(2s)^2(2p)^5$ , y dibuja su estructura de Lewis.

**5.B (2,0 puntos) a)** (0,5 puntos) Indica, razonadamente, el valor aceptable para el número cuántico que falta en el conjunto  $n = 3, l = \ell?$  y  $m_l = 2$ . **b)** (0,5 puntos) El nylon 66 se obtiene a partir de la reacción de un diácido con una diamina. Indica el tipo de reacción que se da en ese proceso.



**c)** (1,0 punto) A partir de la fórmula estructural del nylon 66, nombra y escribe las fórmulas desarrolladas de los monómeros constituyentes de este polímero.

## 6. CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN Y MODELO DE EXAMEN RESUELTO

### Modelo de examen resuelto

#### 1.A

	$\text{NH}_3(\text{aq})$	$+$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\rightleftharpoons$	$\text{NH}_4^+(\text{aq})$	$+$	$\text{OH}^-(\text{aq})$
$c(\xi = 0 \text{ mol})/(\text{mol L}^{-1})$	$c_0$				0		0
$c(\xi = \xi_{\text{eq}})/(\text{mol L}^{-1})$	$c_0 - x$				$x$		$x$

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+]_{\text{eq}}[\text{OH}^-]_{\text{eq}}}{[\text{NH}_3]_{\text{eq}}} = \frac{x^2}{c_0 - x}$$

$$\text{pH} = 11,0 \longrightarrow \text{pOH} = 14,0 - \text{pH} = 3,0$$

$$x = [\text{OH}^-]_{\text{eq}} = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3,0} \text{ M}$$



$$1,78 \cdot 10^{-5} = \frac{(10^{-3,0})^2}{c_0 - 10^{-3,0}} \rightarrow c_0 = 0,057 \text{ M}$$

$$M_r(\text{NH}_3) = A_r(\text{N}) + 3 \times A_r(\text{H}) = 14,007 + 3 \times 1,0080 = 17,0310$$

$$m(\text{NH}_3) = 2,00 \text{ L disolución} \times \frac{0,057 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{17,0310 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 1,9 \text{ g}$$

### 1.B

	$\text{PCl}_5(\text{g})$	$\rightleftharpoons$	$\text{PCl}_3(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$
$c(\xi = 0 \text{ mol})/(\text{mol L}^{-1})$	$c_0$		0		0
$c(\xi = \xi_{\text{eq}})/(\text{mol L}^{-1})$	$c_0(1 - \alpha)$		$c_0\alpha$		$c_0\alpha$

$$c = \frac{n}{V} \rightarrow c_0 = \left(\frac{n}{V}\right)_0 = \frac{0,85 \text{ mol}}{20 \text{ L}} = 0,042 \text{ M}$$

$$pV = nRT \rightarrow \frac{n}{V} = \frac{p}{RT} \rightarrow \left(\frac{n}{V}\right)_{\text{eq}} = \left(\frac{p}{RT}\right)_{\text{eq}}$$

$$\left(\frac{n}{V}\right)_{\text{eq}} = \frac{2,5 \text{ atm}}{0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \times (200 + 273,15) \text{ K}} = 0,064 \text{ M} = c_{\text{eq, tot}}$$

$$c_{\text{eq, tot}} = c_0(1 - \alpha) + c_0\alpha + c_0\alpha = c_0(1 + \alpha)$$

$$0,064 = 0,042(1 + \alpha) \rightarrow \alpha = 0,53 = 53 \%$$

### 2.A

	$\text{PbSO}_4(\text{s})$	$\rightleftharpoons$	$\text{Pb}^{2+}(\text{aq})$	+	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
$c_0/(\text{mol L}^{-1})$			0		0
$c_{\text{eq}}/(\text{mol L}^{-1})$			s		s



$$K_{\text{sol}} = [\text{Pb}^{2+}]_{\text{eq}}[\text{SO}_4^{2-}]_{\text{eq}} = s \cdot s = s^2$$

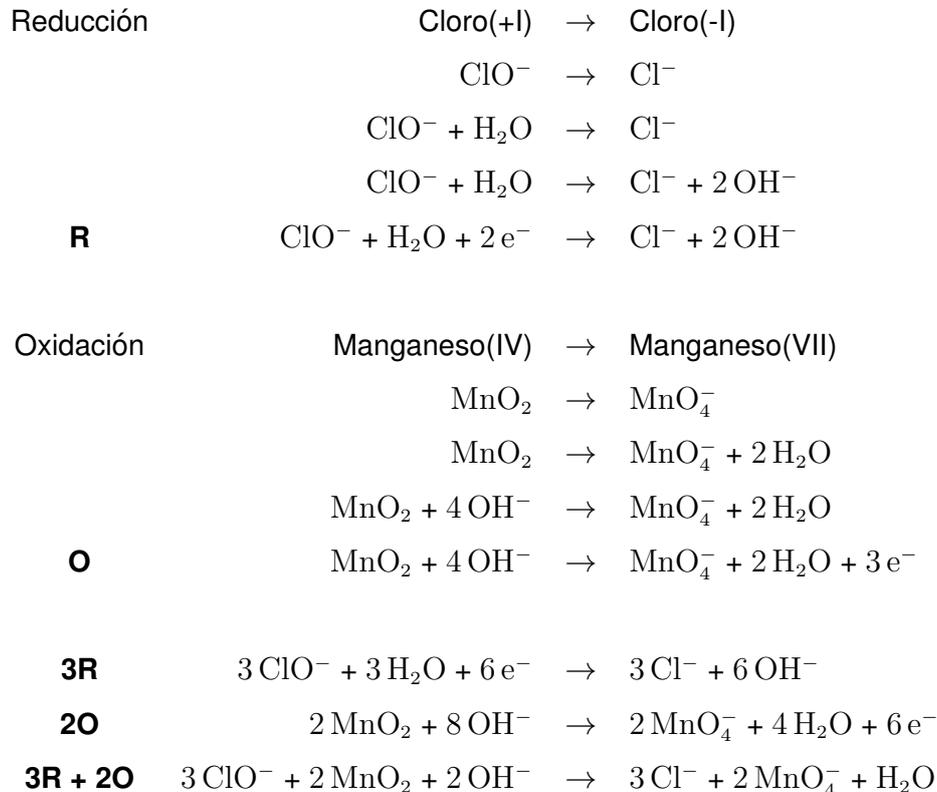
$$s = (K_{\text{sol}})^{1/2} = 1,59 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$M_r(\text{PbSO}_4) = A_r(\text{Pb}) + A_r(\text{S}) + 4 \times A_r(\text{O}) = 303,256$$

$$\frac{1,59 \cdot 10^{-4} \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ L disolución}} \times \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ mL disolución}} \times \frac{303,256 \text{ g PbSO}_4}{1 \text{ mol PbSO}_4} \times 100 \text{ mL disolución} =$$
$$4,82 \cdot 10^{-3} \frac{\text{g PbSO}_4}{100 \text{ mL disolución}}$$

### 2.B.a)

$$E^\ominus(25^\circ\text{C}, \text{ClO}^-/\text{Cl}^-, \text{medio básico}) > E^\ominus(25^\circ\text{C}, \text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2, \text{medio básico})$$

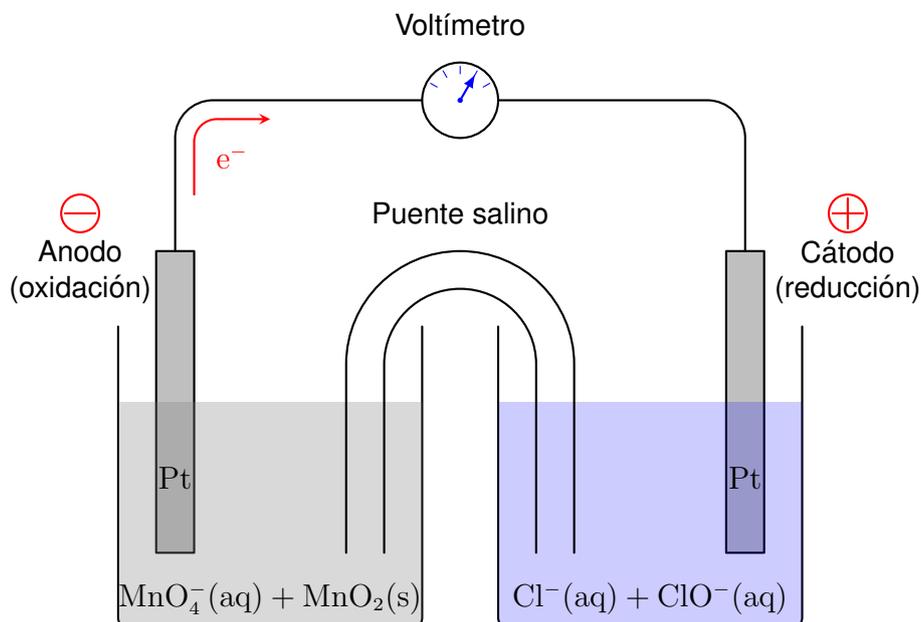


Agente oxidante:  $\text{ClO}^-$ .

Agente reductor:  $\text{MnO}_2$ .



b)



3.A.a)

$$20 \text{ mL disolución} \times \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ mL disolución}} \times \frac{0,010 \text{ mol MnO}_4^-}{1 \text{ L disolución}} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^-$$

$$2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol MnO}_4^- \times \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mol MnO}_4^-} = 5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$[\text{H}_2\text{O}_2] = \frac{5,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol H}_2\text{O}_2}{0,0020 \text{ L disolución}} = 0,25 \text{ M}$$

b)

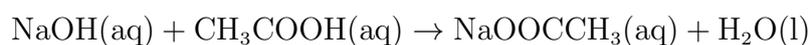
Agente oxidante:  $\text{MnO}_4^-$ .

Agente reductor:  $\text{H}_2\text{O}_2$ .

c)

La disolución acuosa de  $\text{KMnO}_4$  se coloca en una bureta.

3.B.a)





Punto de equivalencia  $\rightarrow n(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})$

$$n(\text{NaOH}) = 0,030 \text{ L disolución} \times \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L disolución}} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{0,010 \text{ L disolución}} = 0,30 \text{ M}$$

**b)**

La disolución acuosa de NaOH se coloca en una bureta.

**c.1)**



Fenolftaleína, que cambia de incolora a rosa.

**c.2)**

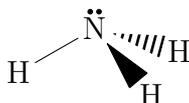
La fenolftaleína se coloca en el matraz erlenmeyer, en el que se encuentra la disolución acuosa de  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**4.A.a)**

Z	Configuración electrónica	Bloque	Periodo
16	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^4$	p	3
52	$(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^2(3d)^{10}(4p)^6(5s)^2(4d)^{10}(5p)^4$	p	5

Elementos de un mismo grupo ( $np^4$ ): el 16  $\rightarrow r(Z = 16) < r(Z = 52)$

**b)**



4 pares de electrones  $\rightarrow$  Geometría tetraédrica  $\rightarrow$  Hibridación  $sp^3$

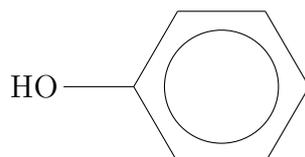
$\widehat{\text{HNH}} < 109,5^\circ$  (debido al par no enlazante)



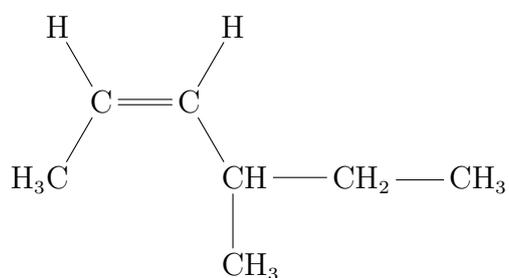
**4.B.a)**

$\text{Br}_2$  apolar  $\rightarrow$  Dipolo inducido-dipolo inducido (fuerzas de London)

**b) i)**



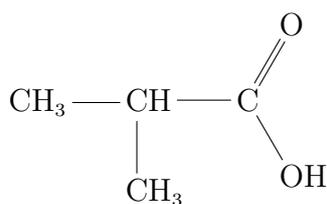
ii)



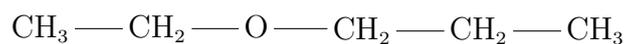
iii)



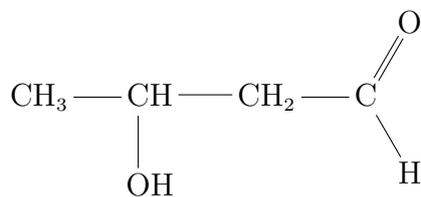
iv)



v)



vi)





**5.A.a)**

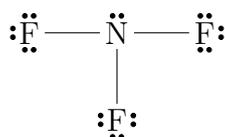
	Fuerzas intermoleculares
$\text{Br}_2(l)$	dipolo inducido-dipolo inducido
$\text{ICl}(l)$	dipolo inducido-dipolo inducido + dipolo-dipolo

$$T_b(\text{ICl}) > T_b(\text{Br}_2)$$

**b)**

	Número de electrones de valencia
N $(1s)^2(2s)^2(2p)^3$	5
F $(1s)^2(2s)^2(2p)^5$	7

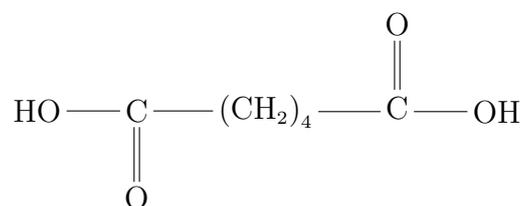
$n = 2 \rightarrow$  Regla del octeto (ampliación imposible)  $\rightarrow \text{NF}_3$



**5.B.a)**  $l = 2$ .

**b)** Polimerización por condensación.

**c)**



Ácido butano-1,4-dicarboxílico



Hexano-1,6-diamina



### Criterios específicos de corrección

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
1.A	2,0	3	3.12.1	3.12.1

Datos:  $A_r(\text{N})^8$ ,  $A_r(\text{H})^8$  y  $K_b^9$ , pág. 8.44.

Desglose de la puntuación	
Ecuación química de equilibrio incluyendo los estados de agregación	0,25
Concentraciones en el equilibrio ( $c_0 - x$ , $x$ y $x$ )	0,25
$K_b$ en función de $c_0$ y $x$	0,25
Cálculo del pOH	0,25
Cálculo de $x/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
Cálculo de $c_0/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
Cálculo de $m(\text{NH}_3)/\text{g}$	0,50

No se tiene en cuenta la falta de coherencia dimensional de las ecuaciones  $K_b = x^2/(c_0 - x)$  y  $[\text{OH}^-]_{\text{eq}} = 10^{-\text{pOH}}$ . En el cálculo de la masa, en gramos, de  $\text{NH}_3$ , el planteamiento de los factores de conversión puntúa 0,25 puntos; los 0,25 restantes corresponden al valor calculado.

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
1.B	2,0	3	3.6.1	3.6.2

Datos:  $R^5$ , pág. 111.

Desglose de la puntuación	
Concentraciones en el equilibrio ( $c_0(1 - \alpha)$ , $c_0\alpha$ y $c_0\alpha$ )	0,50
Cálculo de $c_0/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
$(n/V)_{\text{eq}} = (p/RT)_{\text{eq}}$	0,25
Cálculo de $(n/V)_{\text{eq}}/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
$c_{\text{eq, tot}} = c_0(1 + \alpha)$	0,50
Cálculo de $\alpha$	0,25

[9] CRC Handbook of Chemistry and Physics. David R. Lide (editor). CRC Press, Boca Raton (EE. UU.), 2004.



Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>2.A</b>	2,0	3	<b>3.7.1</b>	<b>3.7.1</b>

Datos:  $A_r(\text{Pb})^8$ ,  $A_r(\text{S})^8$ ,  $A_r(\text{O})^8$  y  $K_{\text{sol}}^9$ , pág. 8.120.

Desglose de la puntuación	
Ecuación química de equilibrio incluyendo los estados de agregación	0,25
Concentraciones en el equilibrio ( $s$ y $s$ )	0,25
$K_{\text{sol}}$ en función de $s$	0,25
Cálculo de $s/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
Cálculo de $s/(\text{g PbSO}_4/100 \text{ mL disolución})$	1,00

No se tiene en cuenta la falta de coherencia dimensional de las ecuaciones  $K_{\text{sol}} = s^2$  y  $s = (K_{\text{sol}})^{1/2}$ . En el cálculo de la solubilidad, en gramos de soluto por 100 mL de disolución, al planteamiento de los factores de conversión se le asignan 0,50 puntos; los 0,50 restantes corresponden al valor calculado.

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>2.B</b>	2,0	3	<b>3.18.1 y 3.19.1/2/3</b>	<b>3.18.1 y 3.19.1/2/3/4</b>

Datos:  $E^\circ(25^\circ\text{C}, \text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2, \text{ medio básico})^9$ , pág. 8.23 y

$E^\circ(25^\circ\text{C}, \text{ClO}^-/\text{Cl}^-, \text{ medio básico})^9$ , pág. 8.22.

Desglose de la puntuación	
Ecuación <b>3R</b>	0,25
Ecuación <b>2O</b>	0,25
Ecuación <b>3R + 2O</b>	0,50
Agente oxidante	0,25
Agente reductor	0,25
Esquema de la pila	0,50

En el esquema de la pila se piden seis ítems: si cuatro son correctos, se asignan 0,25 puntos; si los seis son correctos, se asignan 0,50 puntos.



Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>3.A</b>	2,0	1 y 3	<b>1.2.1 y 3.20.1</b>	<b>1.2.1 y 3.20.1</b>

Desglose de la puntuación

Cálculo de $n(\text{MnO}_4^-)/\text{mol}$	0,50
Cálculo de $n(\text{H}_2\text{O}_2)/\text{mol}$	0,25
Cálculo de $[\text{H}_2\text{O}_2]/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
Agente oxidante	0,25
Agente reductor	0,25
Bureta	0,50

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>3.B</b>	2,0	1 y 3	<b>1.2.1 y 3.15.1</b>	<b>1.2.1 y 3.15.1/2/3</b>

Desglose de la puntuación

Reacción de neutralización incluyendo los estados de agregación	0,25
$n(\text{NaOH}) = n(\text{CH}_3\text{COOH})$	0,25
Cálculo de $[\text{CH}_3\text{COOH}]/(\text{mol L}^{-1})$	0,25
Bureta	0,25
Establecer que $\text{pH} > 7$	0,25
Fenolftaleína	0,25
Cambio de color de la fenolftaleína	0,25
Erlenmeyer	0,25



Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>4.A</b>	2,0	2	2.5.1, 2.7.1 y 2.10.2	2.5.1/2, 2.7.1/3 y 2.10.6

Desglose de la puntuación

Configuración electrónica, bloque y periodo del elemento $Z = 16$	0,25
Configuración electrónica, bloque y periodo del elemento $Z = 52$	0,25
Establecer que los elementos pertenecen al mismo grupo	0,25
$r(Z = 16) < r(Z = 52)$	0,25
Dibujo de la molécula de $\text{NH}_3$	0,25
Disposición tetraédrica	0,25
Hibridación $\text{sp}^3$	0,25
$\widehat{\text{H}}\text{N}\text{H} < 109,5^\circ$	0,25

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>4.B</b>	2,0	2 y 4	2.14.1 y 4.2.1	2.14.1/2 y 4.2.1/2

Desglose de la puntuación

$\text{Br}_2$ apolar	0,25
Fuerzas de London	0,25
Fórmula semidesarrollada de cada compuesto	$0,25 \times 6 = 1,50$

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>5.A</b>	2,0	2	2.8.1 y 2.14.1	2.8.1/2/3 y 2.14.1/2

Datos:  $M_r(\text{Br}_2)$ <sup>8</sup>,  $M_r(\text{ICl})$ <sup>8</sup>,  $T_b(\text{Br}_2)$ <sup>9</sup>, pág. 4.47 y  $T_b(\text{ICl})$ <sup>9</sup>, pág. 4.61.

Desglose de la puntuación

Relación entre la temperatura de ebullición y las fuerzas intermoleculares	0,25
Identificación de las fuerzas intermoleculares en $\text{Br}_2(l)$	0,25
Identificación de las fuerzas intermoleculares en $\text{ICl}(l)$	0,25
Relación entre las temperaturas de ebullición	0,25
$n = 2 \rightarrow$ Regla del octeto (ampliación imposible)	0,50
$\text{NF}_3$	0,25
Estructura de Lewis de $\text{NF}_3$	0,25



---

Pregunta	Puntos	Bloques	Estándares (BOE)	Estándares (BOPA)
<b>5.B</b>	2,0	2 y 4	<a href="#">2.2.1</a> , <a href="#">4.7.1</a> y <a href="#">4.8.1</a>	<a href="#">2.2.2</a> , <a href="#">4.7.1</a> y <a href="#">4.8.2</a>

---

---

Desglose de la puntuación

---

$l = 2$ (con razonamiento)	0,50
Polimerización (0,25) por condensación (0,25)	0,50
Fórmula y nombre de cada monómero	$(0,25 + 0,25) \times 2 = 1,00$

---