



# Prueba de Acceso a la Universidad (PAU)

Universidad de Extremadura

Curso 2024-2025

Materia: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: 1h 30 min

## CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN

Se valorará:

1. Los conocimientos de los principios básicos y modelos teóricos de la Química.
2. La capacidad de razonamiento y deducción que permitan al alumno interrelacionar conceptos y establecer analogías entre distintas partes de la asignatura.
3. El conocimiento y uso correcto del lenguaje químico y la utilización adecuada de las Unidades.
4. La aplicación de los modelos teóricos a la resolución de problemas numéricos, valorando el sentido químico de los mismos. La claridad y coherencia de la exposición, así como capacidad de síntesis.
5. La presentación del ejercicio: orden, limpieza, ortografía, sintaxis, etc.

### ESTRUCTURA DE LA PRUEBA

- En virtud del artículo 13.7 del Real Decreto 534/2024, por el que se regulan los requisitos de acceso a las enseñanzas universitarias oficiales de Grado, las características básicas de la prueba de acceso y la normativa básica de los procedimientos de admisión, **en algunos apartados, se podrá incluir la posibilidad de elegir entre varias preguntas o tareas**. Esta elección no podrá implicar en ningún caso la disminución del número de competencias específicas objeto de evaluación.
- El examen de Química constará de **4 apartados** en los que habrá más de un 70% de preguntas abiertas o semiabiertas distribuidas como se indica en la tabla. Cada apartado estará valorado con un máximo de **2,5 puntos**.

Apartado	Bloque	Puntuación	Ejercicios	Comentarios
1	Bloque A	2,5 puntos	1.1 1.2	Se debe responder <b>UNO</b> de los dos ejercicios propuestos
2	Bloque B	2,5 puntos	2.1 2.2	Se debe responder <b>UNO</b> de los dos ejercicios propuestos
3	Bloque C	1,0 puntos	3.1	<b>Obligatorio</b>
	Bloque B	1,5 puntos	3.2 3.3	Se debe responder <b>UNO</b> de los dos ejercicios propuestos
4	Bloque B	2,5 puntos	4.1	<b>Obligatorio</b>

- Para obtener la **máxima calificación**, será necesario **contestar 5 ejercicios**, dos serán obligatorios (3.1 y 4.1) y los otros tres a elegir. **La elección debe hacerse dentro de cada apartado. En caso de responder dos preguntas del mismo apartado (por ejemplo, 1.1 y 1.2) solo se corregirá la que aparezca en primer lugar.**
- Si se desea que algún ejercicio no sea tenido en cuenta, el/la estudiante **deberá tacharlo y dejarlo claramente indicado**. Para la corrección se seguirá el orden en el que las respuestas aparezcan desarrolladas (sólo si el estudiante ha tachado alguna de ellas, se entenderá que esa ese ejercicio no debe ser corregido).
- Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, ni gráficas ni con capacidad para almacenar o transmitir datos. No obstante, todos los procesos conducentes a la obtención de

resultados deben estar suficientemente justificados.

## CALIFICACIÓN

- La evaluación ha de regirse por las directrices generales publicadas en el Real Decreto 543/2024 (BOE N° 142, 12 de junio de 2024) en la que se regulan los requisitos de acceso a las enseñanzas universitarias oficiales de Grado y las características básicas de las pruebas de acceso.
- Las respuestas a las preguntas o tareas deben realizarse expresando de forma razonada el proceso seguido en su resolución, con el rigor y la precisión necesarios, usando el lenguaje, la notación y los símbolos químicos adecuados, y utilizando argumentos, justificaciones, explicaciones y razonamientos explícitos y coherentes. **En las preguntas en las que se pide razonar o justificar la respuesta, el no hacerlo supondrá obtener la mitad de la calificación máxima.**
- Se valorará más el planteamiento y desarrollo correcto de los problemas que los cálculos matemáticos. Los errores de cálculo se penalizarán con un 25% del valor del apartado, salvo que el resultado sea absurdo o disparatado, que se penalizará con el 50%.
- Todos los resultados/respuestas deberán llevar las unidades correspondientes. En caso de no indicarlo, se penalizará con un 10% del valor máximo del apartado.
- Los errores cometidos en una pregunta o tarea, por ejemplo, en el cálculo del valor de un cierto parámetro, no se tendrán en cuenta en la calificación de los desarrollos posteriores que puedan verse afectados, siempre que esté bien hecho (partiendo de la base de un dato erróneo).
- Se penalizarán los errores ortográficos **hasta un máximo de 1 punto**, de la siguiente manera:
  - ✓ Los dos primeros errores ortográficos no se penalizarán.
  - ✓ Cuando se repita la misma falta de ortografía se contará como una sola.
  - ✓ A partir de la tercera falta de ortografía **se deducirán -0,10** hasta un máximo de 1 punto.
  - ✓ Por errores en la sintaxis, el vocabulario y la presentación se podrá deducir un máximo de medio punto.

## ESTRUCTURA Y DESCRIPCIÓN DEL EXAMEN.

El ejercicio de **Química** constará de cuatro apartados distribuidos de la siguiente manera:

### APARTADO Nº 1 (2,5 puntos)

#### Bloque A. Enlace químico y estructura de la materia.

El primer apartado tendrá dos ejercicios/cuestiones (1.1 y 1.2) de los cuales habrá que responder **UNO**.

BLOQUE A	ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA
1. Espectros atómicos.	<ol style="list-style-type: none"><li>1. Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico.</li><li>2. Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.</li></ol>
2. Principios cuánticos de la estructura atómica.	<ol style="list-style-type: none"><li>3. Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles.</li><li>4. Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.</li><li>5. Números cuánticos y principio de exclusión de Pauli. Estructura electrónica del átomo. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos.</li></ol>
3. Tabla periódica y propiedades de los átomos.	<ol style="list-style-type: none"><li>6. Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.</li><li>7. Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica.</li><li>8. Tendencias periódicas. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma.</li><li>9. Enlace químico y fuerzas intermoleculares.</li><li>10. Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. Propiedades de las sustancias químicas.</li><li>11. Modelos de Lewis, RPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares y las características de los sólidos.</li><li>12. Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.</li><li>13. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.</li><li>14. Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de compuestos moleculares.</li></ol>

## APARTADO N° 2 (2,5 puntos)

### Bloque B: Reacciones Químicas

El segundo apartado tendrá dos ejercicios/cuestiones (2.1 y 2.2) de los cuales habrá que responder UNO.

BLOQUE B	REACCIONES QUÍMICAS
1. Termodinámica química.	15. Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo. 16. Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos. 17. Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción. 18. Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. 19. Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema.
2. Cinética química.	20. Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación. 21. Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. 22. Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.
3. Equilibrio químico.	23. El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas. 24. La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre $K_C$ y $K_P$ y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos. 25. Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema.
4. Reacciones ácido-base.	26. Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. 27. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa. 28. pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes $K_a$ y $K_b$ . 29. Concepto de pares ácido y bases conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. 30. Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. 31. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.
5. Reacciones redox.	32. Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. 33. Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox. 34. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. 35. Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. 36. Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.

**APARTADO N° 3 (2,5 puntos)****Bloque B: Reacciones Químicas (1,5 puntos)****Bloque C: Química Orgánica (1,0 punto). Obligatoria**

El tercer apartado tendrá tres preguntas:

**Pregunta 3.1** será una pregunta **del Bloque C** con un valor máximo de **1,0 punto**, que habrá que responder obligatoriamente.

**Preguntas 3.2 y 3.3** corresponderán al Bloque B (Reacciones químicas) y habrá que responder obligatoriamente a una de ellas. Tendrá una puntuación máxima de **1,5 puntos**.

<b>BLOQUE C</b>	<b>QUÍMICA ORGÁNICA</b>
1. Isomería.	37. Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural. 38. Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades.
2. Reactividad orgánica.	39. Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas. 40. Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas.
3. Polímeros.	41. Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades. 42. Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.

**APARTADO N° 4 (2,5 puntos)****Pregunta del Bloque B: Reacciones Químicas**

Este apartado tendrá una sola pregunta con varios apartados. Se deberá responder obligatoriamente todos los apartados.



# Prueba de Acceso a la Universidad (PAU)

Universidad de Extremadura

Curso 2024-2025

Materia: QUÍMICA

Tiempo máximo de la prueba: 1h 30 min

## INSTRUCCIONES PARA REALIZAR EL EXAMEN

El examen consta de **cuatro apartados cada uno de ellos valorado en 2,5 puntos**. Los apartados 1 y 2 constan a su vez de dos ejercicios a elegir uno de ellos. El apartado tres, incluye un ejercicio de respuesta obligatoria y otros dos, de los que se deberá elegir uno. Finalmente, el apartado 4, solo tiene un ejercicio de respuesta obligatoria.

No es necesario copiar el enunciado de los apartados, ni contestar en el orden en el que aparecen los ejercicios en el examen. Basta con **indicar el ejercicio elegido (1.1, 1.2, 2.1, etc.)**. **Para obtener la máxima nota será necesario contestar a 5 ejercicios**. En caso de responder a más preguntas, serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.

Se valorará la corrección ortográfica (grafías, tildes y puntuación), así como la sintaxis, el vocabulario y la presentación. **Se podrá deducir hasta 1 punto**.

Se permite el uso de calculadoras que no sean programables. No obstante, todos los procesos conducentes a la obtención de resultados deben estar suficientemente justificados.

## APARTADO 1. BLOQUE A (2,5 puntos). Se debe responder a UNO de los dos ejercicios siguientes.

**Ejercicio 1.1. a) Representar** el ciclo de Born-Haber del NaF **indicando** cada una de sus etapas.

**b) Calcular** la entalpía de disociación de  $F_2(g)$ .

Datos (en  $\text{kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ ): *entalpía estándar de formación del NaF* ( $s$ ) =  $-573,6$ ;

*entalpía de sublimación del Na* ( $s$ ) =  $107,3$ ;

*entalpía de red* =  $-928,2$ ;

*energía de ionización del Na* ( $s$ ) =  $495,8$ ;

*afinidad electrónica del F* ( $g$ ) =  $-328$ .

Puntuación máxima por apartado: a) 1,00 punto; b) 1,50 puntos

**Ejercicio 1.2.** Dadas las moléculas  $H_2S$ ,  $CO_2$ ,  $BF_3$ ,  $CCl_4$ .

**a) Escribir** sus estructuras de Lewis

**b) Determinar** sus geometrías empleando la teoría de repulsión de pares electrónicos.

**c) Razonar** la polaridad de las cuatro moléculas.

**d) ¿Qué hibridación presenta el átomo central? Justificar** la respuesta.

Datos: *Número atómico (Z)*:  $H = 1$ ;  $B = 5$ ;  $C = 6$ ;  $O = 8$ ;  $F = 9$ ;  $S = 16$ ;  $Cl = 17$ .

Puntuación máxima por apartado: a) 0,50 puntos; b) 0,75 puntos; c) 0,75 puntos; d) 0,50 puntos

## APARTADO 2. BLOQUE B (2,5 puntos). Se debe responder a UNO de los dos ejercicios siguientes.

**Ejercicio 2.1.** Sea la reacción,  $2 A(g) + B(g) \rightarrow 2 C(g)$ , de orden 2 respecto de A y de orden 1 respecto de B.

**a) Hallar** el valor de la constante de velocidad y sus unidades, si la velocidad inicial de la reacción es  $3 \cdot 10^{-5}$  cuando  $[A]_0 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$  y  $[B]_0 = 2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ .

**b) ¿Cuál será** la velocidad de reacción y sus unidades si  $[A]_0 = 0,01 \text{ M}$  y  $[B]_0 = 0,03 \text{ M}$ ? La temperatura permanece constante.

**c) Razona** qué le ocurrirá a la velocidad de reacción en las siguientes situaciones:

1. aumenta la concentración de reactivos;
2. disminuye la temperatura;
3. se añade un catalizador positivo.

Puntuación máxima por apartado: a) 1,00 punto; b) 0,75 puntos; c) 0,75 puntos

**Ejercicio 2.2.** Una disolución saturada de  $PbCl_2$  tiene a cierta temperatura una solubilidad de  $0,835 \text{ g/L}$ .

**a) Calcular** la constante del producto de solubilidad ( $K_{ps}$ ) del  $PbCl_2$ .

**b) ¿Cuál será** la concentración de ion  $Cl^-$  en esta disolución a la misma temperatura?

**c) Si se añade KCl** a la disolución de  $PbCl_2$ , ¿qué le sucederá a la solubilidad? **Razonar** la respuesta.

Datos: *Masas atómicas (u)*:  $Pb = 207$ ;  $Cl = 35,5$ .

Puntuación máxima por apartado: a) 0,75 puntos; b) 0,75 puntos; c) 1,00 punto

**APARTADO 3. BLOQUES B (1,5 puntos) y C (1,0 punto).** Se debe responder obligatoriamente el ejercicio 3.1 (Bloque C) y UNO a elegir entre el 3.2 y 3.3. (Bloque B).

**Ejercicio 3.1. (1,0 punto)** Un hidrocarburo insaturado gaseoso contiene un 85,71% de carbono.

- a) **Averiguar** la fórmula molecular sabiendo que la densidad del hidrocarburo, en estado gaseoso, a 760 mm de Hg y 20°C es  $2,91 \text{ g}\cdot\text{L}^{-1}$ .
- b) **Indicar** dos isómeros de este hidrocarburo y nombrarlos.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: 0,50 puntos

**Ejercicio 3.2. (1,5 puntos)** En un recipiente de 6 litros se produce la reacción  $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons 2 C_{(g)}$ . Cuando a 400°C se alcanza el equilibrio hay 0,02 moles de A, 0,02 moles de B y 0,15 moles de C.

- a) **Hallar** las constantes de equilibrio  $K_c$  y  $K_p$ .
- b) **Calcular** la presión parcial de cada componente en el equilibrio.
- c) ¿Cómo evoluciona el equilibrio al disminuir la presión total, si se mantiene constante la temperatura? **Razonar** la respuesta.
- d) ¿Cómo evoluciona el sistema al añadir B, suponiendo constante la temperatura? **Razonar** la respuesta.

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

Puntuación máxima por apartado: a) 0,50 puntos; b) 0,5 puntos; c) 0,25 puntos; d) 0,25 puntos

**Ejercicio 3.3. (1,5 puntos)** Si un ácido débil monoprótico (HA) tiene una  $K_a = 5\cdot 10^{-5}$ , indicar, **justificadamente**, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- a) El pH de una disolución acuosa 0,2 M de HA es mayor que el pH de una disolución acuosa 0,2 M del ácido fuerte HCl.
- b) El grado de ionización (disociación) del ácido HA aumenta al aumentar su concentración, a la misma temperatura.

Puntuación máxima por apartado: 0,75 puntos

**APARTADO 4. BLOQUE B (2,5 puntos).** Se debe responder OBLIGATORIAMENTE.

En los últimos años el gran aumento en el uso de los teléfonos móviles, ordenadores, etc., aparatos todos ellos portátiles, ha provocado un crecimiento extraordinario en el uso de pilas y baterías. Muchas de ellas contienen metales pesados, como mercurio, níquel o cadmio. Estas sustancias son altamente tóxicas y de efecto acumulativo en el organismo.



Una posible batería para los vehículos eléctricos es la de cinc-cloro, basada en la reacción  $Zn + Cl_2 \rightleftharpoons Zn^{2+} + 2 Cl^-$ , mientras que para las pilas convencionales se suelen utilizar otro tipo de pilas.

**Datos:**  $E^0 (Zn^{2+}/Zn) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^0 (Cl_2/Cl^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^0 (Ni^{2+}/Ni) = -0,25 \text{ V}$ ;  $E^0 (Cd^{2+}/Cd) = -0,44 \text{ V}$ .

**EJERCICIO 4.1.** Contesta las siguientes cuestiones:

- A) (0,75 puntos)** Conocidos los potenciales de Zn,  $Cl_2$ , Ni y Cd, ordenar estas sustancias de mayor a menor poder de oxidación.
- B) (1,0 punto)** Explicar por qué es preferible utilizar la pila formada por Zn y  $Cl_2$  para fabricar la batería de los vehículos eléctricos en lugar de una pila recargable de Níquel-Cadmio.
- C) (0,75 puntos)** Suponiendo que encuentras en el laboratorio dos barras metálicas, una de Ni y otra de Zn. ¿Qué otros materiales y sustancias serían necesarios para poder fabricar una pila? Dibujar un esquema de la pila que se podría formar indicando qué electrodo actúa como ánodo, cuál como cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.