

**ESTRUCTURA, VALORACIÓN Y CONTENIDOS DEL  
EXAMEN DE QUÍMICA DE LAS PRUEBAS DE ACCESO  
A LA UNIVERSIDAD POLITÉCNICA DE CARTAGENA  
PARA MAYORES DE 25 AÑOS.**

## ESTRUCTURA

- La prueba constará de **cuatro bloques**, existiendo en cada uno de los bloques **dos opciones** a elegir una.
- El bloque I incluirá cinco cuestiones de nomenclatura y cinco de formulación, ambas tanto orgánica e inorgánica.
- El bloque II incluirá tres cuestiones de la Parte II del programa que se adjunta (Estructura de la materia. Sistema Periódico. Enlace químico).
- El bloque III incluirá una cuestión y un problema de la parte IV del programa que se adjunta (Energía de las reacciones químicas. Cinética química. Equilibrio químico).
- El bloque IV incluirá una cuestión y un problema de la parte V del programa que se adjunta (Equilibrios ácido-base. Equilibrios de oxidación-reducción. Equilibrios heterogéneos: precipitación).

- |  |
|--|
| <ul style="list-style-type: none"><li>• Los contenidos de la parte III del programa podrán ser objeto de cuestión o problema en cualquiera de los bloques III o IV de la prueba.</li><li>• Las cuestiones podrán ser de carácter teórico o teórico-práctico.</li></ul> |
|--|

# VALORACIÓN

## Criterios de calificación

La puntuación máxima en cada uno de los bloques será la siguiente.

- Bloque I: 1 punto (se puntuará con 0.1 puntos cada fórmula o nombre de compuesto químico).
- Bloque II: 3 puntos (se puntuará con 1 punto cada una de las cuestiones).
- Bloque III: 3 puntos (se puntuará con 1 punto la cuestión y con dos puntos el problema).
- Bloque IV: 3 puntos (se puntuará con 1 punto la cuestión y con dos puntos el problema).

## Criterios de evaluación

- Claridad de comprensión y exposición de conceptos. La falta de argumentación en las cuestiones de tipo teórico o teórico práctico invalidará el correspondiente apartado.
- Uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- Capacidad de análisis y de relación. Se valorará la buena comprensión de los conceptos fundamentales y sus interrelaciones.
- Planteamiento correcto del problema incluyendo reacciones ajustadas y uso correcto de unidades. Resultado final correcto (la resolución correcta y razonada de un problema aunque con una solución numérica incorrecta, pero no absurda, se penalizará con un 10% en el apartado correspondiente)

# PROGRAMA

## Parte I. Introducción a la Química

- Nombrar y formular compuestos inorgánicos: óxidos, peróxidos, hidruros, hidróxidos, oxácidos, sales e iones.
- Nombrar y formular compuestos orgánicos: alcanos, alquenos, alquinos, hidrocarburos aromáticos, haluros de alquilo, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y animas.

## Parte II. Estructura de la materia, sistema periódico y enlace químico

### Estructura de la materia sistema periódico

- Número atómico, número másico e isótopos.
- Modelo de Bohr. Energía de un electrón en una órbita: cuantización y espectros atómicos. Limitaciones del modelo.
- Introducción cualitativa a la mecánica cuántica: conceptos de fotón, dualidad onda corpúsculo, principio de incertidumbre, números cuánticos y orbitales atómicos.
- Ordenación de los orbitales según su energía. Configuraciones electrónicas: Principio de Aufbau. Principio de exclusión de Pauli y primera regla de Hund.
- Propiedades periódicas: radio atómico e iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

### Enlace Químico

- Teoría de Lewis y regla del octeto. Valencia covalente.
- Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.
- Introducción a la teoría de enlace de valencia: solapamiento de orbitales atómicos. Hibridación.
- Tipos de enlace en el carbono. Concepto de isomería.
- Polaridad y fuerzas intermoleculares: enlace de hidrógeno y fuerzas de van der Waals.

- Enlace iónico: Valencia iónica. Estructura de los compuestos iónicos. Concepto de índice de coordinación. Energía reticular.
- Enlace metálico: Teoría del gas electrónico.
- Fuerzas intermoleculares
- Estudio comparativo de las propiedades de los compuestos dependiendo del tipo de enlace.

### **Parte III. Estequiometría**

- Concepto de mol. Aplicación al cálculo de moléculas, átomos o iones presentes en una cantidad de sustancia.
- Resolución de problemas estequiométricos donde intervengan reactivos puros o impuros, gases, disoluciones, reactivos limitante y rendimiento de las reacciones, así como determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
- Manejar la ley general de los gases incluyendo mezclas.
- Cálculo de la concentración de una disolución en sus diversas formas excluyendo normalidad y molalidad.

### **Parte IV. Energía de las reacciones químicas. Cinética química. Equilibrio químico.**

#### **Energía de las reacciones químicas**

- Primer principio de la Termodinámica. Energía interna y entalpía. Entalpías de reacción, formación y enlace. Ley de Hess.
- Segundo principio de la Termodinámica. Entropía. Variación de entropía en una reacción química.
- Energía libre y espontaneidad.

#### **Cinética Química**

- Aspecto dinámico de las reacciones químicas: velocidad de reacción.
- Teoría de colisiones: complejo activado y factores que influyen en la velocidad de reacción.
- Ecuación de velocidad: orden de reacción.

## **Equilibrio químico**

- Constantes de equilibrio referidas a presiones y concentraciones molares. Relación entre ambas. Grado de disociación.
- Factores que afectan al equilibrio (Principio de Le Châtelier).

## **Parte V. Equilibrios ácido-base. Equilibrios de oxidación-reducción. Equilibrios heterogéneos: precipitación.**

### **Equilibrios ácido-base.**

- Concepto de ácido y de base: teorías de Arrhenius y Brønsted-Lowry.
- Equilibrio de disociación del agua. Concepto y escala de pH
- Constante de acidez y fuerza de los ácidos. Constante de basicidad y fuerza de las bases.
- Hidrólisis.
- Cálculos numéricos del pH de disoluciones acuosas y de reacciones de neutralización.

### **Equilibrios de oxidación reducción (redox).**

- Concepto de oxidación y reducción. Número de oxidación. Par redox.
- Ajuste de reacciones redox por el método del ión electrón.
- Potenciales normales de reducción. Serie electroquímica. Espontaneidad de un proceso redox.
- Pilas galvánicas: potencial de electrodo y energía de una pila.
- Procesos redox no espontáneos: celdas electrolíticas. Leyes de Faraday.

### **Equilibrios heterogéneos. Precipitación.**

- Concepto de solubilidad.
- Producto de solubilidad. Relación entre solubilidad y producto de solubilidad. Cálculos numéricos.