

Estructura atómica y sistema periódico

2.º Bachillerato – Serie 4 (soluciones muy desarrolladas)

Aviso legal: Este material es propiedad intelectual de quimicabachillerato.net. Queda prohibida su reproducción, distribución o uso comercial total o parcial sin autorización expresa del autor.

Las soluciones presentan un desarrollo teórico riguroso y argumentado, propio de preguntas largas de 2.º de Bachillerato y pruebas EBAU.

Ejercicio 1. Energía relativa de orbitales

Enunciado: Explica por qué el orbital 3d es de mayor energía que el 4s en átomos polielectrónicos.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En átomos con varios electrones, la energía de un orbital depende de los valores de n y l . Aunque el 3d tiene menor n , su mayor valor de l implica menor penetración y mayor apantallamiento, lo que incrementa su energía relativa respecto al orbital 4s.

Ejercicio 2. Configuración electrónica y estabilidad

Enunciado: Justifica la especial estabilidad de las configuraciones d semillenas y llenas.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Las configuraciones d semillenas y llenas presentan una distribución electrónica especialmente simétrica, que reduce las repulsiones electrón–electrón y confiere una estabilidad adicional al átomo.

Ejercicio 3. Formación de cationes

Enunciado: Explica el orden de pérdida de electrones en la formación del ion Co^{2+} .

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

En los metales de transición, los electrones del subnivel 4s se ionizan antes que los del 3d, ya que, una vez ocupado el subnivel d, el 4s queda a mayor energía. Esto explica que el Co pierda primero los electrones 4s.

Ejercicio 4. Comparación de radios

Enunciado: Compara el radio atómico de Al y Ga y explica la anomalía observada.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Aunque el Ga se encuentra debajo del Al, su radio es similar debido al pobre apantallamiento de los electrones d, que incrementa la carga nuclear efectiva y contrae el tamaño atómico.

Ejercicio 5. Energía de ionización

Enunciado: Justifica por qué la energía de ionización del O es menor que la del N.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

El oxígeno presenta un orbital p con electrones emparejados, lo que incrementa las repulsiones electrón–electrón. Esto facilita la pérdida de un electrón respecto al nitrógeno, que tiene una configuración p semillena más estable.

Ejercicio 6. Afinidad electrónica

Enunciado: Explica la baja afinidad electrónica de los gases nobles.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Los gases nobles poseen configuraciones electrónicas completas y muy estables. La ganancia de un electrón obligaría a ocupar un subnivel de mayor energía, por lo que el proceso no es favorable energéticamente.

Ejercicio 7. Carácter metálico

Enunciado: Relaciona el carácter metálico con la posición en la tabla periódica.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

El carácter metálico aumenta hacia la izquierda y hacia abajo en la tabla periódica, debido al aumento del radio atómico y a la disminución de la energía de ionización.

Ejercicio 8. Identificación de un elemento

Enunciado: Un elemento del periodo 5 presenta baja electronegatividad y forma cationes 1+. Identifícalo y justifica.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Estas características corresponden a un metal alcalino del periodo 5, con configuración externa

ns^1 . El elemento es el rubidio (Rb).

Ejercicio 9. Tendencias en el grupo 16

Enunciado: Explica la variación de la acidez de los hidruros del grupo 16 al descender en el grupo.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Al descender en el grupo, el enlace H–E se debilita debido al aumento del tamaño atómico, facilitando la cesión del protón y aumentando la acidez.

Ejercicio 10. Sistema periódico y propiedades

Enunciado: Justifica por qué elementos de un mismo grupo presentan propiedades químicas similares.

Solución razonada:

Razonamiento teórico desarrollado:

Los elementos de un mismo grupo comparten la misma configuración electrónica externa, que es la responsable directa de su comportamiento químico.