



BOLETÍN DE CUESTIONES Y PROBLEMAS · ESTRUCTURA ATÓMICA

1. ¿Por qué los rayos canales (o positivos) tienen masa variable, mientras que los rayos catódicos no?

2. Comenta las siguientes afirmaciones referidas al experimento de Rutherford, indicando si son verdaderas o falsas: (a) *los electrones son partículas de gran masa*; (b) *las partes cargadas positivamente de los átomos son muy pequeñas y de gran masa*; (c) *las partes cargadas positivamente de los átomos se mueven con una velocidad cercana a la de la luz*; (d) *el tamaño del electrón es aproximadamente igual al del núcleo*.

3. La diferencia de energía entre dos niveles de un átomo es de $1,8 \times 10^{-20} \text{ J}$. Hallar la frecuencia de la radiación emitida por el electrón que salta del nivel de mayor energía al de menos energía.

4. La plata, de masa atómica 107,87 u, tiene dos isótopos, uno de ellos con una masa atómica de 106,91 u y una abundancia del 51,82%. Calcula la masa del otro isótopo.

5. Sin mirar la Tabla Periódica, escribir la configuración electrónica de cada una de las siguientes especies: Al , Na^+ , O^{2-} , Mg^{2+}

6. La configuración electrónica de cierto elemento químico es $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$. Deducir de qué elemento se trata y predecir su especie iónica.

7. La lámpara de vapor de mercurio emite una luz de color azul-verdoso. Estos colores proceden de radiaciones de longitudes de onda 434,8 nm y 546,1 nm. Calcula la energía de un fotón de cada radiación.

8. El color amarillo de la luz de vapor de sodio proviene de la raya D del espectro visible de ese elemento químico. La longitud de onda correspondiente a esa línea es 589 nm. (A) Determina el intercambio de energía asociado a la transición electrónica de esa línea; (B) En realidad, esa línea está constituida por un doblete

$D_1 = 589 \text{ nm}$; $D_2 = 589,6 \text{ nm}$. De entre ambas líneas, ¿cuál es la que se refiere a un mayor salto de energía?

9. Considera un átomo de hidrógeno excitado, en el que el electrón está en el subnivel 3s. La energía que se necesita para arrancar ese electrón es $2,42 \times 10^{-19} \text{ J}$. Sin embargo, la energía que se necesita para arrancar el electrón 3s del sodio es $8,22 \times 10^{-19} \text{ J}$. ¿Por qué esa diferencia?

10. Dadas las dos siguientes configuraciones electrónicas para átomos neutros: $A : 1s^2 2s^2 p^6 3s^1$ y $B : 1s^2 2s^2 p^6 6s^1$. Comenta las siguientes afirmaciones indicando si son verdaderas o falsas: (a) Para pasar de A a B se necesita un aporte de energía; (b) A representa un átomo de sodio; (c) A y B representan elementos químicos diferentes; (d) Se necesita menos energía para extraer un electrón de B que de A.

11. ¿Por qué es más estable el anión S^{2-} que el Cl^{2-} ?

12. El electrón más externo de un átomo en estado fundamental tiene los números cuánticos $n = 3$; $l = 2$; $m = 2$; $s = +1/2$. Suponiendo que no hay otro electrón con la misma energía, justifica de qué elemento se trata y realiza su configuración electrónica completa.

13. ¿Cuántos orbitales hay en el nivel de energía $n = 4$?

14. Halla el n^o atómico y el símbolo de un ión X^{2+} cuya configuración electrónica es $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6$

15. Sabiendo que las tres primeras energías de ionización (en eV) del sodio y del magnesio son:

	Na	Mg
EI_1	5,1	7,6
EI_2	47,3	15,0
EI_3	71,7	80,1

(a) ¿Por qué para un mismo elemento aumentan las sucesivas energías de ionización?; (b) ¿Por qué la

mayor diferencia entre ellos ocurre en el sodio entre el EI_1 y EI_2 mientras que en el magnesio ocurre entre el EI_2 y el EI_3 ?

16. Calcular el valor de la constante de Rydberg sabiendo que el átomo de hidrógeno se ioniza cuando absorbe una energía de 15,527 eV.

17. Según el modelo de Bohr, deducir la velocidad con que gira el electrón en el átomo de hidrógeno (en su estado fundamental) en función de las constantes conocidas.

18. Para ionizar un átomo de rubidio se precisa una radiación luminosa de al menos 4,2 eV. Si se dispone de luz naranja de 600 nm, ¿se podría conseguir la ionización del rubidio con esa luz?

19. El electrón del átomo de hidrógeno pasa del estado fundamental de energía $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ al $n = 3$. Indica la energía de este nivel así como la longitud de onda de la radiación requerida para tal excitación.

20. Los números atómicos de tres elementos A, B y C son, respectivamente, $Z - 1$, Z , y $Z + 1$. Sabiendo que B es el gas noble Argón, razona: (a) ¿En qué grupos están los elementos A y C y cuál tiene una energía de ionización mayor?; (b) ¿En qué periodo están A y C?

21. ¿Por qué los isótopos de un mismo elemento presentan iguales propiedades químicas, pero diferentes propiedades físicas?

22. En el espectro del hidrógeno hay una línea situada a 434,5 nm. Si el nivel inferior correspondiente a esa transición es $n = 2$, determina cuál será el nivel superior.

23. ¿Por qué en el espectro de emisión del hidrógeno aparecen numerosas líneas si el hidrógeno solo tiene un electrón?

24. Determina la energía de ionización del átomo de hidrógeno en kJ/mol, sabiendo que la energía del electrón en su estado fundamental es $-13,6 \text{ eV}$.