

NOMBRE:

CURSO:

- 1) Un elemento tiene peso atómico 34,5 u. Este elemento está compuesto por dos isótopos de masas 30 y 36. Calcula las abundancias relativas de cada isótopo.

La masa atómica se determina a partir de la media ponderada de las masas isotópicas. Vamos a llamar "x" a la abundancia relativa del isótopo de masa 30 y "100 - x" a la abundancia del isótopo de masa 36. (La suma de las abundancias tiene que ser igual a 100).

$$\frac{30x + 36(100 - x)}{100} = 34,5 \rightarrow 30x + 3600 - 36x = 3450$$

Despejando:  $x = 25$ .

Eso quiere decir que la abundancia del isótopo 30 es del 25% y la del isótopo 36 es del 75%.

- 2) El litio se haya en la naturaleza como una mezcla de átomos de  ${}^6\text{Li}$  (masa 6,015 u) y átomos de  ${}^7\text{Li}$  (masa 7,016 u). La masa atómica del litio es 6,941 u. ¿Cuál es el porcentaje de abundancia de cada uno de los isótopos?

El enunciado nos dice que hay dos isótopos del litio y debemos averiguar en qué porcentaje está cada uno. Es como si imaginamos que pudieran coger un "puñado" de átomos de litio y quisiéramos saber cuántos serían de un tipo y cuántos de otro. Para poder calcularlo vamos a hacer la media ponderada. Esta media ponderada es el cociente entre la suma de los productos de las masas de cada isótopo por su abundancia, es decir, por el porcentaje en el que están, entre 100:

$$m_{\text{Li}} = \frac{m_{{}^6\text{Li}} \cdot x + m_{{}^7\text{Li}} \cdot (100 - x)}{100}$$

Como solo hay dos isótopos distintos parece claro que de cada 100 átomos que contara habría "x" de un tipo y "100 - x" de otro. Ahora sólo tenemos que poner los datos de cada tipo de isótopo y la masa del litio:

$$6,941 = \frac{6,015 \cdot x + 7,016(100 - x)}{100} \rightarrow 694,1 = 6,015x + 701,6 - 7,016x$$

Despejamos el valor de "x" y obtenemos:

$$x = \frac{694,1 - 701,6}{6,015 - 7,016} = 7,49\%$$

Esto quiere decir que habrá un **7,49%** de isótopos de  ${}^6\text{Li}$  y un **92,51%** de isótopos de  ${}^7\text{Li}$ .

- 3) Para un átomo cuyo número de masa es 80 y que posee 45 neutrones, la configuración electrónica, es: a)  $[\text{Ne}] : 3s^2 3p^5$  b)  $[\text{Ne}] : 3s^2 3p^3$  c)  $[\text{Ar}] : 4s^2 3d^5$  d)  $[\text{Ar}] : 4s^2 3d^{10} 4p^5$  e)  $[\text{Ar}] : 4s^2 3s^{10} 4p$

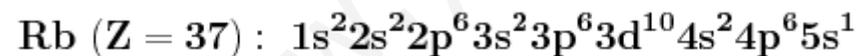
Si  $A = 80$  y tiene 45 neutrones quiere decir que tiene  $80 - 45 = 35$  protones. Ahora basta con ir colocando los electrones según el principio de Aufbau:

Nivel 1 (2) + nivel 2 (8) + nivel 3 (18) nivel 4 (7) = 35 electrones.

Su configuración electrónica externa será:  $4s^2 4p^5$

**La respuesta correcta es d)**

- 4) ¿Cuál es la configuración electrónica del rubidio y por qué?



El rubidio tiene 37 protones en su núcleo y, como es un átomo neutro, debe tener también 37 electrones. Se disponen según el Principio de Aufbau, ocupando siempre los niveles energéticos de menor energía.

- 5) Deduce el ión más probable y su nombre para los átomos de oxígeno y calcio.

El oxígeno tiene configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^4$ . Esto quiere decir que si añade dos electrones más a su última capa conseguiría llenar el segundo nivel energético y ganaría estabilidad, por eso da lugar al anión (que es un ión con carga negativa)  $\text{O}^{2-}$ , cuyo nombre es **anión oxígeno(2-)**. El calcio tiene

configuración electrónica  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ . Si pierde los dos electrones de su nivel "4s"

quedaría con el tercer nivel energético lleno y ganaría estabilidad, de ahí que su estado de oxidación más probable sea  $\text{Ca}^{2+}$ , cuyo nombre es catión calcio(2+).

- 6) Existen, en forma natural, cuatro isótopos del azufre que son: S-32 con 95,018%; S-33 con 0,75%; S-34 con 4,215% y S-36 con 0,017% de abundancia en la naturaleza. ¿Cuál debe ser la masa atómica promedio de azufre?

Para hacer el problema debemos hacer la media ponderada de cada una de las masas de los isótopos:

$$m_S = \frac{32 \cdot 95,018 + 33 \cdot 0,75 + 34 \cdot 4,215 + 36 \cdot 0,017}{100} = \mathbf{32,092 \text{ u}}$$

- 7) El elemento indio tiene como peso atómico 114,818 u. Si el número de masa de uno de ellos es 115, ¿cuál es el número del segundo isótopo que tiene una abundancia relativa de 4,45%?

Según nuestro enunciado el indio tendrá sólo dos isótopos y sus abundancias relativas serán 95,55% para el isótopo 115 y 4,45% para el isótopo de masa desconocida. La media ponderada de la masa de ambos isótopos será la masa del elemento, es decir, 114,818 u.

$$114,818 = \frac{115 \cdot 95,55 + x \cdot 4,45}{100} \rightarrow \frac{11481,8 - 10988,25}{4,45} = x \rightarrow \mathbf{110,910 = x}$$

- 8) Si  $Z = 47$  y  $A = 108$ , ¿cuántos electrones, protones y neutrones tiene este elemento?

El número atómico es, por definición, el número de protones que tiene un elemento, por lo tanto **su número de protones es 47**.

Si el elemento es neutro, debe tener el mismo número de electrones que de protones para que la suma de las cargas sea nula. Por lo tanto **tiene 47 electrones**.

Para determinar el número de neutrones hay hacer la diferencia entre la masa atómica del elemento, (que es la suma de los protones y los neutrones) y el número atómico del mismo, (que son sólo los protones):

$$108 - 47 = \mathbf{61 \text{ neutrones}}$$

[Ver Solución en Vídeo](#)

[www.yoquieroaprobar.es](http://www.yoquieroaprobar.es)