

BLOQUE 1: PREGUNTAS TIPO TEST

1. Indica cuál de los siguientes procesos **no es** una transformación física: a) filtración del agua en las plantas de tratamiento; b) destilación del agua; **c) limpieza de manchas de cemento con agua fuerte**; d) fusión del hielo en los Polos

La limpieza de manchas con agua fuerte es una reacción química, mientras que la filtración, destilación o fusión son procesos físicos, no se obtienen compuestos nuevos.

2. Indica en cuál de las siguientes opciones hay dos mezclas y dos elementos químicos: **a) leche, aire, oro y sodio**; b) agua de mar, amoníaco, dióxido de carbono y azufre; c) oxígeno, carbono, berilio y bronce; d) hormigón, mayonesa, yogur y aluminio

Veámoslo apartado por apartado:

- a) Mezclas: leche, aire. Elementos: oro y sodio
- b) Mezclas: agua de mar, amoníaco, dióxido de carbono. Elementos: azufre
- c) Elementos: oxígeno, carbono, berilio, bronce
- d) Mezclas: hormigón, mayonesa, yogur. Elementos: aluminio

Por tanto, la opción correcta es la a).

3. Para separar los componentes sólidos suspendidos en un líquido puede utilizarse: a) la destilación; b) la cromatografía; c) la ebullición; **d) la decantación**

4. Indica, para el isótopo de ^{30}Si ($Z=14$), cuál de las siguientes afirmaciones **es falsa**: a) su número atómico es 14; b) tiene 14 electrones y 14 protones; **c) tiene 14 neutrones**; d) su número másico es 30

La afirmación falsa es la c, porque el número atómico es $Z=14$, que expresa el número de protones y de electrones en estado fundamental, y el número másico es 30. Por tanto, el número de neutrones es $30-14 = 16$.

5. Dos isótopos **no tienen** el mismo: a) número atómico; b) número de protones; c) número de electrones; **d) número másico**

Los isótopos se diferencian unos de otros en el número de neutrones, por lo que tienen mismo número de protones, y de electrones. Por consiguiente, como el número atómico es el número de protones, tendrán el mismo número atómico, pero tendrán distinto número másico, pues es la suma de protones y neutrones, y precisamente difieren en esto último, el número de neutrones.

6. Un electrón cuyos números cuánticos son $(3,1,-1,1/2)$ estará situado en un orbital: **a) 3p**; b) 2p; c) 3s; d) 3d

Como el primer número es un 3, está en un orbital de nivel 3, y como el segundo número es un 1, corresponde a un orbital de tipo p.

7. Indica cuál de las siguientes configuraciones electrónicas pertenece al ion Mg^{2+}

a) $1s^2 2s^2 2p^7$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; **c) $1s^2 2s^2 2p^6$** ; d) $1s^2 2s^2 2p^5$

El Magnesio tiene número atómico 12, por lo que en estado fundamental tiene 12 electrones. El ion Mg^{2+} tendrá dos electrones menos, es decir 10. Esto descarta la opción a) pues esa configuración tiene 11 electrones, la opción b) que presenta 12 electrones, y la opción d) que tiene 9 electrones. Por tanto, la correcta es la c), que presenta 10 electrones.

8. En 1 mol de ácido acético (CH_3COOH) hay: a) 1 mol de átomos de C; b) 2 moléculas de O; **c) 4 mol de átomos de H**; d) $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos de C

- En un mol de ácido acético ($6'023 \times 10^{23}$ moléculas), habrá exactamente 2 moles de átomos de carbono, puesto que en una molécula hay dos átomos de carbono, lo que supone que en un mol de compuesto habrá $2 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de C, es decir, 2 moles. Por tanto, se descarta la opción a).
- En un mol de ácido acético ($6'023 \times 10^{23}$ moléculas), no hay ninguna molécula de O, hay átomos de este elemento, pero no moléculas como tales. Se descarta por tanto la opción b).
- En un mol de ácido acético ($6'023 \times 10^{23}$ moléculas), como hay en cada molécula $3 + 1 = 4$ átomos de hidrógeno, habrá exactamente 4 moles de átomos de hidrógeno, puesto que serían $4 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de hidrógeno en total, que son exactamente 4 moles de H. Luego la opción correcta es la c)
- En un mol de ácido acético ($6'023 \times 10^{23}$ moléculas), como hay 2 átomos de carbono por molécula, habrá exactamente $2 \times 6'023 \times 10^{23}$ átomos de C. Por tanto, se descarta la opción d)

9. Señala cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de átomos:

a) 1 mol de átomos de H; **b) 2 mol de NH_3** ; c) 1 mol de O_2 ; d) 2 mol de H_2O

Para calcular el número de átomos, multiplicamos el número de moles por el número de Avogadro, por el número de átomos que se desprende de la fórmula molecular.

$$1 \text{ mol de átomos de H} = 1 \times 6'023 \times 10^{23} \times 1 \text{ átomos} = 6'023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$2 \text{ mol de } NH_3 = 2 \times 6'023 \times 10^{23} \times 4 \text{ átomos} = 8 \times 6'023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol de } O_2 = 1 \times 6'023 \times 10^{23} \times 2 \text{ átomos} = 2 \times 6'023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

$$2 \text{ mol de } H_2O = 2 \times 6'023 \times 10^{23} \times 3 \text{ átomos} = 6 \times 6'023 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Por tanto, la opción correcta es la b)

10. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de cloruro de potasio contiene la menor cantidad de esta sustancia? a) 350 mL de una disolución 1M; b) 500 mL de una disolución 0,5M; c) 100 mL de una disolución 1,5M; **d) 50 mL de una disolución 2M**

Vamos a verlo caso a caso:

$$a) \quad 1 \text{ M} = \frac{\text{moles soluto}}{0'350 \text{ litros}} \rightarrow \text{moles de soluto} = 0'35$$

$$b) \quad 0'5 \text{ M} = \frac{\text{moles soluto}}{0'500 \text{ litros}} \rightarrow \text{moles de soluto} = 0'25$$

$$c) \quad 1'5 \text{ M} = \frac{\text{moles soluto}}{0'100 \text{ litros}} \rightarrow \text{moles de soluto} = 0'15$$

$$d) \quad 2 \text{ M} = \frac{\text{moles soluto}}{0'050 \text{ litros}} \rightarrow \text{moles de soluto} = 0'1$$

Por tanto, la que menos cantidad de sustancia tiene es la opción d), porque hay menos moles de la misma.

11. Un orbital cuyo número cuántico principal es igual a 3 **no puede** ser: a) un orbital d; b) un orbital p; c) un orbital s; **d) un orbital f**

En el nivel de energía 3, solo hay orbitales de tipo s, p y d. Por tanto, nunca podrá ser un orbital f.

12. Señala la única afirmación **falsa** relativa a los elementos alcalinotérreos (grupo IIA): **a) son electronegativos**; b) tienen 2 electrones de valencia; c) pueden formar compuestos iónicos; d) suelen formar iones positivos

La opción falsa es la a), puesto que la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en la tabla periódica, por lo que serán de los menos electronegativos al estar en la segunda columna a la izquierda. Sí es cierta la b), puesto que los del grupo IIA tienen dos electrones en la última capa. También es cierta la opción c), puesto que son metales y en combinación con un no metal pueden formar un compuesto iónico, así como la opción d), pues como tienen solo 2 electrones en la última capa tienen tendencia a perderlos, quedando cargados con carga positiva.

13. El radio atómico aumenta en un grupo del Sistema Periódico: a) a medida que aumenta el número atómico; b) a medida que aumenta la electronegatividad; **c) a medida que disminuye el número atómico**; d) a medida que disminuye el periodo

El radio atómico es mayor cuanto menor es el número atómico, cuanto menor es la electronegatividad, y aumenta a medida que aumenta el periodo.

14. Un elemento tiene la siguiente configuración electrónica: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$. Señala la afirmación que **no sea correcta**: a) su número atómico es 17; b) es un elemento electronegativo; **c) forma enlaces iónicos con los no metales**; d) está situado en el 3er periodo

La opción a) es cierta, pues sumando sus electrones tenemos $2+2+6+2+5 = 17$ electrones, por lo que si está en estado fundamental, su número de protones será también de 17 y por tanto su número atómico será 17. Al tener en su último nivel (el nivel 3), $2 + 5 = 7$ electrones, estará en el grupo VIIA, es decir, en el de los halógenos, que es el penúltimo grupo a la derecha de la tabla periódica; como la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha, será un elemento electronegativo. Sin embargo, al estar en el grupo VIIA es un no metal, por lo que si se junta con otro no metal formará enlaces covalentes, y no iónicos, por lo que la opción c) es falsa. Por último, la opción d) también es correcta, porque tiene 3 niveles de energía, y los elementos con 3 niveles se encuadran en el periodo 3.

15. Entre los elementos Ca, As, Br y K, el orden correcto de energía de ionización es:
a) **K>Ca>As>Br**; b) Br>As>Ca>K; c) Ca>K>As>Br; d) K>Ca>Br>As

Todos los elementos están en un mismo periodo, y aparecen de izquierda a derecha en la tabla por este orden K- Ca- As- Br. Como la energía de ionización aumenta de izquierda a derecha, el que tenga mayor energía de ionización será el Br y el que tiene menor el K. Por tanto, la opción correcta es la a).

16. De las siguientes afirmaciones, referentes a los elementos químicos F, C, O y N, señala la correcta: a) **el elemento más electronegativo es el flúor**; b) el elemento de menor volumen atómico es el carbono; c) el nitrógeno es el menos electronegativo; d) el oxígeno tiene 5 electrones de valencia

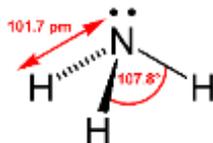
Estos elementos están en un mismo periodo, de izquierda a derecha el orden es C – N – O – F. Por tanto, el más electronegativo es el que está más a la derecha, que es el flúor, por lo que la opción a) es correcta. El que tenga menor volumen será el que esté más a la derecha (el flúor), lo que hace que la opción b) sea falsa. El menos electronegativo será el Carbono por estar más a la izquierda, por lo que la opción c) es falsa también. Y el oxígeno está en el grupo VIA, por lo que tiene 6 electrones de valencia, quedando así descartada la opción d).

17. Indica el orden correcto de los puntos de fusión de las siguientes sustancias:
a) $\text{CO}_2 > \text{NaCl} > \text{C (diamante)}$; b) $\text{C (diamante)} > \text{CO}_2 > \text{NaCl}$; c) **$\text{C (diamante)} > \text{NaCl} > \text{CO}_2$** ;
d) $\text{NaCl} > \text{CO}_2 > \text{C (diamante)}$

Las redes covalentes son sustancias macromoleculares, formadas por enlaces covalentes, es decir, enlaces muy fuertes. En la naturaleza existen diversas redes covalentes, como dos formas alotrópicas del carbono (grafito y diamante). Puesto que son redes con gran cantidad de átomos unidos muy fuertemente, son sólidos a temperatura ambiente y, además, sus puntos de fusión y de ebullición son altísimos. En el caso del diamante es 3823 K. Por tanto, este compuesto es el de mayor punto de fusión. Además, entre el NaCl y el CO_2 , el que tenga menor punto de fusión es el que tenga enlaces covalentes, siendo en general más elevado el de los compuestos iónicos. Por tanto, el CO_2 tiene menor punto de fusión.

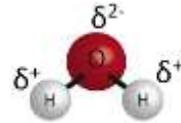
18. Señala la única sustancia con 3 enlaces polares: a) **NH_3** ; b) H_2O ; c) O_3 ; d) CCl_4

Descartamos las opciones b) y c) de inicio, porque el agua y el ozono solo presentan 2 enlaces, así como la opción d) porque presentará cuatro enlaces. La opción correcta es la a), que presenta 3 enlaces covalentes y además no presenta simetría, por lo que es polar.

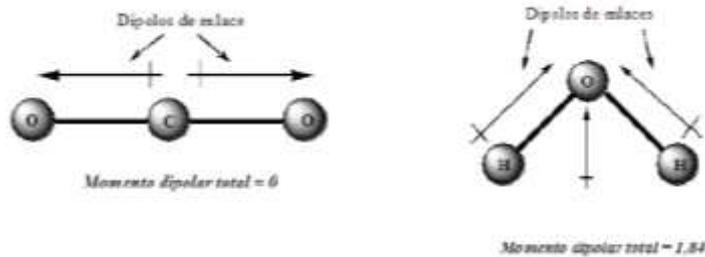


19. Indica cuál de las siguientes afirmaciones es **falsa**: a) el agua es una sustancia polar; **b) el CO₂ tiene 2 enlaces covalentes polares**; c) el CH₄ es una sustancia no polar; d) el SH₂ puede formar puentes de hidrógeno

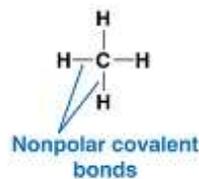
El agua en efecto es una sustancia polar, porque no es simétrica.



El dióxido de carbono forma dos enlaces covalentes apolares, porque la distribución molecular es simétrica, no como en el caso del agua. Por tanto la opción b) es la falsa.



El CH₄ es no polar, porque tiene una distribución simétrica.



El SH₂ puede formar puentes de hidrógeno, al contener hidrógeno en su molécula.

20. Señala la sustancia que conduce la corriente eléctrica en estado líquido: **a) MgBr₂**; b) SO₂; c) N₂; d) He

Los compuestos iónicos son conductores en estado líquido, por tanto, la opción es la a), que está formado por un metal (Mg) y no metal (Br), formando un compuesto iónico.

21. ¿Qué volumen ocupan 2 mol de un gas ideal a 0°C y 1 atm? a) 22,4 litros; b) depende del gas que sea; **c) 44,8 litros**; d) 2 litros

$$T = 0 + 273 = 273 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot 0'082 \cdot T$$
$$1 \cdot V = 2 \cdot 0'082 \cdot 273$$
$$V = 44'77 \text{ litros}$$

22. Respecto a las temperaturas de fusión y solidificación de un compuesto, se puede afirmar que: a) son distintas; b) es mayor la temperatura de fusión; c) es mayor la temperatura de solidificación; **d) son iguales**

Son iguales en general, porque la de fusión es el paso de sólido a líquido y la de solidificación es la de líquido a sólido.

23. La presión atmosférica en la cima de una montaña es de 555 mm Hg ¿Cuál sería el punto de ebullición del agua en esa montaña: a) 100 °C; b) mayor de 100 °C; **c) menor de 100 °C**; d) el agua no herviría

Con la altura, disminuye la presión atmosférica y disminuye también el punto de ebullición del agua (aproximadamente 1 grado centígrado cada 300m de altura). Por tanto, como el punto de ebullición del agua en condiciones normales es de 100 grados, en altura será menor de 100 grados.

24. Se sabe que la cantidad estequiométrica de carbono (C) que reacciona con 32 g de O₂ para dar dióxido de carbono (CO₂) es 12 g. Señala la afirmación que **no sea correcta**: a) se obtienen 44 g de CO₂ en la reacción anterior; b) 6 g de C reaccionarán con 16 g de O₂ según la reacción anterior; c) la masa de los reaccionantes es igual a la masa de los productos de la reacción; **d) el número de átomos de O presentes inicialmente en el O₂ será el doble del número de átomos de O presentes en el dióxido de carbono formado.**

Por la ley de conservación de la masa, se obtendrán 32 + 12 = 44 gramos, por lo que la opción a) es correcta, así como la opción c). La opción b) también es cierta, porque si 12 gramos de carbono reaccionan con 32 de oxígeno, la mitad de gramos de carbono (6) reaccionarán con la mitad de oxígeno (16). Por tanto, la opción d) es la falsa, porque el número de átomos de oxígeno permanece constante después de suceder la reacción.

25. La reacción entre un ácido y una base recibe el nombre de: a) corrosión; b) oxidación; **c) neutralización**; d) acidosis

BLOQUE 2: PROBLEMAS

OPCIÓN A

1. La composición porcentual de una sustancia es 24,2% de Cu, 48,8% de O y 27,0% de Cl. Todos los porcentajes son en masa.

a) Calcula la fórmula empírica de la sustancia.

b) Calcula la masa molecular de dicha sustancia sabiendo que 1 kg de la misma contiene 3,81 mol

c) Indica la fórmula molecular de dicha sustancia

(Nota: Realizar todas las operaciones utilizando 2 decimales. Datos: masas atómicas (u.m.a.): O = 16; Cl = 35.5; Cu = 63.5)

Anotamos las masas atómicas de estos elementos:

Masa atómica del Cobre = 63'5 u.m.a.

Masa atómica del oxígeno = 16 u.m.a.

Masa atómica del cloro = 35'5 u.m.a.

Dividimos en cada caso su % por su masa.

$$\text{Cobre} \rightarrow \frac{24'2}{63'5} = 0'38$$

$$\text{Oxígeno} \rightarrow \frac{48'8}{16} = 3'05$$

$$\text{Cloro} \rightarrow \frac{27'0}{35'5} = 0'76$$

Ahora bien, nos preguntan los gramos contenidos en 250 mililitros, pues tenemos los gramos contenidos en 1000 mililitros (que es un litro). Haciendo sencillas reglas de 3 los podemos calcular:

1000 ml de disolución --- 110'9 gramos de NaOH

250 ml de disolución --- x gramos de NaOH

$$x = 250 \times 110'9 / 1000 = \mathbf{27'725 \text{ gramos de NaOH en 250 ml}}$$

1000 ml de disolución --- 998'1 gramos de H₂O

250 ml de disolución --- x gramos de H₂O

$$x = 250 \times 998'1 / 1000 = \mathbf{249'525 \text{ gramos de H}_2\text{O en 250 ml}}$$

b) La concentración son los gramos de soluto partido por los litros de disolución. En un litro de disolución, hemos visto que hay 110'9 gramos de NaOH, por lo que **la concentración será de 110'9 g/l.**

c) Calculamos los moles de soluto que hay en 1 litro de disolución. Hay 110'9 gramos de NaOH. Calculamos ahora la masa molar, que será 23 + 16 + 1 = 40 gramos/mol. Por tanto, en 1 litro de disolución hay 110'9 : 40 = 2'77 moles.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} = \frac{2'77}{1} = \mathbf{2'77M}$$

OPCIÓN B

1. Se tiene un recipiente de 20 L de volumen a 30°C, en el que se introducen 2,5 g de H₂ y 90 g de N₂. Calcula:

a) La presión total de la mezcla

b) La presión parcial de cada gas

c) La presión total alcanzada si la mezcla se calienta a 70°C manteniendo el volumen constante

(Datos: $R = 0,082 \text{ atm.l/mol.K}$; masas atómicas (u.m.a.): $H = 1$; $N = 14$)

a) La presión total de la mezcla será la suma de las presiones parciales de cada gas. Calculamos el número de moles de hidrógeno y nitrógeno que intervienen:

Masa molar H₂ = 2 x 1 = 2 gramos/mol → 2'5 gramos : 2 = 1,25 moles de H₂

Masa molar N₂ = 2 x 14 = 28 gramos/mol → 90 gramos : 28 = 3'21 moles de N₂

Ahora calculamos la presión de cada gas con la fórmula

$$P \cdot V = n \cdot 0'082 \cdot T$$

Con T = 30 + 273 = 303 K

Para el hidrógeno:

$$P \cdot 20 = 1,25 \cdot 0'082 \cdot 303$$
$$P = 1'55 \text{ atm}$$

Para el nitrógeno:

$$P \cdot 20 = 3,21 \cdot 0'082 \cdot 303$$
$$P = 3'98 \text{ atm}$$

Por tanto, la presión total es la suma de las anteriores

$$P = 3'98 + 1'55 = 5'53 \text{ atm}$$

b) Las presiones parciales de cada gas las calculamos en el paso anterior, siendo **1'55 atm para el hidrógeno y 3'98 para el nitrógeno.**

c) Pasamos los 70 grados centígrados a kelvin: $70 + 273 = 343 \text{ K}$.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \rightarrow \frac{5'53}{303} = \frac{P_2}{343} \rightarrow P_2 = 6'26 \text{ atm}$$

2. La reacción $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ se lleva a cabo a elevadas temperaturas. Se hacen reaccionar 500 mL de una disolución 1,5 M de KOH con 20 g de H_2SO_4 .

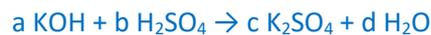
a) Ajusta la reacción

b) Calcula los moles de KOH y H_2SO_4 que reaccionarán

c) Calcula los gramos de K_2SO_4 y H_2O que se obtienen en la reacción

(Datos: masas atómicas (u.m.a.): $H = 1$; $O = 16$; $S = 32$, $K = 39$)

a) Ajustamos la reacción



$$\text{K: } a = 2c$$

$$\text{O: } a + 4b = 4c + d$$

$$\text{H: } a + 2b = 2d$$

$$\text{S: } b = c$$

Empezamos asignando $a = 1$ y vamos resolviendo ecuaciones:

- $a = 2c \rightarrow 1 = 2c \rightarrow c = 1/2$
- Como $c = 1/2$, en este punto multiplicamos por el denominador de c (2), las variables que tenemos, que son $a = 1$ y $c = 1/2$. Por tanto, actualizamos estos valores:
 - $a = 1 \times 2 = 2$
 - $c = 1/2 \times 2 = 1$
- Seguimos resolviendo ecuaciones
- $b = c \rightarrow b = 1$
- $a + 2b = 2d \rightarrow 2 + 2 \cdot 1 = 2d \rightarrow 2 + 2 = 2d \rightarrow 4 = 2d \rightarrow d = 4/2 \rightarrow d = 2$

Por tanto, la reacción ajustada es:



b) Para calcular los moles de KOH y H₂SO₄ que reaccionarán, solo hay que ver los coeficientes estequiométricos obtenidos en el apartado anterior, por lo que **reaccionan dos moles de hidróxido de potasio y un mol de ácido sulfúrico en la reacción ajustada.**

Con los datos que tenemos, hay 20 g de H₂SO₄, y calculamos la cantidad de KOH que hay, sabiendo que reaccionan 500 mL de una disolución 1,5 M de KOH.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de KOH}}{\text{litros de disolución}} \rightarrow 1'5 = \frac{\text{moles de KOH}}{0'5} \rightarrow \text{moles de KOH} = 1'5 \cdot 0'5 = \mathbf{0'75 \text{ moles de KOH}}$$

Ahora vemos los moles que tenemos de H₂SO₄.

$$\text{Masa molar H}_2\text{SO}_4 = 2 \times 1 + 32 + 4 \times 16 = 98 \text{ g/mol}$$

$$\begin{array}{l} 98 \text{ gramos} \text{ --- } 1 \text{ mol} \\ 20 \text{ gramos} \text{ --- } x \text{ moles} \end{array}$$

$$\text{Tenemos } x = \frac{20 \cdot 1}{98} = \mathbf{0'20 \text{ moles de ácido sulfúrico}}$$

Según la reacción: 2 moles KOH ---- 1 mol de H₂SO₄.

Vemos con cuánto reacciona la cantidad de KOH que tenemos: 0'75 moles KOH ---- x

$$x = \frac{0'75 \cdot 1}{2} = 0'375 \text{ moles de ácido sulfúrico reaccionarían, pero en realidad tenemos solo } 0'20, \text{ luego esto no es posible}$$

Según la reacción: 2 moles KOH ---- 1 mol de H₂SO₄

Vemos con cuánto reacciona la cantidad de H₂SO₄ que tenemos: x moles KOH ---- 0'20

$$x = \frac{0'20 \cdot 2}{1} = \mathbf{0'4 \text{ moles de KOH}}$$

Reaccionarán los 0'20 moles que tenemos de ácido sulfúrico con 0'4 moles de KOH, y como teníamos 0'75 moles de KOH, quedarán sin reaccionar 0'75-0'4 = 0'35 moles de KOH.

c) Para calcular los gramos de K₂SO₄ y H₂O que se obtienen en la reacción, hay que calcular sus masas molares y multiplicarlas por los moles que se obtienen según la reacción ajustada.

$$\text{Masa molar del sulfato potásico} = 2 \times 39 + 32 + 4 \times 16 = 174 \text{ gramos/mol}$$

$$\text{Masa molar del agua} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ gramos/mol}$$

Como se obtiene un mol de sulfato potásico, se obtendrán 174 gramos del mismo, y como se obtienen dos moles de agua, se obtendrán 2 x 18 = 36 gramos de agua.

$$\text{Calculo la masa molar del KOH} = 39 + 16 + 1 = 56 \text{ g/mol}$$

$$\text{En total reaccionan } 0'75 \times 56 = 42 \text{ gramos de KOH}$$