

1. Ajusta la siguiente ecuación química y responde las cuestiones que figuran a continuación. (Masas atómicas: H → 1; N → 14).



1 mol de nitrógeno reacciona con 3 moles de hidrógeno y producen 2 moles de amoníaco

- a) Calcula los moles de amoníaco que se obtendrán a partir de 2 moles de nitrógeno.

Como las cantidades son proporcionales a las de la ecuación ajustada se cumplirá que:

$$\frac{2 \text{ mol de NH}_3}{1 \text{ mol de N}_2} = \frac{x \text{ mol de NH}_3}{2 \text{ mol de N}_2}$$

Observa que, para que la relación de proporcionalidad sea correcta, los numeradores deben corresponder a la misma sustancia, igual que los denominadores

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
↑
Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 4 \text{ mol de NH}_3$$

Se producirán 4 moles de NH₃

- b) Calcula la masa de nitrógeno que se necesitará para obtener 3 moles de amoníaco.

Calculamos los moles de nitrógeno que se necesitarán para obtener 3 moles de amoníaco

$$\frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = \frac{x \text{ mol de N}_2}{3 \text{ mol de NH}_3}$$

$$x = 1,5 \text{ mol de N}_2$$

La masa molar del N₂ es 28 g (14 x 2)

$$1,5 \text{ mol} \cdot 28 \text{ g/mol} = 42 \text{ g}$$

Se necesitarán 42 g de N₂

- c) Determina el volumen de nitrógeno, medido en condiciones normales de presión y temperatura, que se necesitará para obtener 100 g de amoníaco.

Calculamos los moles de amoníaco que queremos obtener:

La masa molar del NH₃ es 17 g (14 + 3x1)

$$n = \frac{\text{Masa de sustancia}}{\text{Masa molar de dicha sustancia}}$$

$$n(\text{NH}_3) = \frac{100 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{NH}_3) = 5,88 \text{ mol}$$

Calculamos los moles de nitrógeno necesarios para obtener 5,88 moles de amoníaco. Como las cantidades son proporcionales a las de la ecuación ajustada se cumplirá que:

$$\frac{1 \text{ mol de N}_2}{2 \text{ mol de NH}_3} = \frac{x \text{ mol de N}_2}{5,88 \text{ mol de NH}_3}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
↑
Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

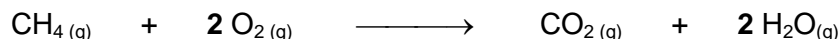
$$x = 2,94 \text{ mol de N}_2$$

En condiciones normales, un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L. 2,94 moles ocuparán:

$$2,94 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ L/mol} = 65,86 \text{ L}$$

Se necesitarán 65,86 L de N₂

2. Ajusta la siguiente ecuación química y responde las cuestiones que figuran a continuación. (Masas atómicas: H → 1; C → 12; O → 16).



1 mol de metano reacciona con 2 moles de oxígeno produciendo 1 mol de dióxido de carbono y 2 moles de agua

- a) Calcula el volumen de dióxido de carbono que se obtendrá a partir de 40 litros de metano.

Como puede verse en la ecuación ajustada, el número de moles de CO_2 obtenido será el mismo que el número de moles de CH_4 que reaccionan. De la ley de Avogadro se deduce que el mismo número de moles de distintos gases ocupará el mismo volumen si la presión y la temperatura no varían. Por tanto el volumen de CO_2 que se desprenderá será igual al volumen de metano que reaccione, es decir, 40 L.

Se producirán 40 L de CO_2

- b) ¿Qué volumen de oxígeno será necesario para que se quemen totalmente los 40 litros de metano?

Como puede verse en la ecuación ajustada, se requiere doble número de moles de O_2 que que de CH_4 y, teniendo en cuenta la ley de Avogadro, el volumen de O_2 que intervenga en la reacción será también el doble que el de CH_4 . Se requerirán, por tanto, 80 L de O_2 .

Se necesitarán 80 L de O_2

- c) Si mezclamos en una campana 20 litros de metano y otros 20 de oxígeno y los hacemos reaccionar, ¿sobrará de alguno de los reactivos? En caso afirmativo, ¿de cuál y qué volumen? Razona las respuestas.

Como hemos razonado en la cuestión anterior, se necesita un volumen doble de O_2 que de CH_4 , por lo que con los 20 L de O_2 sólo podrán reaccionar 10 L de CH_4 y, por lo tanto, **quedarán sin reaccionar (sobrarán) 10 L de CH_4** .

- d) Calcula el número de moléculas de dióxido de carbono que se obtendrán a partir de 40 g de metano.

Calculamos los moles de metano que reaccionan:

La masa molar del CH_4 es 16 g (12 + 4x1)

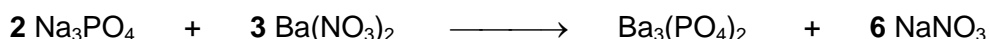
$$n = \frac{\text{Masa de sustancia}}{\text{Masa molar de dicha sustancia}} ; \quad n(\text{CH}_4) = \frac{40 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{CH}_4) = 2,5 \text{ mol}$$

En la ecuación ajustada vemos que el número de moles de CO_2 obtenido coincide con el número de moles de CH_4 que reaccionan. A partir de 2,5 moles de CH_4 se obtendrán 2,5 moles de CO_2 .

Como un mol de cualquier sustancia tiene el número de Avogadro ($6,02 \cdot 10^{23}$) de moléculas de esa sustancia, 2,5 moles tendrán **$2,5 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 ($1,51 \cdot 10^{24}$)**

3. Ajusta la siguiente ecuación química y responde las cuestiones que figuran a continuación.
(Masas atómicas: N → 14; O → 16; Na → 23; P → 31; Ba → 137,3).



2 moles de fosfato sódico reaccionan con 3 moles de nitrato bórico produciendo 1 mol de fosfato bórico y 6 moles de nitrato sódico

- a) ¿Cuántos moles de nitrato sódico se obtendrán a partir de 5 moles de nitrato de bario?

Como las cantidades son proporcionales a las de la ecuación ajustada se cumplirá que:

$$\frac{6 \text{ mol de NaNO}_3}{3 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2} = \frac{x \text{ mol de NaNO}_3}{5 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
↑ Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 10 \text{ moles de NaNO}_3$$

Se producirán 10 moles de NaNO₃

- b) ¿Cuántos gramos de nitrato bórico reaccionarán con 1 kg de fosfato sódico?

Calculamos los moles de fosfato sódico que reaccionan:

La masa molar del Na₃PO₄ es 164 g (23x3 + 31 + 16x4)

$$n = \frac{\text{Masa de sustancia}}{\text{Masa molar de dicha sustancia}} ; \quad n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = \frac{1.000 \text{ g}}{164 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 6,10 \text{ mol}$$

Calculamos los moles de nitrato bórico que reaccionarán con 6,10 moles de Na₃PO₄. Como las cantidades son proporcionales a las de la ecuación ajustada se cumplirá que:

$$\frac{3 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2}{2 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4} = \frac{x \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2}{6,10 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
↑ Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 9,15 \text{ mol de Ba}(\text{NO}_3)_2$$

La masa molar del Ba(NO₃)₂ es 261,3 g (137,3 + (14 + 16x3)x2)

$$9,15 \text{ mol} \cdot 261,3 \text{ g/mol} = 2.390,90 \text{ g de Ba}(\text{NO}_3)_2$$

Reaccionarán con 2.390,90 g de Ba(NO₃)₂

- c) ¿Cuántos gramos de fosfato de sodio serán necesarios si queremos obtener 340 gramos de nitrato de sodio?

Calculamos los moles de nitrato de sodio que queremos obtener:

La masa molar del NaNO₃ es 85 g (23 + 14 + 16x3)

$$n = \frac{\text{Masa de sustancia}}{\text{Masa molar de dicha sustancia}} ; \quad n(\text{NaNO}_3) = \frac{340 \text{ g}}{85 \text{ g/mol}}$$

$$n(\text{NaNO}_3) = 4 \text{ mol}$$

Calculamos los moles de fosfato de sodio que necesitamos para obtener 4 moles de nitrato de sodio. Como las cantidades son proporcionales a las de la ecuación ajustada se cumplirá que:

$$\frac{2 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4}{6 \text{ mol de NaNO}_3} = \frac{x \text{ g de Na}_3\text{PO}_4}{4 \text{ mol de NaNO}_3}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
↑ Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 1,33 \text{ mol de Na}_3\text{PO}_4$$

La masa molar del Na_3PO_4 es 164 g ($23 \times 3 + 31 + 16 \times 4$)

$$1,33 \text{ mol} \cdot 164 \text{ g/mol} = 218,12 \text{ g}$$

Serán necesarios 218,12 g de Na_3PO_4

3 moles de O_2 son los que aparecen en la ecuación ajustada, por lo que no es necesario hacer ningún cálculo; reaccionará 1 mol de alcohol y se desprenderán 3 moles de agua.

Como nos preguntan la masa de alcohol, la calculamos a partir de su masa molar:

La masa molar del C_2H_6O es 46 g ($12 \times 2 + 1 \times 6 + 16$)

$1 \text{ mol} \cdot 46 \text{ g/mol} = 46 \text{ g}$

Se quemarán 46 g de alcohol y se obtendrán 3 moles de agua

$$\frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{S}}{2 \text{ mol de NaOH}} = \frac{x \text{ g de Na}_2\text{S}}{5 \text{ mol de NaOH}}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 2,5 \text{ mol de Na}_2\text{S}$$

Calculamos la masa de sulfuro de sodio:

La masa molar del Na_2S es 78 g ($23 \times 2 + 32$)

$$2,5 \text{ mol} \cdot 78 \text{ g/mol} = 195 \text{ g}$$

Calculamos los moles de agua que se obtienen a partir de los 5 moles de hidróxido de sodio:

$$\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{2 \text{ mol de NaOH}} = \frac{x \text{ g de H}_2\text{O}}{5 \text{ mol de NaOH}}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 5 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Calculamos la masa de agua:

La masa molar del H_2O es 18 g ($1 \times 2 + 16$)

$$5 \text{ mol} \cdot 18 \text{ g/mol} = 90 \text{ g}$$

$$x = 90 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Se obtendrán 195 g de Na_2S y 90 g de H_2O

d) En la cuestión anterior, ¿qué reactivo sobraré y en qué cantidad? (exprésala en gramos y en moles).

Ya hemos visto en la cuestión anterior que el reactivo que está en exceso es el ácido sulfhídrico.

Calculamos los moles de ácido sulfhídrico que reaccionarán con 5 moles (200 g) de hidróxido de sodio.

$$\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{S}}{2 \text{ mol de NaOH}} = \frac{x \text{ mol de H}_2\text{S}}{5 \text{ mol de NaOH}}$$

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 2,5 \text{ moles de H}_2\text{S}$$

Calculamos la masa de H_2S que reaccionará:

La masa molar del H_2S es 34 g ($1 \times 2 + 32$)

$$2,5 \text{ mol} \cdot 34 \text{ g/mol} = 85 \text{ g}$$

Puesto que sólo reaccionan 85 g de H_2S , el resto hasta 200 g quedará sin reaccionar.

Sobrarán 115 g o 2,5 moles de H_2S