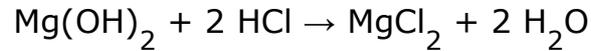


Ejercicios resueltos

Reflexiona

Sea la reacción:



Si partimos de 25 g de Mg(OH)_2 , calcula:

- Los moles de HCl que reaccionarán.
- La masa de MgCl_2 que se puede obtener.
- Las moléculas de agua que se formarán.

Datos. Masas atómicas: Mg = 24,3 u; O = 16 u; H = 1 u; Cl = 35,5 u.

a)

$$\text{moles HCl} = 25 \text{ g Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ g Mg(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} = 0,857 \text{ mol}$$

b)

$$\text{masa MgCl}_2 = 25 \text{ g Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ g Mg(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{95,2 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mol MgCl}_2} = 41,2 \text{ g}$$

c)

$$\text{moléculas H}_2\text{O} = 25 \text{ g Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ g Mg(OH)}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,07 \cdot 10^{23}$$

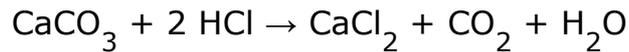
Reflexiona

Al añadir ácido clorhídrico al carbonato calcio se forma cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua:



- Ajusta la ecuación química.
- ¿Qué masa de carbonato de calcio reaccionará con 2 litros de ácido clorhídrico 3 M?
- ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido a 20°C y 1atm de presión?

a) Para ajustar la ecuación química bastará con poner un "2" delante de HCl:



b)

$$\text{masa CaCO}_3 = 2 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3}$$

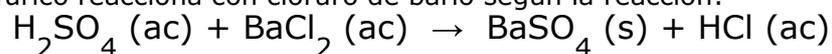
c) Hallamos los moles de CO₂ y utilizamos la ecuación de los gases ideales para calcular el volumen:

$$\text{moles CO}_2 = 2 \text{ L HCl(aq)} \cdot \frac{3 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl(aq)}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 3 \text{ mol}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{3 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (20+273)\text{K}}{1 \text{ atm}} =$$

Reflexiona

El ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario según la reacción:



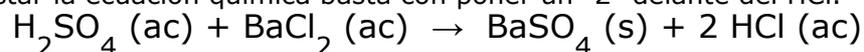
Ajusta la reacción y calcula:

a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico, de densidad 1'84 g/mL y 96 % en peso de riqueza, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.

b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Datos. Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Ba = 137'4; Cl = 35'5.

Para ajustar la ecuación química basta con poner un "2" delante del HCl.



a)

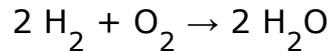
$$V = 21,6 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{208,4 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

b)

$$\text{masa BaSO}_4 = 21,6 \text{ g BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BaCl}_2}{208,4 \text{ g BaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaCl}_2} \cdot \frac{233,4 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4}$$

Reflexiona

La reacción de formación del agua a partir de sus elementos es:



Si partimos de 20 g de hidrógeno y 60 g de oxígeno, halla:

- El reactivo que está en exceso y lo que queda sin reaccionar del mismo.
- El volumen que ocupa el agua formada si se encuentra a 120°C y 1 atm de presión.

Datos. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: $\text{H} = 1 \text{ u}$; $\text{O} = 16 \text{ u}$.

a) Vamos a comparar la proporción estequiométrica entre los reactivos, con la proporción que se obtiene con los datos del problema.

Cada 2 moles de H_2 (4 g) reaccionan con 1 mol de O_2 (32 g), luego la proporción estequiométrica entre las masas de oxígeno e hidrógeno es $32/4 = 8$:

$$\frac{\text{masa oxígeno que reaccionan}}{\text{moles hidrógeno que reaccionan}} = \frac{32 \text{ g}}{4 \text{ g}} = 8$$

La proporción entre las masas que nos dan en el problema es:

$$\frac{\text{masa oxígeno que reaccionan}}{\text{moles hidrógeno que reaccionan}} = \frac{60 \text{ g}}{20 \text{ g}} = 3$$

Como esta proporción es menor que la estequiométrica, el reactivo que va en el denominador, el hidrógeno, tiene que estar en exceso. Es decir, hay más hidrógeno del necesario, y por eso la división da como resultado una cantidad menor que la estequiométrica.

El reactivo limitante será, por tanto, el oxígeno. Vamos a calcular la masa de hidrógeno que reacciona con 60 g de oxígeno:

$$\text{masa H}_2 = 60 \text{ g O}_2 \cdot \frac{4 \text{ g H}_2}{32 \text{ g O}_2} = 7,5 \text{ g}$$

Si reaccionan 7,5 g de hidrógeno, hay en exceso $20 \text{ g} - 7,5 \text{ g} = 12,5 \text{ g}$.

b) Vamos a hallar el número de moles de agua que se forma, y a aplicar la ecuación de los gases ideales:

$$\begin{aligned} \text{moles H}_2\text{O} &= 60 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 3,75 \text{ mol} \\ V &= \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{3,75 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot (120+273)\text{K}}{1 \text{ atm}} \end{aligned}$$

Reflexiona

Calcula:

- La masa de PbSO_4 que se obtiene.
- El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esa reacción.

Masas atómicas: Pb = 207 u; S = 32 u.

a) La ecuación química está ajustada:

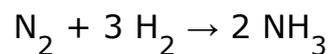
$$\text{masa PbSO}_4 = 5 \text{ g galena} \cdot \frac{85 \text{ g PbS}}{100 \text{ g galena}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{239 \text{ g PbS}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbSO}_4}{1 \text{ mol PbS}} \cdot \frac{303 \text{ g PbSO}_4}{1 \text{ mol PbSO}_4}$$

b)

$$V \text{ disol.} = 5 \text{ g galena} \cdot \frac{85 \text{ g PbS}}{100 \text{ g galena}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{239 \text{ g PbS}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol PbS}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,5 \text{ mol}}$$

Reflexiona

La reacción de síntesis del amoníaco es:



Calcula el rendimiento de la reacción si para obtener 3 moles de amoníaco hemos necesitamos 1,7 moles de nitrógeno.

A partir de 1,7 moles de nitrógeno se tenían que haber obtenido $2 \times 1,7 = 3,4$ mol de amoníaco si el rendimiento hubiera sido del 100%:

$$\text{moles NH}_3 = 1,7 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol N}_2} = 3,4 \text{ mol}$$

Como sólo hemos obtenido 3 moles, el rendimiento será inferior al 100%:

$$\text{rendimiento} = \frac{\text{cantidad obtenida}}{\text{cantidad máxima que podríamos haber obtenido}} \cdot 100 =$$