

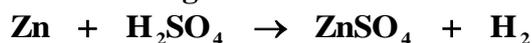
QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

- Junio, Ejercicio 5, Opción A
- Junio, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 3, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 2, Opción B

emestrada

El cinc reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción:



Calcule: a) la masa de ZnSO_4 obtenida a partir de 10 g de Zn y 100 mL de H_2SO_4 de concentración 2 M

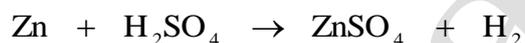
b) El volumen de H_2 desprendido, medido a 25°C y a 1 atm, cuando reaccionan 20 g de Zn con H_2SO_4 en exceso.

Datos: Masas atómicas: Zn = 65'4 ; S = 32 ; O = 16 ; H = 1 ; R = 0'082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

QUÍMICA. 2016. JUNIO EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) Lo primero que hacemos es comprobar que la reacción está ajustada.



Calculamos los moles de cada reactivo, para ver cuál es el reactivo limitante

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} = 0'153 \text{ moles Zn}$$

$$0'1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4} = 0'2 \text{ moles H}_2\text{SO}_4$$

Dado que la reacción es mol a mol, el reactivo limitante es el cinc, por lo tanto:

$$0'153 \text{ moles Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol ZnSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{161'4 \text{ g ZnSO}_4}{1 \text{ mol ZnSO}_4} = 24'69 \text{ g ZnSO}_4$$

b)

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65'4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0'305 \text{ moles H}_2$$

Calculamos el volumen

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1 \cdot V = 0'305 \cdot 0'082 \cdot 298 \Rightarrow V = 7'45 \text{ L de H}_2$$

Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una densidad de 1'05 g/mL, a 20 °C, y contiene 147 g de ese ácido en 1500 mL de disolución. Calcule:

a) La fracción molar de soluto y de disolvente de la disolución.

b) ¿Qué volumen de la disolución anterior hay que tomar para preparar 500 mL de disolución 0'5 M del citado ácido?

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

QUÍMICA. 2016. JUNIO. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) d = \frac{m}{v} \Rightarrow m = d \cdot v = 1'05 \cdot 1500 = 1575 \text{ gr de disolución.}$$

La disolución está formada por 147 gr de ácido sulfúrico y 1428 gr de disolvente.

$$X_{\text{Soluto}} = \frac{\frac{147}{98}}{\frac{147}{98} + \frac{1428}{18}} = \frac{1'5}{80'83} = 0'018$$

$$X_{\text{Disolvente}} = \frac{\frac{1428}{18}}{\frac{147}{98} + \frac{1428}{18}} = \frac{79'33}{80'83} = 0'982$$

$$b) M = \frac{n}{v} \Rightarrow n = M \cdot v = 0'5 \cdot 0'5 = 0'25 \text{ moles}$$

$$0'25 \text{ moles} \cdot \frac{1500 \text{ mL}}{\frac{147}{98} \text{ moles H}_2\text{SO}_4} = 250 \text{ mL}$$

- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?
b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?
Datos: Masas atómicas C = 12 ; Na = 23 ; Al = 27 ; Cl = 35'5.
QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1 \text{ átomo Na} \cdot \frac{23 \text{ g Na}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}} = 3'81 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$\text{b) } 0'5 \text{ g Al} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al}}{27 \text{ g de Al}} = 1'11 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Al}$$

$$\text{c) } 0'5 \text{ g CCl}_4 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec CCl}_4}{154 \text{ g CCl}_4} = 1'95 \cdot 10^{21} \text{ moléculas CCl}_4$$

Una disolución acuosa de HNO_3 15 M tiene una densidad de 1,40 g/mL. Calcule:

- a) La concentración de dicha disolución en tanto por ciento en masa de HNO_3 .
b) El volumen de la misma que debe tomarse para preparar 1 L de disolución de HNO_3 0,5 M.

Datos: Masas atómicas N = 14; O = 16; H = 1 .

QUÍMICA. 2016. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$100 \text{ g disolución} \cdot \frac{15 \cdot 63 \text{ g de HNO}_3}{1400 \text{ g de disolución}} = 67'5 \%$$

b) Sabiendo que el número de moles que habrá en la disolución que se quiere preparar es el número de moles de soluto que se necesitan tomar de la disolución original:

$$V = \frac{1 \cdot 0'5}{15} = 0'033 \text{ L}$$

Razone si en 5 litros de hidrógeno (H_2) y en 5 litros de oxígeno (O_2), ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

a) El mismo número de moles.

b) Igual número de átomos.

c) Idéntica cantidad de gramos.

Datos: Masa atómica $O = 16$; $H = 1$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 2. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Vamos a calcular los moles de cada gas.

$$n_{H_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{5 \cdot P}{RT}$$
$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{5 \cdot P}{RT}$$

Luego, hay el mismo número de moles en los dos.

b) Calculamos los átomos:

$$\text{átomos } (H_2) = 2 \cdot \text{moléculas } (H_2) = 2 \cdot \frac{5 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$
$$\text{átomos } (O_2) = 2 \cdot \text{moléculas } (O_2) = 2 \cdot \frac{5 \cdot P}{RT} \cdot 6'023 \cdot 10^{23}$$

Luego, hay el mismo número de átomos en los dos.

c) Calculamos los gramos:

$$n_{H_2} = \frac{g}{Pm} = \frac{PV}{RT} \Rightarrow g = \frac{5 \cdot P \cdot Pm}{RT} = \frac{5 \cdot P \cdot 2}{RT} = \frac{10 \cdot P}{RT}$$
$$n_{O_2} = \frac{g}{Pm} = \frac{PV}{RT} \Rightarrow g = \frac{5 \cdot P \cdot Pm}{RT} = \frac{5 \cdot P \cdot 32}{RT} = \frac{160 \cdot P}{RT}$$

Luego, hay más gramos en el O_2 .

En un matraz cerrado de 5 L hay 42 g de N_2 a $27^\circ C$.

a) Determine la presión en el interior del matraz.

b) Se deja salir nitrógeno hasta que la presión interior sea de 1 atm. Calcule cuántos gramos de N_2 han salido del matraz.

c) ¿A qué temperatura deberíamos poner el recipiente para recuperar la presión inicial?

Dato: Masa atómica $N = 14$. $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

RESOLUCIÓN

a)

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{42}{28} \cdot 0'082 \cdot 300}{5} = 7'38 \text{ atm}$$

b) Calculamos los gramos que hay cuando la presión es 1 atm

$$P = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{x}{28} \cdot 0'082 \cdot 300}{5} = 1 \Rightarrow x = 5'69 \text{ g}$$

Luego, han salido: $42 - 5'69 = 36'31 \text{ g}$

$$c) P = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{5'69}{28} \cdot 0'082 \cdot T}{5} = 7'38 \Rightarrow T = 2.214'4 \text{ K}$$

Reaccionan 230 g de carbonato de calcio con una riqueza del 87% en masa con 178 g de dicloro según:



Los gases formados se recogen en un recipiente de 20 L a 10°C. En estas condiciones, la presión parcial del OCl₂ es 1,16 atm. Calcule:

- a) El reactivo limitante y el rendimiento de la reacción.
 b) La molaridad de la disolución de CaCl₂ que se obtiene cuando a todo el cloruro de calcio producido se añade agua hasta un volumen de 800 mL.

Datos: Masas atómicas C = 12; O = 16; Cl = 35'5; Ca = 40. R = 0'082 atm · L · mol⁻¹ · K⁻¹.

QUÍMICA. 2016. RESERVA 3. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

- a) El reactivo limitante es el cloro. Por la estequiometría de la reacción, vemos que:

$$178 \text{ g de Cl}_2 \cdot \frac{87 \text{ g OCl}_2}{2 \cdot 71 \text{ g Cl}_2} = 109'05 \text{ g OCl}_2$$

Sin embargo, la cantidad de OCl₂ obtenida es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow 1'16 \cdot 20 = \frac{\text{g}}{87} \cdot 0'082 \cdot 283 \Rightarrow 86'97 \text{ g}$$

Luego, el rendimiento de la reacción es:

$$\frac{86'97 \text{ g OCl}_2}{109'05 \text{ g OCl}_2} \cdot 100 = 79'75 \%$$

- b)

$$86'97 \text{ g OCl}_2 \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{87 \text{ g OCl}_2} = 110'96 \text{ g CaCl}_2$$

Calculamos la molaridad de la disolución:

$$M = \frac{110'96}{0'8} = 1'25 \text{ M}$$

Tenemos en un recipiente 100 g de metionina ($C_5H_{11}NO_2S$) y en otro recipiente 100 g de arginina ($C_6H_{14}N_4O_2$). Calcule cuál tiene mayor número de:

a) Moles.

b) Masa de nitrógeno.

c) Átomos.

Masas atómicas: C = 12 ; H = 1 ; N = 14 ; O = 16 ; S = 32.

QUÍMICA. 2016. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) 100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_5H_{11}NO_2S}{149 \text{ g}} = 0'671 \text{ moles de metionina}$$

$$100 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_6H_{14}N_4O_2}{174 \text{ g}} = 0'574 \text{ moles de arginina}$$

$$b) 100 \text{ g} \cdot \frac{14 \text{ g de nitrógeno}}{149 \text{ g de } C_5H_{11}NO_2S} = 9'395 \text{ g de nitrógeno}$$

$$100 \text{ g} \cdot \frac{56 \text{ g de nitrógeno}}{174 \text{ g de } C_6H_{14}N_4O_2} = 32'183 \text{ g de nitrógeno}$$

$$c) 0'671 \text{ moles} \cdot \frac{20 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } C_5H_{11}NO_2S} = 8'08 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$0'574 \text{ moles} \cdot \frac{26 \cdot 6'023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de } C_6H_{14}N_4O_2} = 8'98 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$