

QUÍMICA

TEMA 1: LA TRANSFORMACIÓN QUÍMICA

- Junio, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción A
- Reserva 1, Ejercicio 5, Opción B
- Reserva 2, Ejercicio 4, Opción A
- Reserva 3, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 2, Opción B
- Reserva 4, Ejercicio 5, Opción B
- Septiembre, Ejercicio 6, Opción A
- Septiembre, Ejercicio 2, Opción B

Un tubo de ensayo contiene 25 mL de agua. Calcule:

a) El número de moles de agua.

b) El número total de átomos de hidrógeno.

c) La masa en gramos de una molécula de agua.

Datos: Densidad del agua: 1 g/mL. Masas atómicas: O = 16 ; H = 1.

QUÍMICA. 2010. JUNIO. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

$$a) 25 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 1'38 \text{ moles H}_2\text{O}$$

$$b) 1'38 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molec H}_2\text{O}} = 1'66 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

$$c) 1 \text{ molec H}_2\text{O} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec H}_2\text{O}} = 2'98 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

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

a) Escriba la reacción y calcule la cantidad en kilogramos de carbonato de calcio que reaccionará con 20 L de ácido clorhídrico 3 M.

b) ¿Qué volumen ocupará el dióxido de carbono obtenido, medido a 20 °C y 1 atmósfera?

Datos: $R = 0'082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$. Masas atómicas: C = 12 ; O = 16 ; Ca = 40 .

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a)



$$20 \text{ L disol HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{100 \text{ gr}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ Kg}}{1000 \text{ gr}} = 3 \text{ Kg}$$

b) Calculamos los moles de CO_2 que se obtienen:

$$20 \text{ L disol HCl} \cdot \frac{3 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ moles HCl}} = 30 \text{ moles CO}_2$$

Aplicando la ecuación de los gases ideales, tenemos:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{30 \cdot 0'082 \cdot 293}{1} = 720'78 \text{ L}$$

Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1'18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc. Calcule:

a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

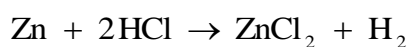
b) El porcentaje de cinc en la muestra.

Masas atómicas: H = 1 ; Cl = 35'5 ; Zn = 65'4.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 1. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



a)

$$M = \frac{\frac{\text{gr}}{\text{Pm}}}{\text{V}} = \frac{\frac{1180 \cdot 0'37}{36'5}}{1} = 11'96$$

Otra forma:

$$\frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1.180 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 11'96 \text{ M}$$

b) Calculamos los gramos de Zn que han reaccionado:

$$0'126 \text{ L disolución} \cdot \frac{11'96 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ moles HCl}} \cdot \frac{65'4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 49'27 \text{ g Zn puros}$$

Calculamos el % de cinc en la muestra:

$$\% \text{ de Zn en la muestra} = \frac{49'27 \text{ gr Zn}}{50 \text{ gr muestra}} \cdot 100 = 98'5 \%$$

Un litro de H_2S se encuentra en condiciones normales. Calcule:

a) El número de moles que contiene.

b) El número de átomos presentes.

c) La masa de una molécula de sulfuro de hidrógeno, expresada en gramos.

Masas atómicas: $\text{H} = 1$; $\text{S} = 32$.

QUÍMICA. 2010. RESERVA 2. EJERCICIO 4. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

$$\text{a) } 1\text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22'4 \text{ L}} = 0'044 \text{ moles}$$

$$\text{b) } 0'044 \text{ moles} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 8'06 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

$$\text{c) } 1 \text{ molécula} \cdot \frac{34 \text{ gr}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 5'64 \cdot 10^{-23} \text{ gr}$$

Se tienen las siguientes cantidades de tres sustancias gaseosas: $3'01 \cdot 10^{23}$ moléculas de C_4H_{10} , 21 g de CO y 1 mol de N_2 . Razonando la respuesta:

a) Ordénalas en orden creciente de su masa.

b) ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?

c) ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

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

QUÍMICA. 2010. RESERVA 3. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) Calculamos la masa de cada sustancia.

$$3'01 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10}} \cdot \frac{58 \text{ g } C_4H_{10}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 28'98 \text{ g } C_4H_{10}$$

$$1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 28 \text{ g } N_2$$

Por lo tanto: $21 \text{ g CO} < 28 \text{ g } N_2 < 28'98 \text{ g } C_4H_{10}$

b) Según la ley de Avogadro, ocupará más volumen en las mismas condiciones aquel que tenga más moles.

$$3'01 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10}} = 0'5 \text{ moles } C_4H_{10}$$

$$21 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} = 0'75 \text{ moles CO}$$

Por lo tanto, ocupará mayor volumen el nitrógeno.

c) A partir del número de moléculas de cada uno:

$$3'01 \cdot 10^{23} \text{ molec } C_4H_{10} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molec } C_4H_{10}} = 4'21 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$21 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28 \text{ g CO}} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molec CO}} = 9'03 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ molec } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molec } N_2} = 1'2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Por tanto, tiene más átomos el recipiente que contiene butano.

Se tiene una mezcla de 10 g de hidrógeno y 40 g de oxígeno.

a) ¿Cuántos moles de hidrógeno y de oxígeno contiene la mezcla?

b) ¿Cuántas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases?

c) ¿Cuántos átomos del reactivo en exceso quedan?

Masas atómicas: H = 1 ; O = 16

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a)

$$10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 5 \text{ moles H}_2 \quad ; \quad 40 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 1'25 \text{ moles O}_2$$

b) El oxígeno y el hidrógeno reaccionan según: $\text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Como hay más del doble número de moles de hidrógeno que de oxígeno, éste último será el reactivo limitante, luego:

$$1'25 \text{ moles O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{0'5 \text{ moles O}_2} = 2'5 \text{ moles H}_2\text{O}$$

Que equivalen a: $2'5 \text{ moles H}_2\text{O} \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1'50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$

c) Como se han formado 2,5 moles de agua, se han consumido 2,5 moles de hidrógeno, por lo que el exceso será de 2,5 moles de hidrógeno, que equivalen a:

$$2'5 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{6'023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula H}_2} = 3'01 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

Se mezclan 200 g de hidróxido de sodio y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1'2 g/mL. Calcule:

- a) La molaridad de la disolución y la concentración de la misma en tanto por ciento en masa.
b) El volumen de disolución acuosa de ácido sulfúrico 2 M que se necesita para neutralizar 20 mL de la disolución anterior.

Masas atómicas: Na = 23 ; O = 16 ; H = 1

QUÍMICA. 2010. RESERVA 4. EJERCICIO 5. OPCIÓN B

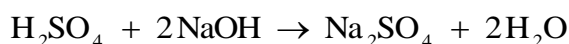
R E S O L U C I Ó N

a)

$$\frac{200 \text{ g soluto}}{1200 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 16'66\%$$

$$M = \frac{\frac{\text{gr}}{\text{Pm}}}{V} = \frac{\frac{200}{40}}{1} = 5$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción que tiene lugar:



Calculamos los moles que hay en 20 mL de disolución: Moles = $M \cdot V = 5 \cdot 0'02 = 0'1$ mol

Por la estequiometría de la reacción vemos que 1 mol de H_2SO_4 neutralizan con 2 moles de NaOH, luego, para neutralizar 0'1 mol NaOH necesitamos 0'05 moles de H_2SO_4 .

$$V = \frac{\text{moles}}{M} = \frac{0'05}{2} = 0'025 \text{ L} = 25 \text{ mL de } \text{H}_2\text{SO}_4$$

El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcule:

a) La masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0'5 M y de 100 mL de disolución de cloruro de sodio 0'4 M.

b) Los gramos de reactivo en exceso.

Dato: Masas atómicas: O = 16; Na = 23; N = 14; Cl = 35,5; Ag = 108.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 6. OPCIÓN A

R E S O L U C I Ó N

a) La ecuación correspondiente a la reacción es: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$, en la que la estequiometría indica que 1 mol de NaCl reacciona con un mol de AgNO_3 . Luego, por encontrarse ambas sales totalmente ionizadas en disolución, calculando los moles de NaCl y AgNO_3 en sus respectivas disoluciones, puede conocerse si la reacción es completa o hay algún reactivo en exceso. Los moles de cada una de las sales son:

$$\text{moles de NaCl} = 0'4 \cdot 0'1 = 0'04$$

$$\text{moles de AgNO}_3 = 0'5 \cdot 0'1 = 0'05$$

Por ser el reactivo limitante, el que se encuentra por defecto, el NaCl, los moles de AgCl que se forman son 0,04 moles, sobrando 0,01 moles de AgNO_3 .

Multiplicando los moles de AgCl obtenidos por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen los gramos de cloruro de plata:

$$0'04 \text{ moles de AgCl} \cdot \frac{143'5 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 5'74 \text{ g AgCl}$$

b) Del mismo modo, multiplicando los moles de AgNO_3 sobrantes por el factor de conversión gramos-mol, se obtienen los gramos de AgNO_3 :

$$0'01 \text{ moles de AgNO}_3 \cdot \frac{170 \text{ g AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 1'7 \text{ g AgNO}_3$$

Expresar en moles las siguientes cantidades de dióxido de carbono:

a) 11,2 L, medidos en condiciones normales.

b) $6,023 \cdot 10^{22}$ moléculas.

c) 25 L medidos a 27°C y 2 atmósferas.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$.

QUÍMICA. 2010. SEPTIEMBRE. EJERCICIO 2. OPCIÓN B

R E S O L U C I Ó N

a) 1 mol de cualquier gas ocupa 22,4 L en condiciones normales, luego:

$$11,2 \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} = 0,5 \text{ moles}$$

b) 1 mol de cualquier gas contiene el número de Avogadro de moléculas, luego:

$$6,023 \cdot 10^{22} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = 0,1 \text{ moles}$$

c)

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 25}{0,082 \cdot 300} = 2,032 \text{ moles}$$