

Reacciones Químicas

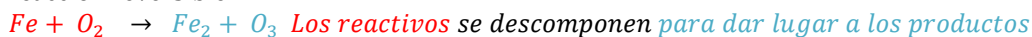
Contenido

1	REACCIONES QUÍMICAS	2
2	AJUSTE DE UNA ECUACIÓN QUÍMICA.....	2
3	SIGNIFICADO CUANTITATIVO DE UN ECUACIÓN QUÍMICA.....	6
4	TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS.....	6
5	ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS	6
5.1	CÁLCULOS DE LA RELACIÓN MASA-MASA	6
5.2	CÁLCULO CON RELACIÓN VOLUMEN-VOLUMEN	10
5.3	CÁLCULO CON REACTIVOS LIMITANTES.....	15

1 Reacciones químicas

Se le llama reacción química al proceso mediante el cual una o más sustancias químicas denominadas "reactivos" se transforman y dan origen a otras "productos". Además de una reorganización de átomos y moléculas, en las reacciones químicas se produce un intercambio de energía

Las reacciones químicas se suelen expresar a través de ecuaciones, donde a la izquierda se indican los reactivos y a la derecha los productos, vinculando ambas partes con una flecha hacia la derecha si la reacción no es reversible o una flecha de ida y vuelta si se trata de una reacción reversible.

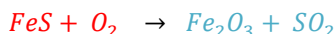


Esta ecuación química no está ajustada

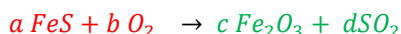
2 Ajuste de una ecuación química

Ajustar o balanceo de una reacción química consiste en encontrar los coeficientes estequiométricos de cada una de las sustancias que intervienen en la reacción para que se cumpla que el número de átomos de los elementos (reactivos) sean los mismos que el de los productos.

Método aritmético



El método consiste en poner letras delante de cada molécula y analizar cada producto por separado, de forma que tengamos el mismo número de moléculas de cada elemento de los reactivos y de los productos



$$\text{Fe} \rightarrow a = 2c; 1 \text{ átomo de Fe} * a = a, \text{ obtenemos 2 átomos de Fe} * c = 2c$$

$$\text{S} \rightarrow a = d; 1 \text{ átomo de S} * a = a, \text{ obtenemos 1 átomo de S} * c = c$$

$$\text{O} \rightarrow 2b = 3c + 2d; 2 \text{ átomos de O} * a = 2a,$$

$$\text{obtenemos } (3 \text{ átomos de O} * c = 3c) + 2 \text{ átomos de O} * d = 3c + 2d;$$

Damos valor a una de las variables (la que más simplifique las ecuaciones) ejemplo:

$$c = 1; \text{ si } c = 1 \text{ sustituimos en la 1ª ecuación } a = 2c \Rightarrow a = 2;$$

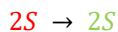
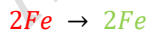
$$\text{Sustituimos en la 2ª ecuación } a = d; \text{ si } a = 2 \Rightarrow d = 2$$

$$\text{Sustituimos en la 3ª ecuación } 2b = 3c + 2d; 2b = 3 * 1 + 2 * 2; 2b = 7; b = 7/2$$

Sustituyo en la ecuación las letras por su valor y tendré la ecuación ajustada



Compruebo:



$$\frac{7}{2} * 20 \rightarrow 30 + 2 * 20; 70 \rightarrow 70;$$

$$2 \text{ S} \rightarrow a = d; 1 \text{ átomo de S} * a = a, \text{ obtenemos 1 átomo de S} * c = c$$

$$\text{O} \rightarrow 2b = 3c + 2d; 2 \text{ átomos de O} * a = 2a,$$

1. Ejercicio

Balancear o ajustar la siguiente reacción química

Carburo De Calcio + Agua = Hidróxido De Calcio + Acetileno



Solucion:



$$\text{Ca} \rightarrow a = c \quad 1^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{C} \rightarrow 2a = 2d \quad 2^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{H} \rightarrow 2b = 2c + 2d \quad 3^\circ \text{ ecuación}$$

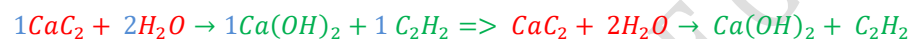
$$\text{O} \rightarrow b = 2c \quad 4^\circ \text{ ecuación}$$

Damos valor a $c = 1$; en la 1ª ecuación para $c = 1 \Rightarrow a = 1$;

En la 2ª ecuación para $a = 1 \Rightarrow d = 1$;

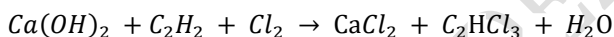
En la 4ª ecuación para $c = 1 \Rightarrow b = 2$;

Sustituimos en la igualdad $a\text{CaC}_2 + b\text{H}_2\text{O} \rightarrow c\text{Ca(OH)}_2 + d\text{C}_2\text{H}_2 \Rightarrow$

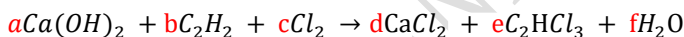


2. Ejercicio

Balancear o ajustar la siguiente reacción química



Solucion:



$$\text{Ca} \rightarrow a = d \quad 1^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{O} \rightarrow 2a = f \quad 2^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{H} \rightarrow 2a + 2b = e + 2f \quad 3^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{C} \rightarrow 2b = 2e \quad 4^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{Cl} \rightarrow 2c = 2d + 3e \quad 5^\circ \text{ ecuación}$$

Damos valor $a = 1$; ecuación 1ª $d = 1$; ecuación 2ª $f = 2$; En la ecuación 4ª $b = e$;

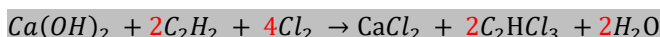
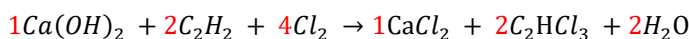
Ecuación 3ª ($2a + 2b = e + 2f$) Sustituimos $2 \cdot 1 + 2b = e + 2 \cdot 2$; $2 + 2b = e + 4$

$$2 + 2b = e + 4; \quad 2b = e + 2;$$

$$\text{Igualo con la ecuación 4ª} \begin{cases} 2b = e + 2; \\ 2b = 2e \end{cases} \quad e + 2 = 2e; \quad e = 2;$$

$$\text{Para } e = 2 \text{ sustituyo } 2b = 2e \Rightarrow 2b = 2 \cdot 2; b = \frac{4}{2} = 2; \quad b = 2;$$

Sustituimos en la 5ª ecuación $2c = 2d + 3e \Rightarrow 2c = 2 \cdot 1 + 3 \cdot 2$; $2c = 8$; $c = 4$;

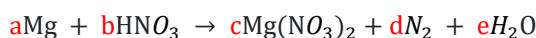


3. Ejercicio

Balancear o ajustar la siguiente reacción química



Solucion:



$$\text{Mg} \rightarrow a = c \quad 1^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{H} \rightarrow b = 2e \quad 2^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{N} \rightarrow b = 2c + 2d \quad 3^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{O} \rightarrow 3b = 6c + e \quad 4^\circ \text{ ecuación}$$

Damos valor $a = 1$; ecuación $1^\circ c = 1$; ecuación $2^\circ b = 2e$;

Sustituyo en la 3° ecuación $b = 2c + 2d$; $2e = 2c + 2d$;

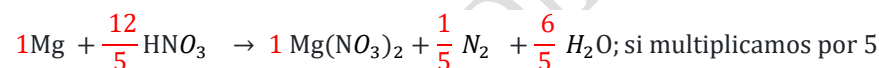
Sustituyo en la 4° ecuación $3b = 6c + e$; $3(2e) = 6 * 1 + e$; $6e = 6 + e$; $e = \frac{6}{5}$;

Sustituyo en la 2° ecuación $b = 2e$; $b = 2 * \frac{6}{5}$; $b = \frac{12}{5}$;

Sustituyo en la 3° ecuación $b = 2c + 2d$; $\frac{12}{5} = 2 * 1 + 2d$; $2d = \frac{12}{5} - 2$;

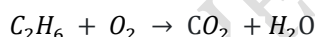
$$2d = \frac{12 - 10}{5} = \frac{2}{5}; d = \frac{1}{5};$$

$a\text{Mg} + b\text{HNO}_3 \rightarrow c\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + d\text{N}_2 + e\text{H}_2\text{O}$; sustituir los valores



4. Ejercicio

Balancear o ajustar la siguiente reacción química



Solucion:



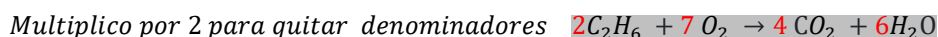
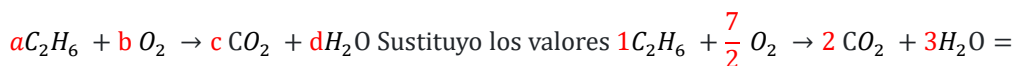
$$\text{C} \rightarrow 2a = c \quad 1^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{H} \rightarrow 6a = 2d \quad 2^\circ \text{ ecuación}$$

$$\text{O} \rightarrow 2b = 2c + d \quad 3^\circ \text{ ecuación}$$

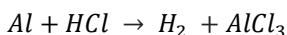
Damos valor $a = 1$; ecuación $1^\circ c = 2$; ecuación $2^\circ d = 3$; ecuación $3^\circ 2b = 2 * 2 + 3$;

$$2b = 7; b = \frac{7}{2};$$

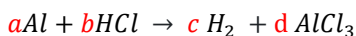


5. Ejercicio

Balancear o ajustar la siguiente reacción química



Solución:



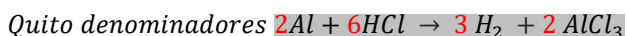
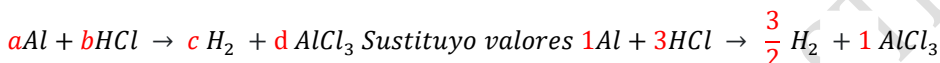
$$\text{Al} \rightarrow a = d \quad 1^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{H} \rightarrow b = 2c; \quad 2^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{Cl} \rightarrow b = 3d \quad 3^\circ \text{ecuación}$$

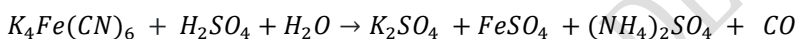
$$\text{Damos valor } a = 1; \text{ecuación } 1^\circ d = 1; \text{ecuación } 3^\circ b = 3d, \quad b = 3;$$

$$\text{ecuación } 2^\circ b = 2c, c = \frac{b}{2}, c = \frac{3}{2};$$

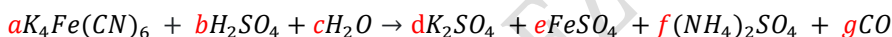


6. Ejercicio

Balancear o ajustar la siguiente reacción química



Solucion



$$\text{K} \rightarrow 4a = 2d \quad 1^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{Fe} \rightarrow a = e; \quad 2^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{C} \rightarrow 6a = g \quad 3^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{N} \rightarrow 6a = 2f \quad 4^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{H} \rightarrow 2b + 2c = 8f; \quad 5^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{S} \rightarrow b = d + e + f \quad 6^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{O} \rightarrow 4b + c = 4d + 4e + 4f + g; \quad 7^\circ \text{ecuación}$$

$$\text{Damos valor } a = 1; \text{ecuación } 1^\circ d = 2; \text{ecuación } 2^\circ e = 1; \text{ecuación } 3^\circ g = 6;$$

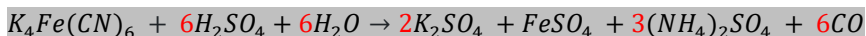
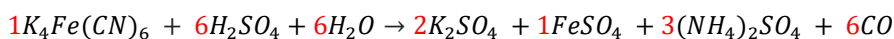
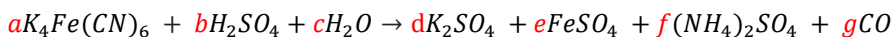
$$\text{ecuación } 4^\circ f = 3;$$

$$\text{ecuación } 5^\circ 2b + 2c = 8f, \quad 2b + 2c = 8 * 3, \quad 2b + 2c = 24$$

$$\text{ecuación } 6^\circ b = d + e + f, \quad b = 2 + 1 + 3, b = 6;$$

$$\text{Sustituimos en la } 5^\circ 2b + 2c = 24 \Rightarrow 2 * 6 + 2c = 24; 2c = 12; c = 6;$$

$$\text{ecuación } 6^\circ b = d + e + f; 6 = 2 + 1 + 3 \text{ se cumple}$$



3 Significado cuantitativo de un ecuación Química

Una ecuación química ajustada nos da información de las proporciones de las sustancias que intervienen.

Relación atómico moléculas y moles que intervienen en la ecuación.

En la ecuación del ejercicio 4 intervienen $2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

2 moles de Etano al arder con 7 moles de oxígeno nos dan 4 moles de anhídrido carbónico mas 6 moles de agua.

4 Tipos de reacciones químicas

Reacción de síntesis o adición: Dos o más compuestos reaccionan entre sí para formar un nuevo producto.

$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ Reacción para formar Amoníaco (NH_3).

Reacción de descomposición : Una sustancia se descompone para dar dos o más productos.

$2H_2O \rightarrow 2H_2 + O_2$ El agua se descompone en hidrógeno y oxígeno.

Reacción de precipitación : En este tipo de reacción que ocurre en un medio acuoso, en la que uno de los productos es una sustancia poco soluble y se deposita en forma sólida (precipita).

$2KI + Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2KNO_3 + PbI_2$ Reacción entre el yoduro de potasio y el nitrato de plomo (II)

Reacción de combustión En este tipo de reacción los reactivos son un combustible y el oxígeno del aire, y los productos generados son dióxidos de carbono y agua.

$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$ El etano arde en el aire

Reacción de sustitución o desplazamiento: En este tipo de reacción un elemento desplaza a otro dentro de un compuesto químico.

$Zn + CuSO_4 \rightarrow Cu + ZnSO_4$ La reacción entre el Zinc y Sulfato de Cobre

Reacción de doble sustitución o doble desplazamiento En este tipo de reacción existe un intercambio de elementos de dos o más compuestos.

$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ La reacción en que se forma cloruro de sodio

5 Estequiometría de las reacciones químicas

Es el estudio de la relación cuantitativa entre los reactivos y productos que intervienen en una reacción química.

5.1 Cálculos de la relación masa-masa

El choque de las partículas en las reacciones químicas provoca que las uniones se rompan y facilite que se formen nuevas uniones entre los átomos que intervienen. Este re ordenamiento se produce por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, sin embargo los átomos implicados no desaparecen, ni se crean nuevos átomos. Esto es lo que se conoce como ley de conservación de la masa, e implica los dos principios siguientes:

El número total de átomos antes y después de la reacción química no cambia.

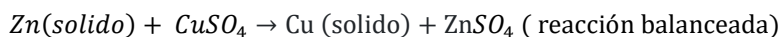
El número de átomos de cada tipo es igual antes y después de la reacción.

Un mol de cualquier compuesto químico siempre contiene 6.022×10^{23} moléculas.

7. Ejercicio

Cuando reacciona el cinc (metal) con una disolución de sulfato de cobre (II) se forma sulfato de cinc y se desprende cobre metálico. Si en la reacción se utiliza 20 g de sulfato de cobre (II). Calcular la masa de cobre que podemos obtener como máximo y la masa de zinc consumido.

Solución



En la tabla periódica tomamos la masa molecular de cada sustancia:

$$M(\text{Zn}) 65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{CuSO}_4) = 63,548 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(\text{ZnSO}_4) = 65,38 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 161,44 \text{ g/mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \text{ pesa } 159,6 \text{ g}; \frac{1}{x} = \frac{159,6}{20}; x = \frac{1 \cdot 20}{159,6} = 0,125 \text{ moles } \text{CuSO}_4 \\ x \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \text{ pesaran } 20 \text{ g}; \end{array} \right.$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \text{ obtengo } 1 \text{ mol de Cu} \\ 0,125 \text{ mol de } \text{CuSO}_4 \text{ obtendré } x \text{ moles de Cu} \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,125} = \frac{1}{x}; x = 0,125 \text{ moles de Cu}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Cu pesa } 63,548 \text{ g} \\ 0,125 \text{ mol de Cu pesarán } x \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,125} = \frac{63,548}{x}; x = \text{obtendremos } 7,96 \text{ gr de Cu}$$

Masa de zinc consumida:

Con 1 mol de Zinc obtengo 1 mol de Cu $\Rightarrow$ con 0,125 moles de Zinc obtendré 0,125 moles de Cu. (consumiré 0,125 moles de Zinc)

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Zn pesa } 65,38 \text{ g} \\ 0,125 \text{ mol de Zn pesarán } x \end{array} \right. \quad \frac{1}{0,125} = \frac{65,38}{x}; x = \text{consumiré } 8,17 \text{ gr de Zn}$$

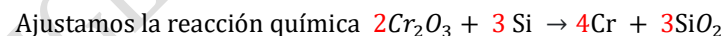
8. Ejercicio

Para la producción de cromo se realiza mediante la reacción del óxido de cromo (III) con silicio a alta temperatura: Cr_2O_3 (solido) + Si (solidos) $\rightarrow$ Cr (solido) + SiO_2 (solido)

a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3

b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman?

Solución



a) ¿Cuántos moles de Si reaccionan con 5 moles de Cr_2O_3

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ reaccionan con } 3 \text{ moles de Si} \\ 5 \text{ mol de } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ reaccionara con } x \text{ moles de Si;} \end{array} \right. \quad \frac{2}{5} = \frac{3}{x}; x = 7,5 \text{ moles de Si}$$

b) ¿Cuántos moles de cromo metálico se forman?

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ generan } 4 \text{ moles de Cr} \\ 5 \text{ mol de } \text{Cr}_2\text{O}_3 \text{ generaran } x \text{ moles de Cr;} \end{array} \right. \quad \frac{2}{5} = \frac{4}{x}; x = 10 \text{ moles de Cr}$$

9. Ejercicio

El clorato de potasio, se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio en caliente, según la reacción $\text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajusta la ecuación química.

b) Calcula la cantidad de KClO_3 , en mol, que se obtiene al reaccionar 10 mol de KOH con la cantidad suficiente de Cl_2 .

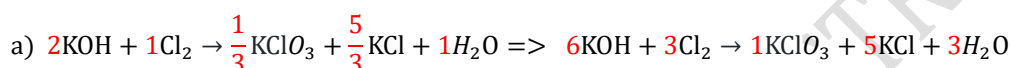
c) Calcula la cantidad de cloro, en mol, que reacciona completamente con 5 mol de hidróxido de potasio.



$$\begin{cases} \text{K} \rightarrow a = c + d; \\ \text{O} \rightarrow a = 3c + e \\ \text{H} \rightarrow a = 2e \\ \text{Cl} \rightarrow 2b = c + d \end{cases} \text{ damos a e valor 1; } e = 1 \Rightarrow a = 2; a = 3c + e, 2 = 3c + 1; c = \frac{1}{3};$$

$$a = c + d, 2 = \frac{1}{3} + d, 2 - \frac{1}{3} = d; d = \frac{5}{3};$$

$$2b = c + d; 2b = \frac{1}{3} + \frac{5}{3} = 2; b = 1;$$



b) Calcular la cantidad de KClO_3 en moles, que se obtiene al reaccionar 10 moles de KOH con la suficiente cantidad de Cl_2

$$\begin{cases} 6 \text{ moles de KOH generan 1 mol de } \text{KClO}_3; & \frac{6}{10} = \frac{1}{x}; x = \frac{10}{6} = 1,7 \text{ moles de } \text{KClO}_3 \\ 10 \text{ moles de KOH generan } x \text{ mol de } \text{KClO}_3; \end{cases}$$

b) Calcular la cantidad de Cl_2 en moles, que reaccionan completamente con 5 moles de KOH

$$\begin{cases} 6 \text{ moles de KOH reaccionan con 3 moles de } \text{Cl}_2; & \frac{6}{3} = \frac{5}{x}; x = \frac{15}{6} = 2,5 \text{ moles de } \text{Cl}_2 \\ 5 \text{ moles de KOH generan } x \text{ mol de } \text{Cl}_2; \end{cases}$$

10. Ejercicio

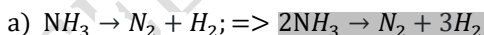
El amoníaco se descompone en nitrógeno e hidrógeno, ambos en estado gaseoso.

a) Escribe la ecuación de la reacción ajustada.

b) Calcula la cantidad de hidrógeno que se desprende en la descomposición de 68 g de amoníaco.

c) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden?

Solución



b) $M(\text{H}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{N}) = 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(2\text{NH}_3) = 2 * 14 + 2 * 3 = 34 \text{ g en 2 moles}$

$$\begin{cases} 34 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ generan 6 g de } \text{H}_2; & \frac{34}{68} = \frac{6}{x}; x = 12 \text{ g de } \text{H}_2 = 6 \text{ moles de } \text{H}_2 \\ 68 \text{ g de } \text{NH}_3 \text{ generan } x \text{ g de } \text{H}_2; \end{cases}$$

c) ¿Cuántas moléculas de hidrógeno se desprenden?

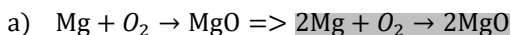
Un mol de cualquier compuesto químico siempre contiene 6.022×10^{23} moléculas.

$6 \text{ moles de } \text{H}_2 * 6.022 \times 10^{23} = 36,132 * 10^{23} = \text{científica } 3,6132 \cdot 10^{24}.$

11. Ejercicio

Cuando reacciona el magnesio con el oxígeno se produce óxido de magnesio: a) Escribe y ajusta la reacción. b) ¿Qué masa y cantidad de óxido se obtiene si partimos de 200 g de magnesio? c) ¿Qué masa y cantidad de oxígeno se consume en el caso anterior? d) ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionan cuando se obtiene 1 mol de óxido?

Solución



b) $M(\text{O}) = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M(\text{Mg}) = 24,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$; $M(\text{MgO}) = 24,3 + 16 = 40,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$\begin{cases} 48,6 \text{ g de Mg generan } 80,6 \text{ g de MgO} & \frac{48,6}{200} = \frac{80,6}{x}; x = 331,687 \text{ g de MgO} \\ 200 \text{ g de Mg generan } x \text{ g de MgO;} & \\ \begin{cases} 1 \text{ mol de MgO pesa } 40,3 \text{ g;} & \frac{1}{40,3} \\ x \text{ mol de MgO pesa } 331,687 \text{ g} & \frac{x}{331,687} \end{cases} & \frac{1}{40,3} = \frac{x}{331,687}; x = 8,23 \text{ moles de MgO} \end{cases}$$

c) $\begin{cases} \text{con } 48,6 \text{ g de Mg se consumen } 32 \text{ g de } \text{O}_2 & \frac{48,6}{200} = \frac{32}{x}; x = 131,687 \text{ g de } \text{O}_2 \\ \text{para } 200 \text{ g de Mg se consumen } x \text{ g de } \text{O}_2 & \\ \begin{cases} 1 \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ pesa } 32 \text{ g;} & \frac{1}{32} \\ x \text{ mol de } \text{O}_2 \text{ pesa } 131,687 \text{ g} & \frac{x}{131,687} \end{cases} & \frac{1}{32} = \frac{x}{131,687}; x = 4,12 \text{ moles de } \text{O}_2 \end{cases}$

d) ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionan cuando se obtiene 1 mol de óxido?

Un mol de cualquier compuesto químico siempre contiene 6.022×10^{23} moléculas.

$$\begin{cases} \text{para obtener } 2 \text{ mol de MgO reacciona } 1 \text{ mol de } \text{O}_2; & \frac{2}{1} = \frac{1}{x}; x = 0,5 \text{ moles de } \text{O}_2 \\ \text{para obtener } 1 \text{ mol de MgO reacciona } x \text{ mol de } \text{O}_2 & \end{cases}$$

Numero de particulas $0,5 * 6.022 \times 10^{23} = 3,011 * 10^{23}$.

12. Ejercicio

La aspirina $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ se obtiene por reaccion del acido salicilico $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ con anhídrido acético $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$. La ecuacion de la reaccion es:



a) ¿Cuántos gramos de cada reactivo se necesitan para obtener 50 g de aspirina? b) ¿En qué proporción están estos reactivos en la mezcla original?

Solución

La formula esta balanceada

$$M(\text{C}) = 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{H}) = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{O}) = 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3) = 7 * 12 + 1 * 6 + 3 * 16 = 138 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3) = 4 * 12 + 1 * 6 + 3 * 16 = 102 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4) = 9 * 12 + 1 * 8 + 4 * 16 = 180 \text{ g/mol}$$

$$\begin{aligned} \text{a)} \quad & \begin{cases} \text{con } 138 \text{ g } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \text{ obtiene } 180 \text{ g de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 & \frac{138}{x} = \frac{180}{50}; x = 38,33 \text{ g de } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \\ \text{con } x \text{ g de } \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \text{ se obtiene } 50 \text{ g de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 & \end{cases} \\ & \begin{cases} \text{con } 102 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \text{ obtiene } 180 \text{ g de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 & \frac{102}{x} = \frac{180}{50}; x = 28,33 \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \\ \text{con } x \text{ g de } \text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3 \text{ se obtiene } 50 \text{ g de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 & \end{cases} \end{aligned}$$

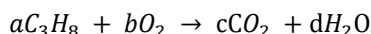
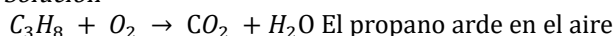
b) Proporción 38,33 $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ g por 28,33 $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_3$

13. Ejercicio

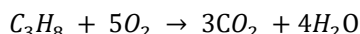
Por combustión del gas propano C_3H_8 se forman 120 moles de dióxido de carbono

Calcular la masa de gas propano que se necesita.

Solución



$$C \Rightarrow 3a = c; H \Rightarrow 8a = 2d; O \Rightarrow 2b = 2c + d; \text{ para } a = 1; c = 3, d = 4, b = 5$$



$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ generan 3 moles de } CO_2 & \frac{1}{x} = \frac{3}{120} ; x = 40 \text{ moles de } C_3H_8 \\ x \text{ mol de } C_3H_8 \text{ generan 120 moles de } CO_2 \end{cases}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ pesa 44 g} & \frac{1}{40} = \frac{44}{x} ; x = 1760 \text{ g de } C_3H_8 \\ 40 \text{ mol de } C_3H_8 \text{ pesaran } x \text{ g} \end{cases}$$

5.2 Cálculo con relación volumen-volumen

Para poder resolver los problemas en que intervienen reactivos o productos gaseosos hemos de tener en cuenta las siguientes premisas:

Un gas se considera que se encuentra en condiciones estándar de presión y temperatura a

1 atmosfera = 1,013 10⁵ pascales = 760 mm de Hg y 273 grados Kelving

Volumen molar: volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal en **condiciones estándar (Presión de 10⁵ pascales (1 bar), Temperatura de 273,15 K, 0 °C) es de 22,7 litros**

Volumen molar normal de un gas. Si se utiliza como presión 1 Atm (101325 Pa) en vez de 1 bar, este valor cambia y es 22,4 L

Un mol de cualquier gas en condiciones normales (1 atm y 273 K) ocupa 22,4 litros

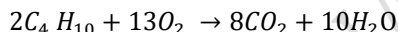
Ecuación de los gases $\frac{PV}{T} = \frac{PV}{T} ; PV = nRT \quad R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{Kmol}}$

Un mol de moléculas contiene 6,022 10²³ moléculas

14. Ejercicio

Hallar el volumen de Oxígeno necesario para quemar completamente 4,0 l de butano C_4H_{10} en condiciones 1,013 10⁵ Pa y 273 K.

Solución



$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ ocupa en condiciones normales } 22,7 \text{ l} & \frac{1}{x} = \frac{22,7}{4} ; x = 0,176 \text{ moles} \\ x \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ ocupa en condiciones normales } 4 \text{ l} \end{cases}$$

$$\begin{cases} 2 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ reaccionan con 13 moles de } O_2 & \frac{2}{0,176} = \frac{13}{x} ; x = 1,145 \text{ moles de } O_2 \\ 0,18 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ reaccionan con } x \text{ moles de } O_2 \end{cases}$$

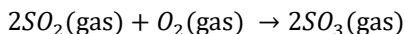
$$PV = nRT; 1 \text{ atm} \cdot V \text{ l} = 1,145 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{Kmol}} \cdot 273; V = 25,64 \text{ l de } O_2$$

Otra forma de calcularlo como en condiciones normales 1 mol de cualquier gas ocupa 22,7 l

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } O_2 \text{ ocupa en condiciones normales } 22,7 \text{ l} & \frac{1}{1,145} = \frac{22,7}{x} ; x = 26 \text{ l } O_2 \\ 1,145 \text{ mol de } O_2 \text{ ocupa en condiciones normales } x \text{ l} \end{cases}$$

15. Ejercicio

La oxidación del dióxido de azufre produce trióxido de azufre SO_3 .



Calcula el volumen de oxígeno, medido a 740 mmHg y 300 K, que se requiere para obtener 100 l de trióxido de Azufre a la misma presión y a 320 K

Solución

Hallo los litros en condiciones normales

$$\frac{PV}{T} = \frac{PV}{T}; \frac{760 \text{ mmHg} \cdot V}{273 \text{ K}} = \frac{740 \text{ mmHg} \cdot 100 \text{ l}}{320 \text{ K}}; V \text{ en condiciones normales} = 83,07 \text{ l}$$

Hallo los moles que hay en 83,07 litros de trióxido de azufre

$$PV = nRT; 1\text{atm} * 83,97\text{ l} = n * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * 273\text{K} \quad n = 3,71 \text{ moles}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } O_2 \text{ obtenemos 2 moles } SO_3 \\ x \text{ mol de } O_2 \text{ obtenemos 3,71 moles } SO_3 \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{2}{3,71} ; x = 1,8556 \text{ moles de } O_2$$

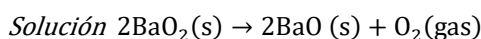
Hallo los litros de O_2 que hay en 1,8556 moles

$$PV = nRT; \frac{740\text{mmhg}}{760\text{mmhg}} (\text{atmosferas}) * V = 1,8556 * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * 300\text{K}; V = 46,88\text{l de } O_2$$

16. Ejercicio

El peróxido de bario se descompone a temperaturas altas de acuerdo con la ecuación química $2BaO_2(s) \rightarrow 2BaO(s) + O_2(gas)$. Al calentar 10g de peróxido de bario, el oxígeno liberado se recoge en un recipiente de 1 litro a una temperatura de 27°C .

¿ Calcular la presión de oxígeno en el recipiente? ;



Hallo los moles de peróxido de bario que hay en 10g

$$M(BaO_2) = 137,33 + 2 * 16 = 169,33 \text{ g/mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } BaO_2 \text{ pesa } 169,33 \text{ g} \\ x \text{ mol de } BaO_2 \text{ pesa } 10 \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{169,33}{10} ; x = 0,059 \text{ moles de } BaO_2$$

Hallo los moles de O_2 que se liberan a l calentar 0,059 moles de BaO_2

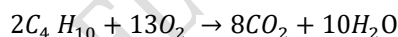
$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } BaO_2 \text{ liberan 1 mol de } O_2 \\ 0,059 \text{ mol de } BaO_2 \text{ liberan } x \text{ mol de } O_2 \end{array} \right. ; \frac{2}{0,059} = \frac{1}{x} ; x = 0,0295 \text{ moles de } O_2$$

$$PV = nRT; P \text{ atm} * 1\text{ l} = 0,0295 * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (27 + 273)\text{K}; P = 0,7257\text{atm el } O_2$$

17. Ejercicio

¿ Cuantos litros de CO_2 medidos en condiciones normales de presión y temperatura se obtendrían en la combustión de 20 Kg de gas butano C_4H_{10} ?

Solución



Hallo los moles de butano que hay en 20Kg

$$M(C_4H_{10}) = 4 * 12 + 10 * 1 = 58 \text{ g/mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ pesa } 58 \text{ g} \\ x \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ pesa } 20000 \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{58}{20000} ; x = 344,828 \text{ moles de } C_4H_{10}$$

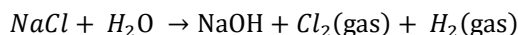
Hallo los moles de CO_2 que se liberan a l quemar 344,828 moles de C_4H_{10}

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ liberan 8 mol de } CO_2 \\ 344,828 \text{ mol de } C_4H_{10} \text{ liberan } x \text{ mol de } CO_2 \end{array} \right. ; \frac{2}{344,828} = \frac{8}{x} ; x = 1379,31 \text{ moles de } CO_2$$

$$PV = nRT; 1\text{atm} * V\text{ l} = 1379,31\text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * 273\text{K}; V = 30877,24\text{ l el } CO_2$$

18. Ejercicio

El cloro gas se obtiene en la industria por electrolisis de agua de mar



a) ¿Qué volumen de cloro medido en condiciones normales se obtendrá si utilizamos 2,5 Kg de cloruro sódico?

b) ¿ Cuántos kg de NaOH se obtendrá?

Solución



a) Volumen de cloro.

Hallo los moles que hay en 2,5kg de NaCl

$$M(NaCl) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de NaCl pesa } 58,44 \text{ g} \\ x \text{ mol de NaCl pesa } 2500 \text{ g} \end{cases} ; \frac{1}{x} = \frac{58,44}{2500} ; x = 42,78 \text{ moles de NaCl}$$

Hallo los moles de cloro que se liberan

$$\begin{cases} 2 \text{ mol de NaCl liberan } 1 \text{ mol de } Cl_2 \\ 42,78 \text{ mol de NaCl liberaran } x \text{ mol de } Cl_2 \end{cases} ; \frac{2}{42,78} = \frac{1}{x} ; x = 21,39 \text{ moles de } Cl_2$$

Hallo los l de cloro que hay en 21,39 moles de gas en condiciones normales

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de } Cl_2 \text{ ocupa } 22,7 \text{ l} \\ 21,39 \text{ mol de } Cl_2 \text{ ocupa } x \end{cases} ; \frac{1}{21,39} = \frac{22,7}{x} ; x = 484,54 \text{ litros de } Cl_2$$

b) ¿ Cuántos kg de NaOH se obtendrá?

$$M(NaOH) = 22,99 + 16 + 1 = 39,99 \text{ g/mol}$$

Hallo los moles de NaOH que se liberan

$$\begin{cases} 2 \text{ mol de NaCl liberan } 2 \text{ mol de NaOH} \\ 42,78 \text{ mol de NaCl liberaran } x \text{ mol de NaOH} \end{cases} ; \frac{2}{42,78} = \frac{2}{x} ; x = 42,78 \text{ moles de NaOH}$$

Hallo los Kg de NaOH que hay en 42,78 moles

$$\begin{cases} 1 \text{ mol de NaOH pesa } 39,99 \text{ g} \\ 42,78 \text{ mol de NaOH pesarán } x \text{ g} \end{cases} ; \frac{1}{42,78} = \frac{39,99}{x} ; x = 1710,77 \text{ g de NaOH}$$

19. Ejercicio

Cuando se hace reaccionar amoníaco con oxígeno se obtiene monóxido de nitrógeno y agua

a) Escribir la ecuación sabiendo que las sustancias están en estado gaseoso

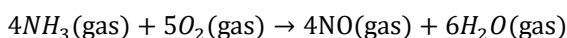
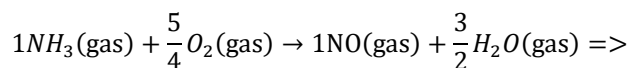
b) Volumen de oxígeno a 0°C y 1 atmósfera de presión se necesitan para reaccionar

50 g de amoníaco

c) Calcular las moléculas de monóxido de nitrógeno que se obtienen,

Solución

a) Escribir la ecuación $aNH_3(gas) + bO_2(gas) \rightarrow cNO(gas) + dH_2O(gas)$



b) Volumen de oxígeno

$$M(NH_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17 \text{ g/mol}$$

Hallo los moles de NH_3 que hay en 50g

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } NH_3 \text{ pesa } 17 \text{ g} \\ x \text{ mol de } NH_3 \text{ pesa } 50 \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{17}{50} ; x = 2,94 \text{ moles de } NH_3$$

Hallo los moles de O_2 que reaccionan con 2,94 moles de NH_3

$$\left\{ \begin{array}{l} 4 \text{ mol de } NH_3 \text{ reaccionan con } 5 \text{ moles de } O_2 \\ 2,94 \text{ mol de } NH_3 \text{ reaccionan con } x \text{ moles de } O_2 \end{array} \right. ; \frac{4}{2,94} = \frac{5}{x} ; x = 3,675 \text{ moles de } O_2$$

$$PV = nRT; 1 \text{ atm} * V l = 3,675 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * L}{K \text{ mol}} * 273 K; V = 82,27 \text{ l el } O_2$$

c) Calcular las moléculas de monóxido de nitrógeno que se obtienen,

$$\left\{ \begin{array}{l} 4 \text{ mol de } NH_3 \text{ generan } 4 \text{ moles de } NO \\ 2,94 \text{ mol de } NH_3 \text{ reaccionan con } x \text{ moles de } O_2 \end{array} \right. ; \frac{4}{2,94} = \frac{4}{x} ; x = 2,94 \text{ moles de } NO$$

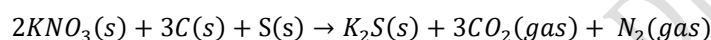
$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } NO \text{ contiene } 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 2,94 \text{ mol de } NO \text{ contienen } x \text{ moléculas de } NO \end{array} \right. ; \frac{1}{2,94} = \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{x} ; x = 1,77 \cdot 10^{24}$$

20. Ejercicio

La combustión de pólvora negra KNO_3 produce dióxido de carbono y nitrógeno.

Determina cuántos litros de gas medidos en c.n se desprenden en la combustión de 50 g de pólvora.

Solución



Hallo los moles de KNO_3 que hay en 50 g

$$M(KNO_3) = 39,098 + 14,007 + 3 * 16 = 101,105 \text{ g/mol}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } KNO_3 \text{ pesan } 101,105 \text{ g} \\ x \text{ mol de } KNO_3 \text{ pesan } 50 \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{101,105}{50} ; x = 0,495 \text{ moles de } KNO_3$$

Hallo los moles de gas que se liberan con 0,495 moles de KNO_3

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ moles de } KNO_3 \text{ generan } 4 \text{ moles de gas} \\ 0,495 \text{ moles de } KNO_3 \text{ generan } x \text{ moles de gas} \end{array} \right. ; \frac{2}{0,495} = \frac{4}{x} ; x = 0,989 \text{ moles de gas}$$

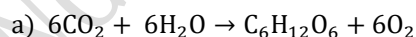
$$PV = nRT; 1 \text{ atm} * V l = 0,989 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * L}{K \text{ mol}} * 273 K; V = 22,14 \text{ l el gas}$$

21. Ejercicio

En la fotosíntesis de la atmósfera CO_2 se convierte en O_2 según la reacción

$CO_2 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_6 + O_2$; a) Ajustar la reacción b) gramos de O_2 que se obtienen de la fotosíntesis de 10 litros de CO_2 medidos en condiciones normales.

Solución



b) Hallo los moles de CO_2 que hay en 10 litros en condiciones normales

$$M(O_2) = 2 * 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$PV = nRT; 1 \text{ atm} * 10 \text{ l} = x \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * L}{K \text{ mol}} * 273 K; V = 0,446 \text{ moles de } CO_2$$

otra forma $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } CO_2 \text{ ocupa } 22,4 \text{ l } CO_2 \\ x \text{ moles de } CO_2 \text{ ocupan } 10 \text{ l de } CO_2 \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{22,4}{10} ; x = 0,446 \text{ moles de } CO_2$

$$\left\{ \begin{array}{l} 6 \text{ moles de } CO_2 \text{ generan } 6 \text{ moles de } O_2 \\ 0,447 \text{ moles de } CO_2 \text{ generan } x \text{ moles de } O_2 \end{array} \right. ; \frac{6}{0,447} = \frac{6}{x} ; x = 0,446 \text{ moles de } O_2$$

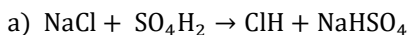
Hallo los gr de O_2 que hay en 0,447 moles de O_2

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de } O_2 \text{ pesan } 32 \text{ g} \\ 0,446 \text{ mol de } O_2 \text{ pesan } x \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{1}{0,446} = \frac{32}{x} ; x = 14,29 \text{ g de } O_2$$

22. Ejercicio

El ácido sulfúrico reacciona con el cloruro de sodio, y se obtiene cloruro de hidrógeno gas e hidrogeno sulfato de sodio, que queda disuelto. Calcula: a) La masa de cloruro de sodio que se requiere para obtener 2 litros de cloruro de hidrógeno medidos en c.n. b) La cantidad de sustancia, expresada en mol de ácido sulfúrico, que se necesita para el proceso.

Solución



$$M(\text{NaCl}) = 22,99 + 35,45 = 58,44 \text{ g/mol}$$

$$PV = nRT; 1\text{atm} * 2 \text{ l} = x \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * 273\text{K}; \text{Moles} = 0,089 \text{ moles de NaCl}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ mol de NaCl pesan } 58,44 \text{ g} \\ 0,089 \text{ moles de NaCl pesan } x \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{1}{0,089} = \frac{58,44}{x} ; x = 5,22 \text{ g de NaCl}$$

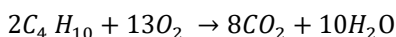
b) Moles de SO_4H_2 necesarios

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de NaCl reaccionan con } 1 \text{ mol de } \text{SO}_4\text{H}_2 \\ 0,089 \text{ moles de NaCl reaccionan con } x \text{ moles de } \text{SO}_4\text{H}_2 \end{array} \right. \frac{1}{0,089} = \frac{1}{x} ; x = 0,089 \text{ moles de } \text{SO}_4\text{H}_2$$

23. Ejercicio

¿Qué volumen de oxígeno medido a 25 °C y 700 mmHg se necesita para quemar 10 litros de butano C_4H_{10} a la misma temperatura y presión de 1 atm

Solución



$$PV = nRT; 1\text{atm} * 10 \text{ l} = x \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 25)\text{K};$$

$$\text{Moles} = 0,41 \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10}$$

Hallo los moles y litros de oxígeno que se necesitan

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10} \text{ reaccionan con } 13 \text{ moles de } \text{O}_2 \\ 0,41 \text{ moles de } \text{C}_4\text{H}_{10} \text{ reaccionaran con } x \text{ moles de } \text{O}_2 \end{array} \right. \frac{2}{0,41} = \frac{13}{x} ; x = 2,66 \text{ moles de } \text{O}_2$$

$$PV = nRT; \frac{700\text{mmHg}}{760\text{mmHg}} * x \text{ l} = 2,66 \text{ moles} * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 25)\text{K};$$

$$\text{Litros de } \text{O}_2 = 70,57 \text{ l}$$

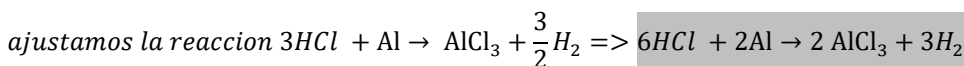
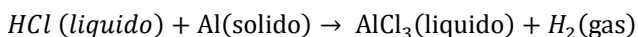
24. Ejercicio

El ácido clorhídrico HCl reacciona con Al (aluminio) y se produce cloruro de aluminio

AlCl_3 e Hidrogeno H_2 . Si queremos obtener 140l de hidrógeno medidos a 20°C y 740 mmHg.

Hallar a) ¿Que masa de aluminio de necesita? b) Que masa de cloruro de aluminio AlCl_3 se obtendra?

Solución



Hallo moles de Hidrogeno en 140 litros

$$PV = nRT; \frac{740\text{mmHg}}{760\text{mmHg}} * 140 \text{ l} = n * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 20)\text{K}; n = 5,67 \text{ moles de H}$$

a) masa de aluminio necesaria

$$\begin{cases} 2 \text{ moles de Al producen 3 moles de H}_2 \\ x \text{ moles de Al producirán 5,67 moles de H}_2 \end{cases} \quad \frac{2}{x} = \frac{3}{5,67}; x = 3,78 \text{ moles de Al}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de Al pesa } 26,982 \text{ g} \\ 3,78 \text{ moles de Al pesa } x \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{3,78} = \frac{26,982}{x}; x = 102,06 \text{ g de Al}$$

b) Que masa de cloruro de aluminio AlCl_3 se obtendra?

$$M(\text{AlCl}_3) = 26,982 + 3 \cdot 35,45 = 133,332 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 2 \text{ moles de Al producen 2 moles de AlCl}_3 \\ 3,78 \text{ moles de Al producirán } x \text{ moles de AlCl}_3 \end{cases} \quad \frac{2}{3,78} = \frac{2}{x}; x = 3,78 \text{ moles de AlCl}_3$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de AlCl}_3 \text{ pesa } 133,332 \text{ g} \\ 3,78 \text{ moles de AlCl}_3 \text{ pesa } x \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{3,78} = \frac{133,332}{x}; x = 503,99 \text{ g de AlCl}_3$$

5.3 Cálculo con reactivos limitantes

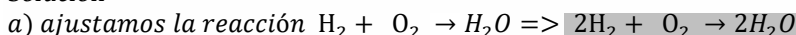
Cuando colocamos dos elementos o compuestos químicos a reaccionar, es denominado reactivo limitante aquél que se consume primero, determinando la cantidad de producto en la reacción. Según la ley de las proporciones definidas, cuando el reactivo limitante se termine, la reacción química se detendrá.

25. Ejercicio

El hidrogeno H_2 reacciona con oxígeno O_2 para formar agua a) Escribir la ecuación química

b) Si 4 g de hidrógeno reaccionan con 40 g de oxígeno, ¿Se consumirán todas las masas de los reactivos?. ¿Cuánta masa sobrará y de que sustancia?

Solución



Hallamos los moles que hay de cada reactivo

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de H}_2 \text{ pesa } 2 \text{ g} \\ x \text{ moles de H}_2 \text{ pesa } 4 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{2}{4}; x = 2 \text{ moles de H}_2$$
$$\begin{cases} 1 \text{ moles de O}_2 \text{ pesa } 32 \text{ g} \\ x \text{ moles de O}_2 \text{ pesa } 40 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{32}{40}; x = 1,25 \text{ moles de O}_2$$

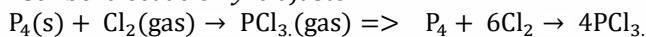
$$2 \text{ moles de H}_2 \text{ reaccionan con } 1 \text{ mol de O}_2 \Rightarrow \text{sobrarán } 0,25 \text{ moles de O}_2 = 8 \text{ g}$$

26. Ejercicio

El P_4 reacciona con Cl_2 para formar PCl_3 . En un recipiente de 15l que contiene Cl_2 en condiciones estándar (0°C , 10^5 pascales) se introduce 20g de fósforo y se pone en condiciones para que reaccionen. Hallar: a) máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se puede obtener b) Presión a la que se encuentra en el recipiente de 15l a 50°C

Solución

Escribo la ecuación y la ajusto



$$M(\text{P}_4) = 4 \cdot 30,974 = 123,896 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hallo moles de fósforo que hay en 20g

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de P}_4 \text{ pesa } 123,896 \text{ g} \\ x \text{ moles de P}_4 \text{ pesa } 20 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{123,896}{20}; x = 0,161 \text{ moles de P}_4$$

Hallo moles de cloro que hay en condiciones estándar en el volumen de 15l

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de Cl}_2 \text{ ocupa } 22,7 \text{ l} \\ x \text{ moles de Cl}_2 \text{ ocupa } 15 \text{ l} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{22,7}{15}; x = 0,661 \text{ moles de Cl}_2$$

Hallo el reactivo limitante

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } P_4 \text{ reacciona con 6 de } Cl_2 \\ 0,161 \text{ moles de } P_4 \text{ reacciona con } x \text{ de } Cl_2 \end{cases} \quad \frac{1}{0,161} = \frac{6}{x}; x = 0,966 \text{ moles de } Cl_2$$

El reactivo limitante es el cloro Cl_2 pues solo tengo 0,661 moles

Hallo la máxima cantidad de tricloruro de fósforo que se obtiene con 0,661 moles cloro

$$\begin{cases} 6 \text{ moles de } Cl_2 \text{ producen 4 de } PCl_3 \\ 0,661 \text{ moles de } Cl_2 \text{ producen } x \text{ de } PCl_3 \end{cases} \quad \frac{6}{0,661} = \frac{4}{x}; x = 0,441 \text{ moles de } PCl_3$$

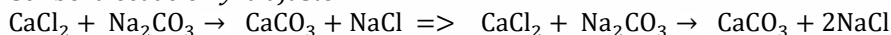
$$b) PV = nRT; P \cdot 15l = 0,661 \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot L}{\text{Kmol}} \cdot (273 + 50)K; P = 1,17 \text{ atm}$$

27. Ejercicio

Cuando el cloruro de calcio reacciona con carbonato de sodio se obtiene un precipitado blanco de carbonato de calcio y otra sustancia. Si se mezclan 20 mL de una disolución 5 M Na_2CO_3 con 30 mL de disolución 4M en $CaCl_2$.
Calcular la cantidad de precipitado blanco se obtendrá.

Solución

Escribo la ecuación y la ajusto



Hallo los moles de Na_2CO_3 que hay en la disolución 5M

La **concentración o molaridad M** es la cantidad de **solute** (expresada en moles) por litro de **disolución**

$$\text{Moles de } Na_2CO_3; M = \frac{\text{Moles de soluto } Na_2CO_3}{0,020 \text{ l de disolución}}; 5 = \frac{\text{moles}}{0,020 \text{ l}}; \text{Moles} = 0,1 \text{ mol } Na_2CO_3$$

$$\text{Moles de } CaCl_2; M = \frac{\text{Moles de } CaCl_2}{0,030 \text{ l de disolución}}; 4 = \frac{\text{moles}}{0,030 \text{ l}}; \text{Moles} = 0,12 \text{ mol } CaCl_2$$

Dado que en la ecuación 1 mol Na_2CO_3 reacciona con 1 mol de $CaCl_2$ el reactivo limitante es el Na_2CO_3 ya que solo tenemos 0,1 mol

Hallo la cantidad máxima de $CaCO_3$ que obtendré

$$M(CaCO_3) = 40,078 + 12,011 + 3 + 16 = 100,089 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } Na_2CO_3 \text{ producen 1 mol de } CaCO_3 \\ 0,1 \text{ moles de } Na_2CO_3 \text{ producen } x \text{ mol de } CaCO_3 \end{cases} \quad \frac{1}{0,1} = \frac{1}{x}; x = 0,1 \text{ moles de } CaCO_3$$

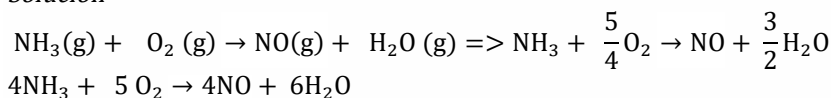
$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } CaCO_3 \text{ pesa } 100,089 \text{ g} \\ 0,1 \text{ moles de } CaCO_3 \text{ pesaran } x \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{0,1} = \frac{100,089}{x}; x = 10,01 \text{ g de } CaCO_3$$

28. Ejercicio

El primer paso en la fabricación del ácido nítrico consiste en la oxidación del amoníaco, proceso que se representa por la ecuación $NH_3(g) + O_2(g) \rightarrow NO(g) + H_2O(g)$.

En un recipiente se introducen 25 L de amoníaco y 50 L de oxígeno medidos ambos en condiciones normales. Determina los gramos de cada una de las sustancias que tendremos al final del proceso.

Solución



Hallo los moles que hay de cada sustancia en condiciones normales

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } NH_3 \text{ ocupa } 22,4 \text{ l} \\ x \text{ moles de } NH_3 \text{ ocupa } 25 \text{ l} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{22,4}{25}; x = 1,12 \text{ moles de } NH_3$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } O_2 \text{ ocupa } 22,4 \text{ l} \\ x \text{ moles de } O_2 \text{ ocupa } 50 \text{ l} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{22,4}{50} ; x = 2,23 \text{ moles de } O_2$$

Hallo el reactivo limitante

$$\begin{cases} 4 \text{ moles de } NH_3 \text{ reaccionan con } 5 \text{ moles de } O_2 \\ 1,12 \text{ moles de } NH_3 \text{ reaccionan con } x \text{ moles de } O_2 \end{cases} \quad \frac{4}{1,12} = \frac{5}{x} ; x = 1,4 \text{ moles de } O_2$$

El reactivo limitante es el amoníaco NH_3

Hallo la cantidad de cada sustancia que se forma con 1,12 moles de NH_3

$$M(NO) = 14,007 + 16 = 30,007 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 4 \text{ moles de } NH_3 \text{ generan } 4 \text{ moles de } NO \\ 1,12 \text{ moles de } NH_3 \text{ generaran } x \text{ moles de } O_2 \end{cases} \quad \frac{4}{1,12} = \frac{4}{x} ; x = 1,12 \text{ moles de } NO$$

$$30,007 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 1,12 \text{ moles} = 33,61 \text{ g de } NO$$

$$M(H_2O) = 2 * 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 4 \text{ moles de } NH_3 \text{ generan } 6 \text{ moles de } H_2O \\ 1,12 \text{ moles de } NH_3 \text{ generaran } x \text{ moles de } H_2O \end{cases} \quad \frac{4}{1,12} = \frac{6}{x} ; x = 1,68 \text{ moles de } H_2O$$

$$18 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 1,68 \text{ moles} = 30,24 \text{ g de } H_2O$$

29. Ejercicio

El aluminio reacciona con el ácido sulfúrico dando sulfato de aluminio e hidrógeno. Se hacen reaccionar 5 g de aluminio con 40 ml de H_2SO_4 1,25 M. ¿Cuántos gramos de Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrán como máximo?

Solución



Hallo los moles que hay de cada sustancia

$$M(Al) = 26,982 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } Al \text{ pesa } 26,982 \text{ g} \\ x \text{ moles de } Al \text{ pesa } 5 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{26,982}{5} ; x = 0,185 \text{ moles de } Al$$

$$\text{Moles de } SO_4H_2; M = \frac{\text{Moles de } SO_4H_2}{l \text{ de disolucion}}; 1,25 = \frac{\text{moles}}{0,040 l}; \text{ Moles} = 0,05 \text{ mol } SO_4H_2$$

Hallo el reactivo limitante

$$\begin{cases} 2 \text{ moles de } Al_2 \text{ reaccionan con } 3 \text{ de } SO_4H_2 \\ 0,185 \text{ moles de } Al_2 \text{ reaccionan con } x \text{ de } SO_4H_2 \end{cases} \quad \frac{2}{0,185} = \frac{3}{x} ; x = 0,285 \text{ moles de } SO_4H_2$$

El producto limitante es SO_4H_2 pues 0,285 moles es mayor de 0,05 moles que tenemos

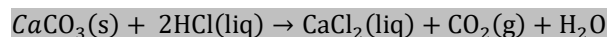
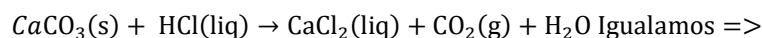
$$\begin{cases} 3 \text{ moles de } SO_4H_2 \text{ producen } 3 \text{ de } H_2 \\ 0,05 \text{ moles de } SO_4H_2 \text{ producen } x \text{ de } H_2 \end{cases} \quad \frac{3}{0,05} = \frac{3}{x} ; x = 0,05 \text{ moles de } H_2$$

Hallo el máximo numero de gramos de H_2 que se produzcan

$$M(H_2) = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 0,05 \text{ moles} = 0,1 \text{ g de } H_2$$

30. Ejercicio

El CaCO_3 es el principal ingrediente de ciertas pastillas antiácidos. En una disolución de HCl, el CaCO_3 se disuelve produciendo la siguiente reacción:



a) ¿Qué volumen de HCl 0,1 M se requeriría para que reaccione totalmente una tableta de 0,540 g, suponiendo que esta es de CaCO_3 puro?

b) Si para disolver la tableta anterior solo se necesitaron 79 ml de HCl 0,1 M, ¿Cuál es el porcentaje de CaCO_3 en dicha tableta?

Solución

$$a) M(\text{CaCO}_3) = 40,078 + 12,011 + 3 \cdot 16 = 100,089 \text{ g/mol}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } \text{CaCO}_3 \text{ pesa } 100,089 \text{ g} \\ x \text{ moles de } \text{CaCO}_3 \text{ pesa } 0,540 \text{ g} \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{100,089}{0,540}; x = 0,0054 \text{ moles de } \text{CaCO}_3$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } \text{CaCO}_3 \text{ reaccionan con } 2 \text{ de HCl} \\ 0,0054 \text{ moles de } \text{CaCO}_3 \text{ reaccionan con } x \text{ de HCl} \end{cases} \quad \frac{1}{0,0054} = \frac{2}{x}; x = 0,011 \text{ moles de HCl}$$

$$M = \frac{\text{Moles de HCl}}{\text{l de disolución}}; 0,1 = \frac{0,011}{x \text{ l de disolución}}; x \text{ l disolución} = 0,11 \text{ litros}$$

b) *Porcentaje de CaCO_3 en la tableta*

$$\begin{cases} 0,11 \text{ l de HCl reaccionan } 0,540 \text{ g de } \text{CaCO}_3 \\ 0,079 \text{ l de HCl reaccionan } x \text{ g de } \text{CaCO}_3 \end{cases} \quad \frac{0,11}{0,079} = \frac{0,540}{x}; x = 0,388 \text{ g de } \text{CaCO}_3$$

Si en una tableta de 0,540 g hay 0,388 g CaCO_3 el % de pureza será;

$$\% \text{ d pureza} = \frac{\text{g del producto}}{\text{g totales de la pastilla}} \cdot 100 = \frac{0,388 \text{ g}}{0,540 \text{ g}} \cdot 100 = 71,82\% \text{ } \text{CaCO}_3$$

31. Ejercicio

Se hace reaccionar 40 g de N_2 con 55 g de O_2 y se obtiene experimentalmente 52 g de N_2O_5 . Calcular el rendimiento de la reacción $2\text{N}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_5$

Solución

$$M(\text{N}_2) = 2 \cdot 14,007 = 28,014 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{O}_2) = 2 \cdot 16 = 32 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{N}_2\text{O}_5) = 2 \cdot 14,007 + 5 \cdot 16 = 108,014 \text{ g/mol}$$

Hallamos los moles que hay de cada reactivo y producto

$$\text{Moles en 40 g de } (\text{N}_2) = \frac{40}{28,014} = 1,43 \text{ moles};$$

$$\text{Moles en 55 g de } (\text{O}_2) = \frac{55}{32} = 1,72 \text{ moles};$$

$$\text{Moles en 52 g de } (\text{N}_2\text{O}_5) = \frac{52}{108,014} = 0,481 \text{ moles};$$

Hallamos reactivo limitante

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } \text{N}_2 \text{ reaccionan con } 5 \text{ de } \text{O}_2 \\ x \text{ moles de } \text{N}_2 \text{ reaccionan con } 1,72 \text{ de } \text{O}_2 \end{cases} \quad \frac{1}{x} = \frac{5}{1,72}; x = \frac{1,72}{5} = 0,344 \text{ moles de } \text{N}_2$$

El reactivo limitante es O_2 ;

Hallamos el teórico de la reacción

$$\begin{cases} 5 \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ producen } 2 \text{ moles de } \text{N}_2\text{O}_5 \\ 1,72 \text{ moles de } \text{O}_2 \text{ producen } x \text{ moles de } \text{N}_2\text{O}_5 \end{cases} \quad \frac{5}{1,72} = \frac{2}{x}; x = 0,688 \text{ moles de } \text{N}_2\text{O}_5$$

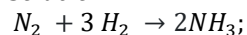
$$\text{Rendimiento de la reacción} = \frac{\text{moles del producto obtenido}}{\text{moles del producto teórico}} \cdot 100 =$$

$$\text{Rendimiento} = \frac{0,481 \text{ moles}}{0,688 \text{ moles}} \cdot 100 = 69,91\%$$

32. Ejercicio

Calcular los volúmenes de nitrógeno e hidrógeno medidos en condiciones standards 10^5 pa y 273 K , necesarios para obtener $20,4$ litros de amoníaco en las mismas condiciones, Teniendo en cuenta que el rendimiento de la reacción es del 30%

Solución



Un mol de cualquiera de estas sustancias en condiciones standards ocupan $22,07 \text{ l}$

Con 1 mol de N_2 ($22,07 \text{ l}$) obtenemos 2 de NH_3 ($44,14 \text{ l}$)

Si el rendimiento es del 30% obtendremos; $44,14 \cdot \frac{30}{100} = 13,242$ litros de NH_3

$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{N}_2 \text{ (22,07 l) obtenemos 2 de } \text{NH}_3 \text{ (13,242)} \\ x \text{ moles de } \text{N}_2 \text{ (x l) obtenemos 2 de } \text{NH}_3 \text{ (20,4)} \end{array} \right. ; \frac{22,07}{x} = \frac{13,242}{20,4} ; x = 34 \text{ litros } \text{N}_2;$

Con 3 mol de H_2 ($66,21$) obtenemos 2 de NH_3 ($44,14 \text{ l}$)

Si el rendimiento es del 30% obtendremos; $44,14 \cdot \frac{30}{100} = 13,242 \text{ l}$ de NH_3

$\left\{ \begin{array}{l} 3 \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ (66,21 l) obtenemos 2 de } \text{NH}_3 \text{ (13,242)} \\ x \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ (x l) obtenemos 2 de } \text{NH}_3 \text{ (20,4)} \end{array} \right. ; \frac{66,21}{x} = \frac{13,242}{20,4} ; x = 102 \text{ l } \text{H}_2;$

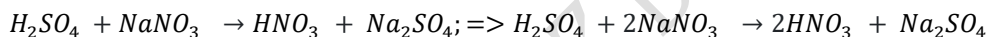
33. Ejercicio

El nitrato de sodio y el ácido sulfúrico reaccionan formando ácido nítrico y sulfato de sodio.

Si se requiere obtener 100 g de ácido nítrico. Calcular la cantidad de ácido sulfúrico

necesario sabiendo que el rendimiento del proceso es del 70%

Solución



$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32,06 + 4 \cdot 16 = 98,06 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{HNO}_3) = 1 + 14,007 + 3 \cdot 16 = 63,007 \text{ g/mol}$$

Hallo los moles de ácido nítrico que hay en 100 g ;

$$\text{moles}(\text{HNO}_3) = \frac{100 \text{ g}}{63,007 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,59 \text{ moles};$$

Hallo los moles de H_2SO_4 necesarios para obtener $1,59$ moles de ácido nítrico.

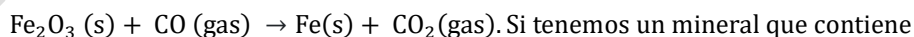
$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ obtenemos 2 de } \text{HNO}_3 \\ x \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ obtenemos 1,59 de } \text{HNO}_3 \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{2}{1,59} ; x = 0,795 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4;$

Como el rendimiento es del 70% necesitaré $0,7951 \cdot \frac{100}{70} = 1,14$ moles de H_2SO_4 ;

$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pesa } 98,06 \text{ g} \\ 1,14 \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ pesaran } x \end{array} \right. ; \frac{1}{1,14} = \frac{98,06}{x} ; x = 111,37 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4;$

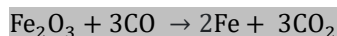
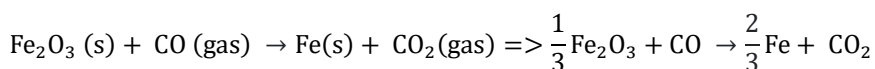
34. Ejercicio

El hierro se obtiene en los altos hornos haciendo reaccionar los minerales de hierro, fundamentalmente Fe_2O_3 con monóxido de carbono según la fórmula



1000 kg de Fe_2O_3 . ¿Cuántos kilogramos de hierro obtendremos si el rendimiento del proceso es del $75,2\%$?

Solución



$$M(\text{Fe}) = 55,845 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,845 + 3 \cdot 16 = 159,69 \text{ g/mol}$$

Hallo los moles de Fe_2O_3 que hay en 1000 Kg;

$$\text{moles}(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{1.000.000g}{159,692 \frac{g}{\text{mol}}} = 6262,13 \text{ moles};$$

Hallo los moles teóricos de Fe que obtendré con 6262,13 moles de Fe_2O_3 .

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ obtenemos 2 de Fe} \\ 6262,13 \text{ moles de } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ obtenemos } x \text{ de Fe} \end{array} \right. ; \frac{1}{6262,13} = \frac{2}{x} ; x = 12524,27 \text{ moles de Fe};$$

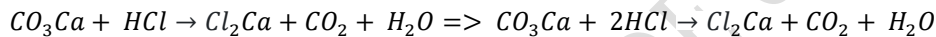
Como el rendimiento es del 75,2% obtendré $12524,27 * \frac{75,2}{100} = 9418,25 \text{ moles de Fe}$;

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de Fe pesa } 55,845 \text{ g} \\ 9418,25 \text{ moles de Fe pesaran } x \end{array} \right. ; \frac{1}{9418,25} = \frac{55,845}{x} ; x = 525,96 \text{ Kg de Fe};$$

35. Ejercicio

Hallar la cantidad de caliza, cuya riqueza en carbonato cálcico es del 85,3% que necesitamos para obtener 100l de dióxido de carbono medidos a 18°C y 752 mmHg mediante la reacción con ácido clorhídrico

Solución



$$M(\text{CO}_3\text{Ca}) = 12,011 + 3 * 16 + 40,078 = 100,089 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CO}_2) = 12,011 + 2 * 16 = 44,011 \text{ g/mol}$$

Hallo los moles que hay en 100 l de CO_2

$$PV = nRT; \frac{752 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \text{ atm} * 100 \text{ l} = n * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{K mol}} * (273 + 18) \text{ K}; n = 4,147 \text{ moles}$$

Hallo g de CO_3Ca que necesito para obtener 4,147 moles de CO_2

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{CO}_3\text{Ca} \text{ obtengo 1 mol de } \text{CO}_2 \\ x \text{ moles de } \text{CO}_3\text{Ca} \text{ obtengo 4,147 mol de } \text{CO}_2 \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{1}{4,147} ; x = 4,147 \text{ moles de } \text{CO}_3\text{Ca}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{CO}_3\text{Ca} \text{ pesa } 100,089 \text{ g} \\ 4,147 \text{ moles de } \text{CO}_3\text{Ca} \text{ pesaran } x \end{array} \right. ; \frac{1}{4,147} = \frac{100,089}{x} ; x = 415,03 \text{ g de } \text{CO}_3\text{Ca}$$

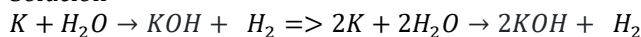
Hallo los gramos reales que necesitaré con una pureza de 85,3%

$$\left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g de } \text{CO}_3\text{Ca} \text{ tendre puros } 85,3 \text{ g} \\ x \text{ g de } \text{CO}_3\text{Ca} \text{ tendre puros } 415,03 \text{ g} \end{array} \right. ; \frac{100}{x} = \frac{85,3}{415,03} ; x = 486,56 \text{ g de } \text{CO}_3\text{Ca}$$

36. Ejercicio

El potasio reacciona con agua y produce hidróxido de potasio e hidrógeno. Tenemos agua suficiente y 400 g de una sustancia que contiene potasio. De la reacción química obtenemos 100 l de hidrógeno (gas) a una presión de 10^5 pascales y 273 K. hallar la riqueza en potasio de la sustancia

Solución



$$M(K) = 39,098 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(H) = 2 * 1 = 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

Hallo los moles que hay en 100 l de H_2

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ (a } 10^5 \text{ pascales y } 273 \text{ K) ocupa } 22,7 \text{ l} \\ x \text{ moles de } \text{H}_2 \text{ (a } 10^5 \text{ pascales y } 273 \text{ K) ocupa } 100 \text{ l} \end{array} \right. ; \frac{1}{x} = \frac{22,7}{100} ; x = 4,41 \text{ moles de } \text{H}_2$$

Hallo los g de K que necesito

$$\begin{cases} 2 \text{ moles de K generan } 1 \text{ mol H}_2 \\ x \text{ moles de K generan } 4,41 \text{ mol H}_2 \end{cases}; \frac{2}{x} = \frac{1}{4,41}; x = 8,82 \text{ moles de K}$$

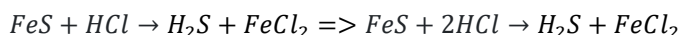
$$\begin{cases} 1 \text{ moles de K pesa } 39,098 \text{ g} \\ 8,82 \text{ moles de K pesaran } x \end{cases}; \frac{1}{8,82} = \frac{39,098}{x}; x = 344,84 \text{ g de K}$$

$$\text{Si hemos empleado } 400 \text{ g de K la riqueza ser\'a} = \frac{344,84}{400} * 100 = 86,21\%$$

37. Ejercicio

Calcula el grado de pureza en % en masa, de una muestra de sulfuro de hierro(II), sabiendo que al tratar 0,5g de la misma con acido clorh\'idrico HCl se desprenden 100mL de sulfuro de hidrogeno (gas), medidos a 27°C y 760 mmHg

Soluci\'on



$$M(\text{FeS}) = 32,06 + 55,845 = 87,905 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

Hallo los moles que hay en 100 l de H₂S

$$\text{PV} = n\text{RT}; 1 \text{ atm} * 0,1 \text{ l} = n * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 27)\text{K}; n = 0,004 \text{ moles}$$

Hallo los g de FeS que necesito

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de FeS generan } 1 \text{ mol H}_2\text{S} \\ x \text{ moles de FeS generan } 0,004 \text{ mol H}_2\text{S} \end{cases}; \frac{1}{x} = \frac{1}{0,004}; x = 0,004 \text{ moles de FeS}$$

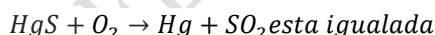
$$\begin{cases} 1 \text{ moles de FeS pesa } 87,905 \text{ g} \\ 0,004 \text{ moles de FeS pesa } x \text{ g} \end{cases}; \frac{1}{0,004} = \frac{87,905}{x}; x = 0,352 \text{ g de FeS}$$

$$\text{Si hemos empleado } 0,5 \text{ g de la muestra la riqueza ser\'a} = \frac{0,352}{0,5} * 100 = 70,32\%$$

38. Ejercicio

Al tostar sulfuro de mercurio (II) se obtiene di\'oxido de azufre mercurio liquido. Si tostamos 1 kg de cinabrio (mineral que contiene 80% m/m de sulfuro de mercurio (II)). Hallar a) Volumen de mercurio liquido que se forma si la densidad del mercurio 13,6 Kg/L b) Volumen m\'inimo de aire que se requiere en condiciones est\'andar suponiendo que el aire contiene 21% de oxigeno

Soluci\'on



$$M(\text{HgS}) = 200,59 + 32,06 = 232,65 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{O}_2) = 2 * 16 = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(\text{Hg}) = 200,59 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hallo los (Kg y moles) de HgS que hay en 1Kg de cinabrio l de H₂S

$$\text{g de HgS que hay en } 1000 \text{ g} * \frac{80}{100} = 800 \text{ g de HgS}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de HgS pesa } 232,65 \text{ g} \\ x \text{ moles de HgS pesa } 800 \text{ g} \end{cases}; \frac{1}{x} = \frac{232,65}{800}; x = 3,439 \text{ moles de HgS}$$

a) Hallo los (Kg y moles) mercurio que se forman de Hg

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de HgS generan } 1 \text{ mol Hg} \\ 3,439 \text{ moles de HgS generan } x \text{ mol Hg} \end{cases}; \frac{1}{3,439} = \frac{1}{x}; x = 3,439 \text{ moles de Hg}$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de Hg pesa } 200,59 \text{ g} \\ 3,439 \text{ moles de Hg pesaran } x \text{ g} \end{cases}; \frac{1}{3,439} = \frac{200,59}{x}; x = 689,83 \text{ g de Hg}$$

$$\text{Volumen de Hg}; D = \frac{M}{V}; \frac{13,6\text{kg}}{l} = \frac{0,68983\text{Kg}}{V}; V = 0,050721 \text{ l de Hg} = 50,72\text{mml Hg}$$

b) Hallo los (litros y moles) O_2 que reaccionan

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de HgS reacciona con } 1 \text{ mol de } O_2 \\ 3,439 \text{ moles de HgS reacciona con } x \text{ mol de } O_2 \end{cases}; \frac{1}{3,439} = \frac{1}{x}; x = 3,439 \text{ moles de } O_2$$

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } O_2 \text{ (a } 10^5 \text{ pascals y } 273 \text{ K) ocupa } 22,7 \text{ l} \\ 3,439 \text{ moles de } O_2 \text{ (a } 10^5 \text{ pascals y } 273 \text{ K) ocupa } x \text{ l} \end{cases}; \frac{1}{3,439} = \frac{22,7}{x}; x = 70,065 \text{ l } O_2$$

Volumen de aire para 70,065 l O_2 ;

$$\begin{cases} 100 \text{ l de aire hay } 21 \text{ de } O_2 \\ x \text{ l de aire habra } 70,065 \text{ de } O_2 \end{cases}; \frac{100}{x} = \frac{21}{70,065}; x = 371,74 \text{ litros de aire}$$

39. Ejercicio

El carburo de silicio se obtiene de la reacción de dióxido de silicio y carbono. Generándose también dióxido de carbono.

Hallar:

a) cantidad de carburo de silicio que se obtendrá a partir de una muestra de 1 tonelada con una riqueza del 93% en masa de dióxido de silicio

b) Cantidad de carbono en toneladas necesario para que se complete la reacción

c) Volumen de dióxido de carbono que obtendremos medidos a 20 °C y 705 mmHg.

Solución



$$M(SiO_2) = 28,085 + 2 * 16 = 60,085 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(SiC) = 28,085 + 12,011 = 40,096 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(CO) = 12,011 + 16 = 28,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hallo la cantidad de SiO_2 que tengo en una tonelada de muestra al 93%

$$1000\text{kg} * \frac{93}{100} = 930 \text{ Kg de } SiO_2$$

Hallo los moles de SiO_2 que hay en 930Kg de SiO_2 :

$$\text{Moles } (SiO_2) = \frac{930000\text{g}}{60,085 \text{ g/mol}} = 15,478 \text{ moles } SiO_2$$

a) Hallo lo moles g de SiC que obtenemos con 15,478 moles de SiO_2

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } SiO_2 \text{ generan } 1 \text{ mol SiC} \\ 15,478 \text{ moles de } SiO_2 \text{ generan } x \text{ mol SiC} \end{cases}; x = 15,478 \text{ moles de SiC}$$

$$\text{Gramos } (SiC) = 40,096 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 15,478 \text{ moles} = 620605,89\text{g}; 0,621 \text{ toneladas SiC}$$

b) Hallo lo moles, g de C necesarias para completar la reacción 15,478 moles de SiO_2

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } SiO_2 \text{ reaccionan con } 3 \text{ moles C} \\ 15,478 \text{ moles de } SiO_2 \text{ reaccionaran con } x \text{ mol C} \end{cases}; x = 46434 \text{ moles de C}$$

$$\text{Gramos } (C) = 12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}} * 46434 \text{ moles} = 557718,78\text{g}; 0,558 \text{ toneladas C}$$

c) Hallo lo moles moles litros de CO que obtenemos con 15,478 moles de SiO_2

$$\begin{cases} 1 \text{ moles de } SiO_2 \text{ generan } 2 \text{ mol CO} \\ 15,478 \text{ moles de } SiO_2 \text{ generan } x \text{ mol CO} \end{cases}; x = 30956 \text{ moles de CO}$$

$$PV = nRT; \frac{705\text{mmHg}}{760\text{mmHg}} (1 \text{ atm}) * V = 30956 * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 20)\text{K};$$

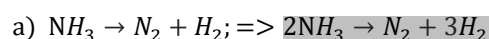
$$V = 801.771,81 \text{ l de CO} = 801,7 \text{ m}^3$$

40. Ejercicio

El amoniaco se descompone cuando se calienta dando lugar a nitrógeno e hidrógeno. En un recipiente introducimos 30 g de amoniaco y lo calentamos cuando la reacción ha terminado se han formado 30 l de nitrógeno medidos a 0,8 atm y 125°C. Determinar

- Rendimiento de la reacción
- Volumen de hidrogeno que se habrá obtenido a la misma presión y temperatura

Solución



$$M(\text{NH}_3) = 14,007 + 3 * 1,008 = 17,031 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M(\text{N}_2) = 2 * 14,007 = 28,014 \frac{\text{g}}{\text{mol}};$$

$$M(\text{H}_2) = 2 * 1,008 = 2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Hallo los moles de NH_3 que tengo en 30g de NH_3

$$\text{Moles } (\text{NH}_3) = \frac{30\text{g}}{17,031 \text{ g/mol}} = 1,76 \text{ moles } \text{NH}_3$$

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ generan } 1 \text{ mol } \text{N}_2 \\ 1,76 \text{ moles de } \text{NH}_3 \text{ generan } x \text{ mol } \text{N}_2 \end{array} \right.; x = 0,88 \text{ moles de } \text{N}_2$$

Hallo los l de N_2 que tendre en 0,88 moles a 0,8atm y 125°C

$$PV = nRT; 0,8\text{atm} * V = 0,88 * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 125)\text{K}; V = 35,9 \text{ l de } \text{N}_2$$

$$\text{rendimiento} = \frac{V \text{ obtenido}}{V \text{ teorico}} * 100; \text{Rendimiento} = \frac{30 \text{ l}}{35,9 \text{ l}} * 100 = 83,57\%$$

b) Hallo el Volumen de H_2 obtenido

$$\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ mol de } \text{NH}_3 \text{ generan } 3 \text{ mol } \text{H}_2 \\ 1,76 \text{ moles de } \text{NH}_3 \text{ generan } x \text{ mol } \text{H}_2 \end{array} \right.; x = 2,64 \text{ moles de } \text{H}_2$$

Hallo los l de H_2 que tendre en 2,64 moles a 0,8atm y 125°C

$$PV = nRT; 0,8\text{atm} * V = 2,64 * 0,082 \frac{\text{atm} * \text{L}}{\text{Kmol}} * (273 + 125)\text{K}; V = 107,7 \text{ l de } \text{H}_2$$

$$\text{rendimiento} = \frac{V \text{ obtenido}}{V \text{ teorico}} * 100; 83,57 = \frac{x \text{ l}}{107,7 \text{ l}} * 100; v \text{ real} = 90 \text{ l de } \text{H}_2$$