

TEMA Nº 15. ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1.- Transformaciones de la Materia

Respuesta:

La Materia experimenta dos tipos de transformaciones:

a) ***Transformaciones Químicas.***- So aquellas que implican un cambio en:

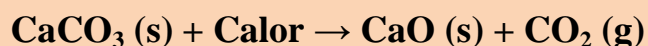
1.- ***Composición***

2.- ***Estructura***

3.- ***Propiedades***

de la ***Materia***.

Como ejemplo podemos citar la ***acción del calor*** sobre el carbonato de calcio:



El CaCO_3 se transformó en algo muy distinto, químicamente, como en CaO y CO_2

b) ***Transformaciones Físicas.***- No implican cambios en la:

1.- ***Composición***

2.- ***Estructura***

3.- ***Propiedades***

de la ***Materia***

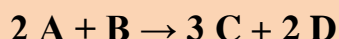
Como ejemplo lo tenemos en el *cambio de posición* de un bloque de mármol.



El bloque de mármol paso de la posición (a) a la (B) pero un hubo cambio en la química del mármol.

Las *Transformaciones Químicas de la Materia* reciben el nombre de *Reacciones Químicas*.

2.- ¿Podrías explicar, cuantitativamente, la siguiente reacción química?



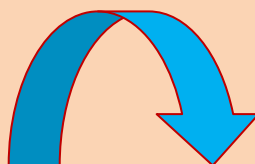
Respuesta:

El hacer un estudio cuantitativo de una reacción química implica saber las cantidades de *Reactivos* (A y B) que se ponen en juego y las cantidades de *Productos* (C y D) que se obtienen durante el proceso.

El estudio lo podemos realizar a nivel molecular:

2 moléculas de A se combinan con una molécula de B para obtener 3 moléculas de C y 2 moléculas de D

Debido a la pequeña cantidad de materia (del orden $1,66 \cdot 10^{-24}$ gramos) que se utilizaría a nivel molecular no es práctico hacer los cálculos implicados en el proceso de la reacción química a este nivel.



Para resolver el problema de la *cantidad de materia* se creó el *Mol* que equivale a la masa molecular (Mm) de un reactivo expresada en gramos e implica $6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas las que se ponen en juego. Ya estamos en condiciones de realizar preparación de productos químicos a partir de cantidades de reactivos medibles en el laboratorio. La reacción se podría interpretar como:



3.- ¿Qué me dices de las Reacciones Químicas a nivel Energético? Utiliza ejemplos.

Respuesta:

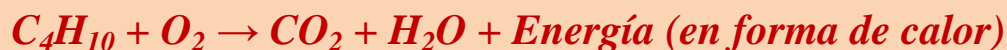
Como sabemos, todas las reacciones químicas implican reactivos y producto. El *balance energético* de una reacción química dependerá de la *energía de los productos* y de las *energías de los reactivos*.

Energéticamente, las reacciones se pueden clasificar en:

- a) *Reacciones Exotérmicas*.- Se produce *liberación de energía* y por lo tanto se podrían utilizar para producir cantidades de esta.

Como ejemplo tenemos la combustión del Butano cuya energía desprendida es utilizada, por ejemplo, para la cocción de los alimentos:

Butano + Oxígeno del aire \rightarrow Dióxido de carbono + Energía



- b) *Reacciones Endotérmicas*.- Aquellas que necesitan un aporte energético (calor) para iniciar la reacción química.

Agua + Energía \rightarrow Hidrógeno + Oxígeno



4.- Me gustaría que explicaras los mecanismos de las Reacciones Químicas. Utiliza gráficos energéticos.

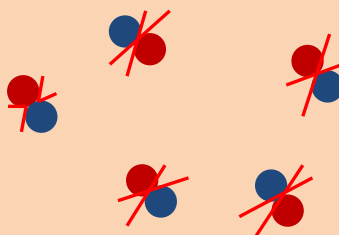
Respuesta:

Supongamos que los reactivos y productos de la reacción:

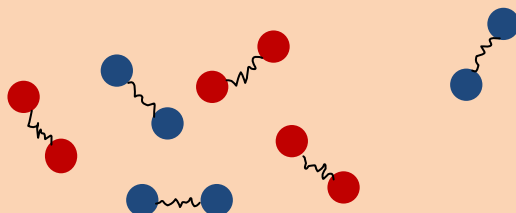


se encuentran en estado gaseoso.

En un principio solo existen las moléculas de **A** y **B**, estas chocaran entre ellas *produciendo liberación de energía* y por lo tanto el contenido energético del proceso químico aumenta:

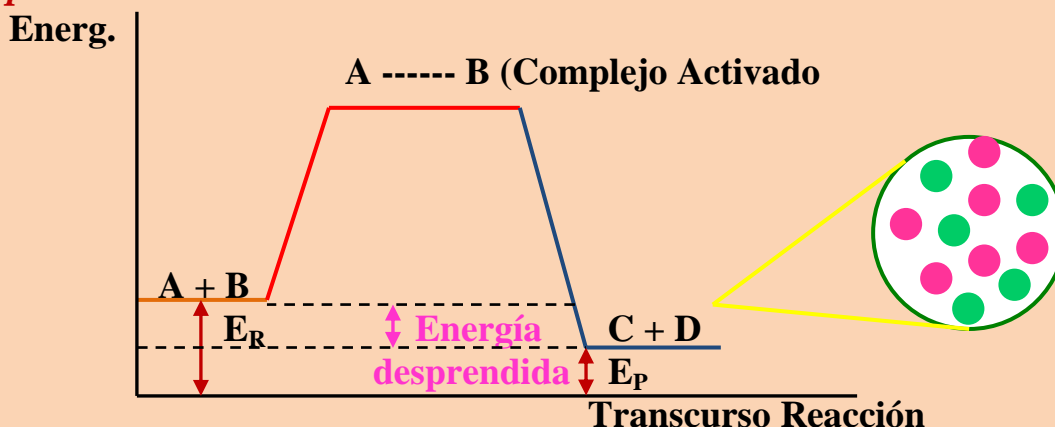


Al aumentar el contenido energético los *enlaces* entre átomos o moléculas se debilitan:



La energía aumenta hasta llegar a un punto de *máxima energía*. Se forma una especie química denominada *Complejo Activado* que debido a su alto contenido energético se *descompondrá rápidamente*. Los *átomos libres* de los reactivos de reacción se

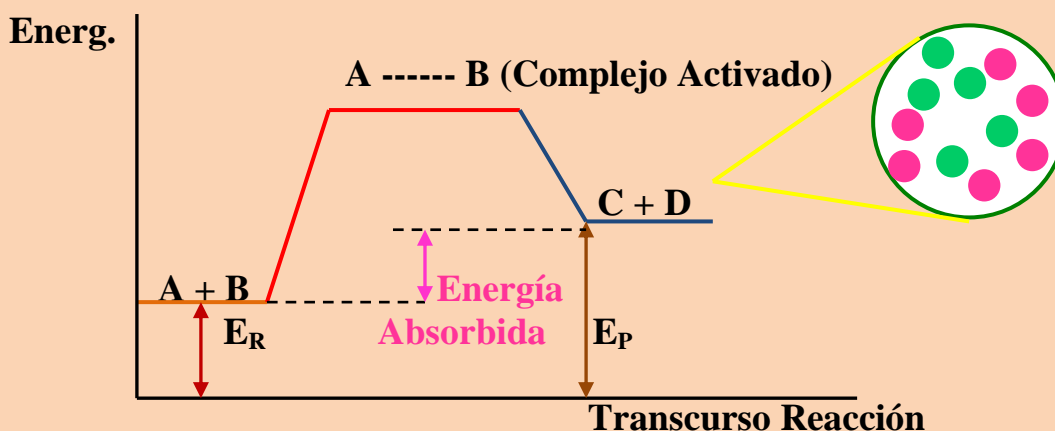
agruparan entre ellos dando lugar a las moléculas de los productos de reacción:



$E_R = \text{Energía Reactivos} ; E_P = \text{Energía Productos}$

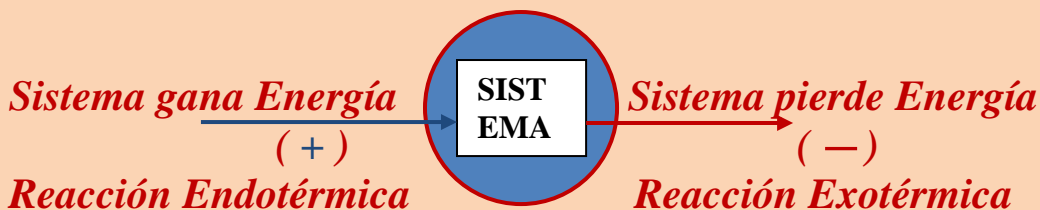
Se cumple que:

$E_R > E_P \rightarrow$ El **Sistema** desprende energía (Energía de Reacción).
Reacción Exotérmica

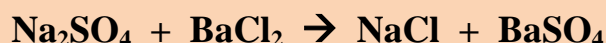


Se cumple: $E_R < E_P \rightarrow$ El Sistema absorbe Energía.

Reacción Endotérmica



5.- Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:



Realización:

En Química existe la ley de Conservación de la Masa, dada por Lavoisier:

“En un Sistema químico aislado la masa permanece constante”

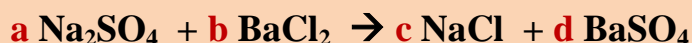
La interpretación:

“La masa de los productos de reacción obtenida es igual a la masa de los reactivos de reacción consumidos”

Al nivel atómico:

“El número de átomos de un elemento químico en la izquierda de la reacción es igual al número de átomos del mismo elemento en la derecha de la reacción química”

Estableceremos un conjunto de igualdades según la interpretación anterior que nos permitirán el ***ajuste*** o ***balanceo*** de la reacción química. El método de ajuste se conoce como ***“Coeficientes Indeterminados”***. Consiste en poner un coeficiente literal delante de los compuestos químicos implicados en el proceso químico, reactivos como productos e intentaremos conocer numéricamente estos coeficientes. Apliquemos el método a la reacción:



Le daremos a un coeficiente literal el valor de la unidad con la condición de obtener de forma inmediata el valor de otro coeficiente literal:

Ecuaciones:

ÁTO. IZQ DER

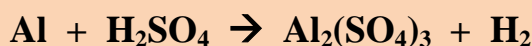
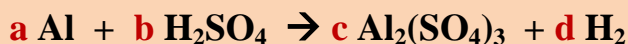
$$\begin{array}{l}
 \text{Na: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \rightarrow 2a = c \text{ (1)} \\
 \text{S: } 1a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \text{ (2)} \\
 \text{O: } 4 \cdot a = 4 \cdot d \rightarrow a = d \text{ (3)} \\
 \text{Ba: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \text{ (4)} \\
 \text{Cl: } 2 \cdot b = 1 \cdot c \rightarrow 2b = c \text{ (5)}
 \end{array}
 \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Na:} \\ \text{S:} \\ \text{O:} \\ \text{Ba:} \\ \text{Cl:} \end{array}} \right\} \begin{array}{l}
 \text{Si en (1) hacemos } a = 1 \rightarrow c = 2 \\
 d = 1 \\
 \text{De (5) } 2b = c ; 2b = 2 ; b = 2/2 = 1
 \end{array}$$

Nos vamos a la reacción, sustituimos los coeficientes por sus valores y comprobamos si está ajustada:



La reacción está ajustada.

NOTA: Antes de aplicar el método comprobar si la reacción ya está ajustada. Si lo estuviera es un paso que ya tenemos resuelto

6.- Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción:**Resolución:**

$$\text{Al: } 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \text{ (1)}$$

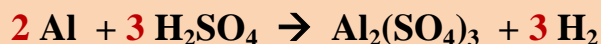
$$\text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot d \rightarrow 2b = 2d \text{ (2)}$$

$$\text{S: } 1 \cdot b = 3 \cdot c \rightarrow b = 3c \text{ (3)}$$

$$\text{O: } 4 \cdot b = 12 \cdot c \rightarrow 4b = 12c \text{ (4)}$$

De (1) $c = 1 \rightarrow a = 2$; en (3) $b = 3 \cdot 1 = 3$; de (2) $2 \cdot 3 = 2d$; $6 = 2d$; $d = 6/2 = 3$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

7.- Ajustar por Coeficientes Indeterminados la reacción química:



Ecuaciones:

ELEM. IZQUI DEREC.

$$\text{ Fe:} \quad 1 \cdot a = 2 \cdot c \rightarrow a = 2c \quad (1)$$

$$\text{ S:} \quad 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (2)$$

$$\text{ O:} \quad 2 \cdot b = 3 \cdot c + 2 \cdot d \rightarrow 2b = 3c + 2d \quad (3)$$

$$\text{ De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2; \text{ de (2) } 2 = d; \text{ de (3) } 2b = 3 \cdot 1 + 2 \cdot 2; 2b = 3 + 4; 2b = 7$$

$$b = 7/2$$

Nos vamos a la reacción química:



La reacción está ajustada, pero si no nos gusta el coeficiente $7/2$ podéis trabajar con la reacción química como si fuera una *ecuación matemática* y quitar denominadores:



Reacción ajustada

8.- El cobre reacciona con el ácido sulfúrico según la ecuación:



Si se tienen 30 g de cobre, calcular:

a) ¿Qué cantidad de H_2SO_4 será necesaria para reaccionar con los 30 gramos de Cu?

b) Número de moles de SO_2 que se desprenden.

c) Masa de CuSO_4 que se forma.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; S = 32 u ; O = 16 u ; Cu = 63,54 u

Resolución:

Lo primero que tenemos que estudiar es si la reacción química está ajustada. **No está ajusta**. Procedemos al ajuste de la misma:



$$\text{Cu: } 1 \cdot a = 1 \cdot d \rightarrow a = d \quad (1)$$

$$\text{H: } 2 \cdot b = 2 \cdot e \rightarrow b = e \quad (2)$$

$$\text{S: } 1 \cdot b = 1 \cdot d \rightarrow b = d \quad (3)$$

$$\text{O: } 4 \cdot b = 2 \cdot c + 2 \cdot d + 1 \cdot e ; 4b = 2c + 2d + e \quad (4)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow d = 1 \rightarrow b = 1 \rightarrow e = 1$$

$$\text{De (4) } 4 \cdot 1 = 2 \cdot c + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 1 ; 4 = 2c + 3 ; 2c = 4 - 3 ; c = 1/2$$

Llevamos los coeficientes a la reacción:



quitando denominadores:

**Reacción ajustada**

Vamos a leer la reacción química anterior:

2 moles de cobre reaccionan con 2 moles de ácido sulfúrico para obtener 1 mol de Dióxido de azufre, 2 moles de sulfito de cobre y 2 moles de agua.

Vamos a llevar esta lectura a cada una de las cuestiones del ejercicio.

a)

Tenemos 30 g de Cu y nos piden la cantidad de Ac. Sulfúrico que nos hace falta para que reaccione todo el cobre.

La reacción nos dice que :

2 moles de Cu /Reaccionan con 2 moles H₂SO₄ (1)

Recordemos:

Ma Cu = 63,54 u ; 1 mol Cu (6,023 · 10²³ átomos) / 63,54 g Cu

Mm H₂SO₄ = 98 u (Sabemos obtenerla)

1 mol H₂SO₄ (6,023 · 10²³ moléculas) / 98 g de H₂SO₄

El estudio de (1) de la reacción lo podemos poner de la forma:

2 · 63,54 g de Cu / Reaccionan con 2 · 98 g de H₂SO₄

Tenemos la primera fase de una *“regla de TRES” PARA CONTESTAR A LA CUESTIÓN:*

2 · 63,54 g de Cu ----- Reaccionan con 2 · 98 g de H₂SO₄

Con 30 g de Cu ----- X

$$2 \cdot 63,5 \text{ g Cu} \cdot X = 30 \text{ g Cu} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$X = \cancel{30 \text{ g Cu}} \cdot 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 / \cancel{2 \cdot 63,5 \text{ g Cu}} =$$

$$= 46,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Hemos utilizado la “*regla de TRES*” para que entendáis el cálculo. No suelo utilizar la *regla de TRES*. Por el *FACTOR DE CONVERSIÓN* quedaría de la siguiente forma:



Esta proporción la pondremos en función de cómo nos vienen los datos y lo que nos piden:

$$\text{Ma Cu} = 63,54 \text{ u} ; 1 \text{ mol Cu} (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}) / 63,54 \text{ g Cu}$$

$$\text{Mm H}_2\text{SO}_4 \quad \begin{cases} \text{H: } 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \end{cases}$$

$$\text{-----}$$

$$98 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g}$$

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 (6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}) / 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Luego la proporción (2) la podemos expresar de la forma:

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Nuestra muestra inicial la traduciremos a gramos de H₂SO₄:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{2 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 46,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Seguiremos trabajando con el factor de Conversión.

b)

Moles de SO₂ que se obtienen.

La reacción nos dice que:



Nos interesa mantener el SO_2 en moles.

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 1 \text{ mol SO}_2$$

Los 30 g de Cu nos proporcionarán:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 0,23 \text{ moles SO}_2$$

c)

Masa de CuSO_4 se obtendrá.

La reacción dice:



Calculemos el mol de CuSO_4 :

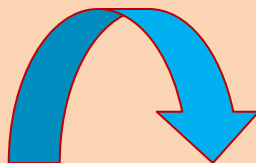
$$\text{Mm CuSO}_4 \begin{cases} \text{Cu: } 1 \cdot 63,54 \text{ u} = 63,54 \text{ u} \\ \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 159,54 \text{ u} \end{cases} ; 1 \text{ mol CuSO}_4 = 159,54 \text{ g}$$

La proporción anterior la podemos poner:

$$2 \cdot 63,54 \text{ g Cu} / 2 \cdot 159,54 \text{ g CuSO}_4$$

Los 30 g de Cu nos proporcionaran:

$$30 \text{ g Cu} \cdot \frac{2 \cdot 159,54 \text{ g CuSO}_4}{2 \cdot 63,54 \text{ g Cu}} = 75,32 \text{ g CuSO}_4$$



9.- Calcular la cantidad en peso y en volumen de CO_2 (en C.N.) que se obtienen al tratar 380 g de carbonato de calcio con la cantidad estequiométrica de ácido clorhídrico. Calcular además, la cantidad de cloruro de calcio formado.

La reacción química que tiene lugar es:



DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u ; H = 1 u
Cl = 35,5 u

Resolución:

La reacción no está ajustada. Procedemos al ajuste de la misma:



$$\left. \begin{array}{l} \text{Ca: } a = c \quad (1) \\ \text{C: } a = e \quad (2) \\ \text{O: } 3a = d + 2e \quad (3) \\ \text{H: } b = 2d \quad (4) \\ \text{Cl: } b = 2c \quad (5) \end{array} \right\} \begin{array}{l} a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow e = 1 \\ \text{de (4) } b = 2 \cdot 1 = 2 \\ \text{de (4) } 2 = 2d ; d = 1 \end{array}$$

Nos vamos a la reacción química:



Reacción ajustada

a)

Masa y Volumen de CO_2 que se obtienen en C.N

La reacción química establece:



$$\text{Mm CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline 100 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CaCO}_3 = 100 \text{ g}$$

$$\text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CO}_2 = 44 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría de la forma:

$$100 \text{ g CaCO}_3 / 44 \text{ g CO}_2$$

Con los 380 g CaCO₃:

$$\cancel{380 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{\cancel{100 \text{ g CaCO}_3}} = 167,2 \text{ g CO}_2$$

Como trabajamos en C.N:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 / 22,4 \text{ L} \\ 44 \text{ g CO}_2 / 22,4 \text{ L} \end{array}$$

Los 167,2 g de CO₂:

$$\cancel{167,2 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{\cancel{44 \text{ g CO}_2}} = 85,12 \text{ L de CO}_2 \text{ (C.N)}$$

b)

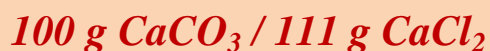
Cloruro de calcio, CaCl_2 , que se obtiene.

La reacción establece:



$$\text{Mm CaCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{Cl: } 2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71 \text{ u} \\ \hline 111 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CaCl}_2 = 111 \text{ g}$$

La proporción anterior:

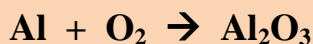


Con nuestra muestra inicial:

$$380 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{100 \text{ g CaCO}_3} = 421,8 \text{ g CaCl}_2$$

10.- Reaccionan 10 g de aluminio con gas oxígeno. ¿cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?.

Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: Al = 27 u ; O = 16 u

Resolución:

Ajustemos la reacción química:



ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$\text{Al: } a = 2c \quad (1)$$

$$\text{O: } 2b = 3c \quad (2)$$

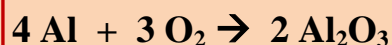
$$\text{De (1) } c = 1 \rightarrow a = 2$$

$$\text{De (2) } 2b = 3 \cdot 1 ; b = 3/2$$

Nos vamos a la reacción química:

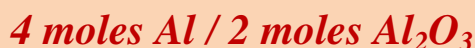


Si quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

La reacción química nos indica que:



$$\text{Ma Al} = 27 \text{ u} ; 1 \text{ mol Al} = 27 \text{ g}$$

$$\text{Mm Al}_2\text{O}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Al: } 2 \cdot 27 = 54 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline 102 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g}$$

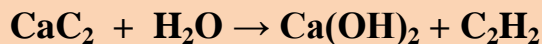
La proporción anterior quedaría de la forma:



Con nuestra muestra inicial:

$$10 \text{ g Al} \cdot \frac{2 \cdot 102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{4 \cdot 27 \text{ g Al}} = 18,9 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

11.- Se echan 50 g de carburo de calcio sobre agua y se obtiene acetileno (C_2H_2) según la siguiente reacción química:

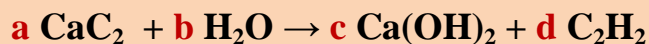


¿Qué cantidad máxima se puede lograr?

DATOS: Masas atómicas: Ca = 40 u ; C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

La reacción no está ajustada. Procedemos a ello:



Ca: $a = c$ (1)

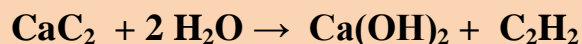
C: $2 a = 2 d$ (2)

H: $2 b = 2 c$ (3)

O: $b = 2c$ (4)

De (1) $a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 1 \rightarrow b = 2$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Según la reacción química:

1 mol CaC_2 / 1 mol C_2H_2

$$Mm CaC_2 \left\{ \begin{array}{l} Ca: 1 \cdot 40 u = 40 u \\ C: 2 \cdot 12 u = 24 u \\ \hline 64 u \end{array} \right. ; 1 \text{ mol } CaC_2 = 64 g$$

$$\text{Mm } C_2H_2 \quad \left\{ \begin{array}{l} C: 2 \cdot 12 = 24 \text{ u} \\ H: 2 \cdot 1\text{u} = 2 \text{ u} \\ \hline 26 \text{ u} \end{array} \right. ; \quad 1 \text{ mol } C_2H_2 = 26 \text{ g}$$

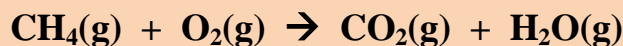
La proporción anterior queda:

$$64 \text{ g } CaC_2 / 26 \text{ g } C_2H_2$$

Con nuestra materia prima:

$$50 \text{ g } CaC_2 \cdot \frac{26 \text{ g } C_2H_2}{64 \text{ g } CaC_2} = 20,31 \text{ g de } C_2H_2$$

12.- Se queman en aire 200 L de gas metano (CH₄) para dar CO₂ (g) y H₂O (g). Reacción química:



Si todos los gases están en Condiciones Normales (C.N.)

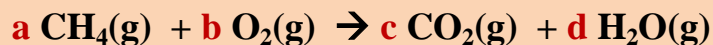
a) ¿Qué volumen de O₂ se consumirá en el proceso?

b) ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá?

DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

La reacción **NO ESTÁ AJUSTADA**. Procedamos al ajuste:



$$C: a = c \quad (1)$$

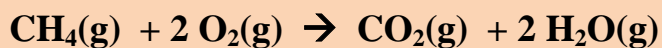
$$H: 4 a = 2 d \quad (2)$$

$$O: 2 b = 2 c + d \quad (3)$$

De (1) $a = 1 \rightarrow c = 1 \rightarrow d = 2$

De (3) $2b = 2 \cdot 1 + 2$; $2b = 4$; $b = 2$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Quando en una reacción química todos *SUS COMPONENTES SE ENCUENTRAN EN ESTADO GAS, LOS COEFICIENTES NUMÉRICOS SE PUEDEN CONSIDERAR COMO VOLUMENES, ES DECIR:*



a)

Volumen de O_2 consumido.

La reacción nos dice:



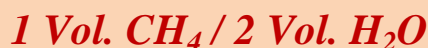
Si consideramos como unidad de volumen el Litro. Con nuestra muestra inicial:

$$200 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ L O}_2}{1 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4}} = 400 \text{ L de O}_2$$

b)

Volumen de vapor de H_2O obtenido.

Según la reacción:



Con nuestra muestra inicial:

$$100 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ L } \cancel{\text{CH}_4}} = 200 \text{ L de H}_2\text{O}$$

13.- Las bolsas de aire de seguridad de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de acida de sodio (NaN_3):

Reacción química:



Si una bolsa de aire tiene un volumen de 38 L y debe llenarse con nitrógeno gaseoso a una presión de 1,5 atm y a una temperatura de 25 °C, ¿cuántos gramos de acida deben descomponerse?

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; 

Resolución:

Ajustemos la reacción química:



$$\text{Na: } a = b \quad (1)$$

$$\text{N: } 3 a = 2 c \quad (2)$$

$$\text{De (1) } a = 1 \rightarrow b = 1$$

$$\text{De (2) } 3 \cdot 1 = 2 \cdot c \quad ; \quad c = 3/2$$

Nos vamos a la reacción química:



Si quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

Debemos obtener un Volumen de 38 L de N_2 (los gases ocupan el volumen del recipiente que los forma) a una presión de 1,5 atm y a una temperatura de 25°C .

Podemos conocer los moles de N_2 que debemos obtener:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; 1,5 \text{ atm} \cdot 38 \text{ L} = n \cdot 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K} (273+25)\text{K}$$

$$57 \text{ atm} \cdot \text{L} = n \cdot 24,43 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{mol} ; n = 57 \text{ atm} \cdot \text{L} / 24,43 (\text{atm} \cdot \text{L/mol})$$

$$n = 57/24,43 = 2,33 \text{ moles de } N_2.$$

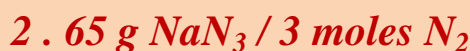
Debemos calcular los gramos de acida NaN_3 que debemos utilizar para obtener estos moles de N_2 .

La reacción nos dice que:



$$\text{Mm } \text{NaN}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{N: } 3 \cdot 14 \text{ u} = 42 \text{ u} \\ \hline 65 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol } \text{NaN}_3 = 65 \text{ g}$$

La proporción anterior quedaría:

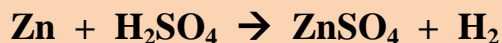


Los moles de N_2 necesarios saldrán de una cantidad de NaN_3 :

$$2,33 \text{ moles } N_2 \cdot \frac{2 \cdot 65 \text{ g } \text{NaN}_3}{3 \text{ moles } N_2} = 100,96 \text{ g } \text{NaN}_3$$

14.- Tenemos 10 kg de cinc que hacemos reaccionar con todo el ácido sulfúrico que se necesite. ¿Qué cantidad de hidrógeno se desprende?

Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u., H = 1u., Zn = 65,4 u.

Resolución:

La reacción está ajustada.

$$m_{\text{Zn}} = 10 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g/1 Kg} = 10000 \text{ g}$$

La Reacción nos dice:



Ma Zn = 65,4 u ; 1 mol Zn = 65,4 g

La proporción la podemos expresar de la forma:



Nuestra muestra inicial implica:

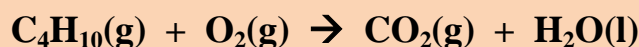
$$10000 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{65,4 \text{ g Zn}} = 152,9 \text{ moles H}_2$$

Estos moles implican una masa:

Mm H₂ = 2 · 1 = 2 u ; 1 mol H₂ = 2 g

$$152,9 \text{ moles H}_2 \cdot \frac{2 \text{ g de H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 305,8 \text{ g H}_2$$

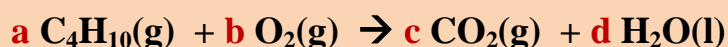
15.- Queremos quemar 14 kg de butano. ¿Cuánto oxígeno necesita?
¿Cuánta agua se forma?. Reacción química:



Datos: Masas atómicas: C = 12 u., H = 1 u., O = 16 u.

Resolución:

Ajuste de la reacción:



C: $4 a = c$ (1)

H: $10 a = 2 d$ (2)

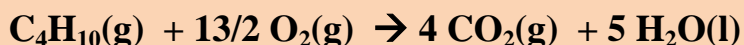
O: $2 b = 2 c + d$ (3)

De (1) $a = 1 \rightarrow c = 4$

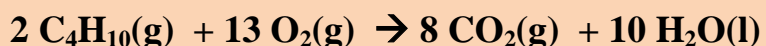
De (2) $10 \cdot 1 = 2 d$; $10 = 2 d$; $d = 5$

De (3) $2 b = 2 \cdot 4 + 5$; $2 b = 13$; $b = 13/2$

Nos vamos a la reacción:



quitamos denominadores:



Reacción ajustada.

Muestra inicial 14 Kg $\text{C}_4\text{H}_{10} = 14 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 14000 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_{10}$

Oxígeno necesario para la combustión:

La reacción os dice que:

$$2 \text{ moles } \text{C}_4\text{H}_{10} / 13 \text{ moles } \text{O}_2$$

ESTUDIO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

AUTOR: ANTONIO ZARAGOZA LÓPEZ www.profesorparticulardefisicayquimica.es

$$\text{Mm } C_4H_{10} \left\{ \begin{array}{l} C: 4 \cdot 12 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ H: 10 \cdot 1 \text{ u} = 10 \text{ u} \\ \hline 58 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol } C_4H_{10} = 58 \text{ g}$$

$$\text{Mm } O_2 = 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} ; 1 \text{ mol } O_2 = 32 \text{ g}$$

$$2 \text{ moles } C_4H_{10} / 13 \text{ moles } O_2$$

$$2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10} / 13 \cdot 32 \text{ g } O_2$$

Los 14000 g de C_4H_{10} se transforman en:

$$14000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{13 \cdot 32 \text{ g } O_2}{2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10}} = 50206,89 \text{ g } O_2$$

En lo referente al agua. Según la reacción:

$$2 \text{ moles } C_4H_{10} / 10 \text{ moles } H_2O$$

$$\text{Mm } H_2O \left\{ \begin{array}{l} H: 2 \cdot 1 \text{ u} = 2 \text{ u} \\ O: 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \hline 18 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol } H_2O = 18 \text{ g}$$

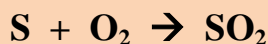
La proporción anterior quedará de la forma:

$$2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10} / 10 \cdot 18 \text{ g } H_2O$$

Con los 14000 g de C_4H_{10} :

$$14000 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{10 \cdot 18 \text{ g } H_2O}{2 \cdot 58 \text{ g } C_4H_{10}} = 21724,14 \text{ g } H_2O$$

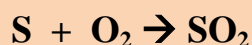
16.- Queremos fabricar 1 t de dióxido de azufre, ¿cuánto azufre necesitamos?. Reacción química:



Datos: Masas atómicas: S = 32 u., O = 16 u.

Resolución:

La reacción química:



Viene ajustada directamente.

La reacción química nos dice que:

1 átomo-gramo S / 1 mol SO₂

Ma S = 32 u ; 1 átomo-gramo S = *32 g*

$$\text{Mm SO}_2 \begin{cases} \text{S: } 1 \cdot 32 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline \end{cases}$$

64 u ; 1 mol SO₂ / 64 g

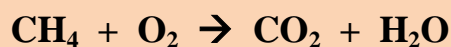
32 g S / 64 g SO₂

La tonelada (1000 Kg → 1000000 g) de SO₂ la proporcionará una cantidad de azufre equivalente a:

$$1000000 \text{ g SO}_2 \cdot 32 \text{ g S} / 64 \text{ g SO}_2 = 500000 \text{ g S} \cdot 1 \text{ Kg} / 1000 \text{ g S} =$$

$$= 500 \text{ Kg S}$$

17.- ¿Cuánto dióxido de carbono produce la combustión completa de una tonelada de metano?. Reacción química:



Datos: MC = 12 u., MO = 16 u., MH = 1 u.

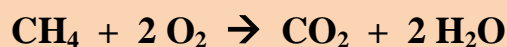
Resolución:

La reacción química no está ajusta. Procedemos a su ajuste:



$$\begin{array}{l} \text{C: } a = c \\ \text{H: } 4a = 2d \\ \text{O: } 2b = 2c + d \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{Si } a = 1 \rightarrow c = 1 \\ 4 \cdot 1 = 2 \cdot d ; d = 4/2 = 2 \\ 2 \cdot b = 2 \cdot 1 + 2 ; 2b = 4 ; b = 2 \end{array} \right.$$

Llevamos los coeficientes literales a la reacción:



Reacción ajustada

La reacción química nos dice que:

1 mol CH₄ / 1 mol CO₂ (1)

$$\begin{array}{l} \text{Mm CH}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{H: } 4 \cdot 1 \text{ u} = 4 \text{ u} \\ \hline 16 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CH}_4 / 16 \text{ g de CH}_4 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm CO}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 2 \cdot 16 \text{ u} = 32 \text{ u} \\ \hline 44 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol CO}_2 / 44 \text{ g CO}_2 \end{array}$$

La proporción (1) nos quedaría de la forma:

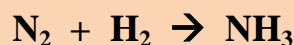
$$16 \text{ g } CH_4 / 44 \text{ g } CO_2$$

Partimos de una tonelada de metano \rightarrow 1000000 g de CH_4 , el dióxido de carbono que obtendremos será:

$$10000000 \text{ g } CH_4 \cdot 44 \text{ g } CO_2 / 16 \text{ g } CH_4 =$$

$$27550000 \text{ g } CO_2 \cdot 1 \text{ Kg } CO_2 / 1000 \text{ g de } CO_2 = 27550 \text{ Kg de } CO_2$$

18.- ¿Qué volumen de nitrógeno y de hidrógeno, medios en condiciones normales, se precisan para obtener 16,8 litros de amoniaco (NH_3), medios en las mismas condiciones?. Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: N = 14 u ; H = 1 u .

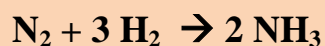
Resolución:

La reacción química debemos ajustarla:



$$\left. \begin{array}{l} \text{N: } 2a = c \\ \text{H: } 2b = 3c \end{array} \right\} \text{ Si } a = 1 \rightarrow c = 2 ; 2b = 3 \cdot 2 ; b = 3$$

Llevamos los coeficientes literales a la reacción y nos queda:



Reacción ajustada

Mm $H_2 = 2 \text{ u} \rightarrow 1 \text{ mol } H_2 / 2 \text{ g}$; en C.N $\rightarrow 2 \text{ g } H_2 / 22,4 \text{ L } H_2$

$$1 \text{ mol } H_2 / 22,4 \text{ l } H_2$$

$Mm N_2 = 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u}$; *1 mol N₂ / 28 g* ; en C.N →

28 g N₂ / 22,4 L

1 mo N₂ / 22,4 L N₂

Calculemos los volúmenes de N₂ e H₂ que nos pide el problema.

$Mm NH_3 \left\{ \begin{array}{l} N: 1 \cdot 14 \text{ u} = 14 \text{ u} \\ H: 3 \cdot 1 \text{ u} = 3 \text{ u} \end{array} \right.$

17 u ; 1 mol NH₃ / 17 g NH₃

El NH₃ es un gas y recordemos que trabajamos en Condiciones Normales. El NH₃ cumplirá la ecuación de los gases perfectos:

$$P \cdot V = m/Mm \cdot R \cdot T$$

$$P = 1 \text{ atm}; \quad 1 \cdot 16,8 = m/17 \cdot 0,082 \cdot (273 + 0)$$

$$T = 0^\circ\text{C}$$

$$16,8 \cdot 17 / 0,082 \cdot 273 = m$$

$$m = 285,6 / 22,38 = 12,76 \text{ g de NH}_3$$

Los 16,8 L de NH₃ equivalen a 12,76 g de NH₃

La reacción química nos dice que:

1 mol de N₂ / 2 moles de NH₃

1 mol N₂ / 2 \cdot 17 g NH₃ ; 1 mol N₂ / 34 g NH₃

22,4 L N₂ / 34 g NH₃

Recordemos que: 1 mol N₂ / 22,4 L

Luego:

$$\cancel{12,76 \text{ g NH}_3} \cdot \cancel{22,4 \text{ L N}_2 / 34 \text{ g NH}_3} = 8,4 \text{ L N}_2$$

Recordemos que 1 mol de H₂ / 22,4 L de H₂

$$3 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ moles NH}_3 ; 3 \text{ moles H}_2 / 34 \text{ g NH}_3$$

$$3 \cdot 22,4 \text{ L H}_2 / 34 \text{ g NH}_3$$

Luego:

$$\cancel{12,76 \text{ g NH}_3} \cdot \cancel{3 \cdot 22,4 \text{ L H}_2 / 34 \text{ g NH}_3} = 25,21 \text{ H}_2$$

Este ejercicio se puede realizar de una forma mucho más corta, pero prefiero en estos momentos (nivel académico), que utilizéis este proceso para que tengáis claros los conceptos estequiométricos.

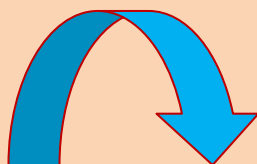
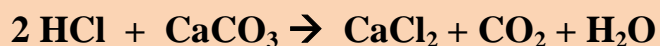
19.- Si hacemos reaccionar HCl completamente con 150g de CaCO₃ ¿Qué cantidad de cloruro de calcio se obtendrá?. Reacción química:



DATOS: Masas atómicas: H = 1 u ; Cl = 35,5 u ; Ca = 40 u ; C = 12 u ; O = 16 u

Resolución:

Si aplicáis los **“coeficientes Indeterminados”** la reacción ajustada quedará de la siguiente forma:



La reacción nos dice que:



Calculemos el valor de los moles de estas sustancias:

$$\text{Mm HCl} \left\{ \begin{array}{l} \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$36,5 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol HCl} / 36,5 \text{ g HCl}$$

$$\text{Mm CaCl}_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{Cl: } 2 \cdot 35,5 \text{ u} = 71 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$111 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol CaCl}_2 / 111 \text{ g CaCl}_2$$

$$\text{CaCO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Ca: } 1 \cdot 40 \text{ u} = 40 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right.$$

$$100 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3$$

Lo primero que haremos es conocer la cantidad de *HCl* que reacciona con todo el *CaCO*₃. La reacción nos dice:



Luego con los 150 g de CaCO₃ reaccionarán:

$$150 \text{ g CaCO}_3 \cdot 2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} / 100 \text{ g CaCO}_3 = 109,5 \text{ g HCl}$$

Si nos vamos a la proporción (1):



Con los 109,5 g de HCl reaccionarán:

$$\begin{aligned} 109,5 \text{ g HCl} \cdot 111 \text{ g CaCl}_2 / 2 \cdot 36,5 \text{ g HCl} &= \\ = 12154,5 / 73 &= 166,5 \text{ g de CaCl}_2 \end{aligned}$$

20.- Dada la siguiente reacción:

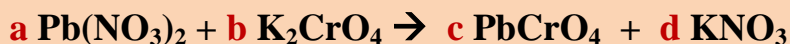


Hallar los gramos de PbCrO₄ que se obtienen a partir de 250 gramos de nitrato de plomo.

DATOS: Masas atómicas: Pb = 207,19 u ; N = 14 u ; O = 16 u ; K = 39,1 u ;
Cr = 52 u

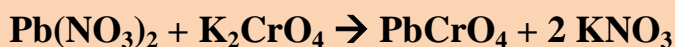
Resolución

Ajustemos la reacción:



$$\left. \begin{array}{l} (1) \text{ Pb: } a = c \\ (2) \text{ N: } 2a = d \\ (2) \text{ O: } 6a + 4b = 4c + 3d \\ (3) \text{ K: } 2b = d \\ (4) \text{ Cr: } b = c \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{De (1)} \rightarrow a = 1 \rightarrow c = 1 \\ \text{De (4)} \rightarrow b = 1 \\ \text{DE (2)} \rightarrow d = 2 \end{array}$$

Si nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada.

Según la reacción química:

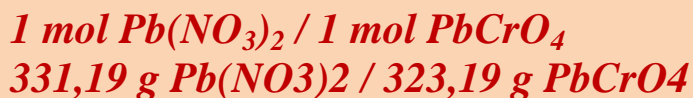


Calculemos el valor de los moles de estos dos compuestos:

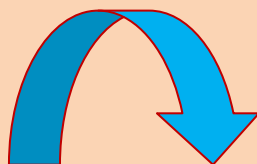
$$\text{Pb(NO}_3)_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Pb: } 1 \cdot 207,19 \text{ u} = 207,19 \text{ u} \\ \text{N: } 2 \cdot 14 \text{ u} = 28 \text{ u} \\ \text{O: } 6 \cdot 16 \text{ u} = 96 \text{ u} \\ \hline 331,19 \text{ u ; } 1 \text{ mol Pb(NO}_3)_2 / 331,19 \text{ g} \end{array} \right.$$

$$\text{Mm PbCrO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \text{Pb: } 1 \cdot 207,19 \text{ u} = 207,19 \text{ u} \\ \text{Cr: } 1 \cdot 52 = 52 \text{ u} \\ \text{O: } 4 \cdot 16 \text{ u} = 64 \text{ u} \\ \hline 323,19 \text{ u ; } 1 \text{ mol PbCrO}_4 / 323,19 \text{ g} \end{array} \right.$$

De la proporción (1)

Si partimos de 250 g de Pb(NO₃)₂:

$$\begin{array}{l} 250 \text{ g Pb(NO}_3)_2 \cdot 323,19 \text{ g PbCrO}_4 / 331,19 \text{ g Pb(NO}_3)_2 = \\ = 243,96 \text{ g PbCrO}_4 \end{array}$$



21.- ¿Cuántos gramos de nitrato sódico necesitamos para que al reaccionar con ácido sulfúrico se obtengan 200g de ácido nítrico?.



DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; N = 14 u ; O = 6 u ; S = 32 u ;
H = 1 u

Resolución

La reacción química está ajustada.



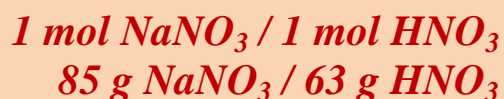
La reacción química nos dice:



Calculemos el valor del mol de cada una de estas sustancias:

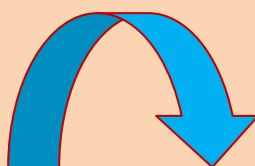
$$\begin{array}{l} \text{Mm NaNO}_3 = 85 \text{ u} \\ \text{Mm HNO}_3 = 63 \text{ u} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{Comprobar si es cierto el valor} \\ 1 \text{ mol NaNO}_3 / 85 \text{ g NaNO}_3 \\ 1 \text{ mol HNO}_3 / 63 \text{ g HNO}_3 \end{array} \right.$$

La proporción (1):



Con 200 g de HNO₃:

$$200 \text{ g HNO}_3 \cdot 85 \text{ g NaNO}_3 / 63 \text{ g HNO}_3 = 269,84 \text{ g NaNO}_3$$



22.- ¿Qué volumen de O_2 en CN se obtiene de 1kg de clorato plástico?

Autor: Luis Morales



DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 u ; Cl = 35,5 u ; O = 16 u

Resolución:

$$m_{KClO_3} = 1 \text{ Kg} \cdot 1000 \text{ g} / 1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g}$$

$V_{O_2}?$

Ajuste de la reacción química:

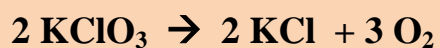


$$\begin{array}{l} (1)K: a = b \\ (2)Cl: a = b \\ (3)O: 3a = 2c \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \text{de (1): } a = 1 \\ \text{de (2): } b = 1 \\ \text{de (3): } 3 \cdot 1 = 2 \cdot c ; c = 3/2 \end{array} \right.$$

Si nos vamos a la reacción química:



Quitando denominadores:



Reacción ajustada.

Recordemos **1 mol O_2 en C.N / 22,4 L O_2** (1)

La relación estequiométrica entre el clorato de potasio y el oxígeno es:

$$2 \text{ moles } KClO / 3 \text{ moles } O_2 \text{ (2)}$$

Calculemos el valor del mol de KClO_3 :

$$\text{Mm } \text{KClO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{K: } 1 \cdot 39,1 \text{ u} = 39,1 \text{ u} \\ \text{Cl: } 1 \cdot 35,5 \text{ u} = 35,5 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \\ \hline 122,6 \text{ u} \end{array} \right. ; 1 \text{ mol } \text{KClO}_3 / 122,6 \text{ g } \text{KClO}_3$$

El nº de moles de KClO_3 puestos en juego son:

$$1000 \text{ g } \text{KClO}_3 / 122,6 \text{ g} = 8,15 \text{ moles } \text{KClO}_3$$

Trabajando con las proporciones (1) y (2) podemos escribir:

$$8,15 \text{ moles } \text{KClO}_3 \cdot 3 \cdot 22,4 \text{ L } \text{O}_2 / 2 \text{ moles } \text{KClO}_3 = 273,84 \text{ l } \text{O}_2$$

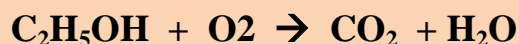
23.- La combustión del etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) produce dióxido de carbono y agua. Calcula:

- Escribe y ajusta la ecuación
- Calcular el número de moles de O_2 que se necesitan para producir 0.8 moles de CO_2
- Hallar el número de moléculas de H_2O que se producirán a partir de 25 moléculas de alcohol.
- Calcular el número de moles de etanol que reaccionaran con $4,6 \cdot 10^{24}$ moléculas de O_2 .

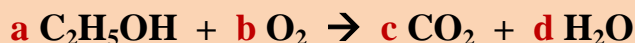
DATOS: Masas atómicas: C = 12 u ; H = 1 u ; O = 16 u

Resolución:

a)

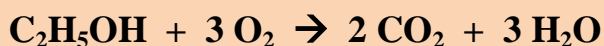


Ajuste de la reacción química:



$$\begin{cases} (1)\text{C: } 2a = c \\ (2)\text{H: } 6a = 2d \\ (3)\text{O: } a + 2b = 2c + d \end{cases} \quad \begin{cases} \text{De (1): } a = 1 \rightarrow c = 2 \\ \text{De (2): } 6 \cdot 1 = 2d ; d = 6/2 = 3 \\ \text{De (3): } 1 + 2b = 2 \cdot 2 + 3 ; 2b = 6 ; b = 3 \end{cases}$$

Nos vamos a la reacción a sustituir los valores de los coeficientes literales:



Reacción ajustada

b)

Según la reacción química, la proporción entre O_2 y CO_2 es la siguiente:

$$3 \text{ moles } \text{O}_2 / 2 \text{ moles } \text{CO}_2$$

$$0,8 \text{ moles } \text{CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ moles } \text{O}_2}{2 \text{ moles } \text{CO}_2} = 1,2 \text{ moles } \text{O}_2$$

c)

Con 25 moléculas de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ → Cuántas de alcohol?

La relación estequiométrica en moles entre el H_2O y el $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ es la siguiente:

$$\begin{aligned} &1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \text{ moles } \text{H}_2\text{O} \\ &1 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ &1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{H}_2\text{O} \end{aligned}$$

Podemos establecer la siguiente proporción:

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{O}$$

Con nuestra muestra:

$$\cancel{25 \text{ moléc. C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \cancel{3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. H}_2\text{O}} / \cancel{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. C}_2\text{H}_5\text{OH}} =$$

$$= 75 \text{ moléculas de H}_2\text{O}$$

d)

La relación entre $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ y O_2 , según la reacción es:

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \text{ moles O}_2 \quad (1)$$

$$6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2$$

Con nuestra muestra en moléculas tendremos un número de moles:

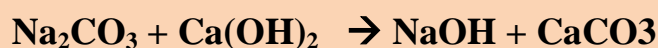
$$1 \text{ mol O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

$$\cancel{4,6 \cdot 10^{24} \text{ moléc. O}_2} \cdot \cancel{1 \text{ mol O}_2 / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléc. O}_2} = 7,6 \text{ moles O}_2$$

Si nos vamos a la proporción (1):

$$\cancel{7,6 \text{ moles O}_2} \cdot \cancel{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} / 3 \text{ moles O}_2} = 2,53 \text{ moléculas C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

24.- Por reacción entre el carbonato de sodio y el hidróxido de calcio se obtiene NaOH y CaCO_3 .



Calcular:

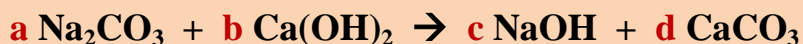
a) La cantidad de Na_2CO_3 necesarios para obtener 25kg de NaOH.

b) La cantidad de CaCO_3 formado en la reacción.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23 u ; C = 12 u ; O = 16 u ; Ca = 40 u

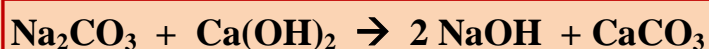
Resolución:

Ajustemos la reacción química:



$$\begin{array}{l} (1) \text{Na: } 2a = c \\ (2) \text{C: } a = d \\ (3) \text{O: } 3a + 2b = c + 3d \\ (4) \text{H: } 2b = c \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{De (1): } a = 1 \rightarrow c = 2 \\ \text{De (2): } d = 1 \\ \text{De (4): } 2b = 2 ; b = 1 \\ \text{No hace falta utilizar la ecuación (3)} \end{array} \right.$$

Nos vamos a la reacción:



Reacción ajustada

a)

Relación estequiométrica entre el Na_2CO_3 y NaOH :

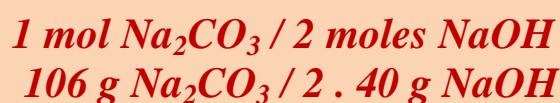


Calculo del valor de los moles de ambos compuestos:

$$\begin{array}{l} \text{Mm Na}_2\text{CO}_3 \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 2 \cdot 23 \text{ u} = 46 \text{ u} \\ \text{C: } 1 \cdot 12 \text{ u} = 12 \text{ u} \\ \text{O: } 3 \cdot 16 \text{ u} = 48 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 106 \text{ u} ; 1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 / 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \end{array}$$

$$\begin{array}{l} \text{Mm NaOH} \left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } 1 \cdot 23 \text{ u} = 23 \text{ u} \\ \text{O: } 1 \cdot 16 \text{ u} = 16 \text{ u} \\ \text{H: } 1 \cdot 1 \text{ u} = 1 \text{ u} \end{array} \right. \\ \hline 40 \text{ u} ; 1 \text{ mol NaOH} / 40 \text{ g NaOH} \end{array}$$

Recordando la proporción (1):



y partiendo de 25 Kg (25000 g) de NaOH, la cantidad necesaria de Na₂CO₃ será:

$$25000 \text{ g NaOH} \cdot 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 / 2 \cdot 40 \text{ g NaOH} = 33125 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

b)

Relación estequiométrica entre Na₂CO₃ y CaCO₃:

$$1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 / 1 \text{ mol CaCO}_3$$

Mm CaCO₃ (Debéis calcularlo para comprobar) = 100 u

$$1 \text{ mol CaCO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3$$

$$106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 / 100 \text{ g CaCO}_3$$

Con la cantidad de Na₂CO₃ puesta en juego se obtendrá una masa de CaCO₃:

$$33125 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 100 \text{ g CaCO}_3 / 106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 = 31250 \text{ g CaCO}_3$$

----- O -----