



PREPARATORIA ABIERTA PUEBLA

ESTEQUIOMETRÍA

Preparatoria

abierta

ELABORÓ

LUZ MARÍA ORTIZ CORTÉS

ESTEQUIOMETRÍA

- Para los químicos es necesario calcular las cantidades de reactivos o de productos, para ello, se basan en ecuaciones químicas balanceadas, con el fin de evitar desperdicios o excedentes de sustancias que se formen durante las reacciones.



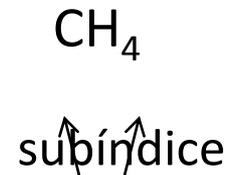
ESTEQUIOMETRÍA

- La **Estequiometría** es la rama de la Química que estudia las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos.
- La determinación del peso molecular de un compuesto a partir de los pesos atómicos de los elementos que lo constituyen, es muy importante en la realización de cálculos estequiométricos.



Peso molecular de un compuesto

- El peso molecular de un compuesto es la suma de los pesos atómicos de todos los átomos que se encuentran presentes en la molécula de un compuesto.
- Por ejemplo la molécula de metano indica lo siguiente:



El subíndice es el número que se escribe abajo y a la derecha del símbolo de un elemento. Indica el número de átomos del elemento a cuyo lado se encuentra. Para el caso del metano, el subíndice 1 del carbono indica que la molécula tiene un átomo de carbono, el subíndice 4 del hidrógeno indica que la molécula tiene 4 átomos de hidrógeno.

Debemos aclarar que cuando el subíndice es uno se puede omitir, es decir, no es necesario escribirlo. La presencia del símbolo de un elemento en una fórmula indica que hay un átomo de ese elemento.

Peso formular

- Para compuestos iónicos como el cloruro de sodio NaCl que no forman verdaderas moléculas es más apropiado utilizar el término peso formular. Para este compuesto:
- Pesos atómicos: Na= 23 uma, Cl= 35.5 uma

Para 1 átomo de Na= 23 uma x 1 = 23 uma

Para 1 átomo de Cl= 35.5 uma x 1 = 35.5 uma

58.5 uma

Determinación del peso molecular de un compuesto

- Determinaremos el peso molecular del metano CH_4 :
Para ello necesitamos los pesos atómicos de los elementos:
Para el C= 12 uma, del H= 1 uma

Para un átomo de C= 12 uma $\times 1 = 12$ uma

Para 4 átomos de H= 1 uma $\times 4 = \underline{4}$ uma
16 uma

El peso atómico del metano es 16 uma.

La uma es la unidad de masa atómica, equivale aproximadamente a la masa de un protón o de un neutrón.

1 uma= 1.66×10^{-24} g

Determinación de peso formular

- Determinaremos el peso formular del fosfato de calcio $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$:
- Pesos atómicos: Ca= 40 uma, P= 31 uma O= 16 uma



3 átomos de Ca 2 radicales fosfato

- En este caso, el peso atómico del calcio se debe multiplicar por 3, ya que el subíndice 3 indica que hay 3 átomos de ese elemento en el compuesto; se puede observar que hay dos grupos fosfato presentes en el compuesto. El subíndice 2 del fosfato multiplica a cada átomo presente en ese radical, por lo que, para el caso del fósforo, su peso atómico debe multiplicarse por 2 y para el caso del oxígeno, su peso atómico debe multiplicarse por 8.

Peso formular del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

$$\begin{aligned}\text{Ca} &= 40 \text{ uma} \times 3 \text{ átomos} = 120 \text{ uma} \\ \text{P} &= 31 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = 62 \text{ uma} \\ \text{O} &= 16 \text{ uma} \times 8 \text{ átomos} = \underline{128 \text{ uma}} \\ & \qquad \qquad \qquad 310 \text{ uma}\end{aligned}$$

El fosfato de calcio se encuentra en huesos y dientes.



ACTIVIDAD

- Determina el peso molecular de:
 - a) Ácido sulfúrico H_2SO_4
 - b) Ácido nítrico HNO_3
 - c) Hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$

Respuestas :

- a) 98 uma
- b) 63 uma
- c) 78 uma

Estequiometría

- Composición porcentual:
- Para calcular el porcentaje en peso de cada elemento en un compuesto se aplica la fórmula:

$$\% \text{ en Peso de elemento} = \frac{\text{Peso atómico total del elemento}}{\text{Peso molecular del compuesto}} \times 100$$

Composición Porcentual

- Problemas propuestos:

Calcular el porcentaje de cada elemento en el agua H_2O :

Primero debemos determinar el peso molecular del compuesto a partir de sus pesos atómicos:

$$H = 1 \text{ uma} \quad O = 16 \text{ uma}$$

$$H = 1 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = 2 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = \underline{16 \text{ uma}}$$

$$18 \text{ uma}$$

Peso molecular del
agua

Composición porcentual

- Ahora determinaremos el porcentaje en peso de cada elemento en este compuesto:

- $$\% \text{ en Peso de H} = \frac{2 \text{ uma}}{18 \text{ uma}} \times 100 = 11.11 \%$$

$$\% \text{ en Peso de O} = \frac{16 \text{ uma}}{18 \text{ uma}} \times 100 = \underline{88.89 \%$$

Total 100 %

Composición porcentual

- Esto significa que una muestra de agua siempre contendrá un 11.11 % de H en peso y un 88.88 % de O, sin importar su procedencia, de acuerdo a la ley de las proporciones definidas.



Ley de las Proporciones Definidas

- Joseph Louis Proust (1754-1826), químico francés, enunció la:
Ley de las proporciones definidas:
- Un compuesto dado siempre contiene los mismos elementos en las mismas proporciones de masa.



Composición porcentual

- Determinar el porcentaje de cada elemento en el ácido sulfúrico H_2SO_4 :
- Se determina el peso formular del compuesto:
- Pesos atómicos: H = 1 uma S = 32 uma O = 16 uma

$$\% \text{ de H} = 1 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = 2 \text{ uma}$$

$$\% \text{ de S} = 32 \text{ uma} \times 1 \text{ átomos} = 32 \text{ uma}$$

$$\% \text{ de O} = 16 \text{ uma} \times 4 \text{ átomos} = \underline{64 \text{ uma}}$$
$$98 \text{ uma}$$

Composición porcentual

- Se determina el % en peso de cada elemento en el compuesto:

- % en Peso de H = $\frac{2 \text{ uma}}{98 \text{ uma}} \times 100 = 2.04 \%$

$$\% \text{ en Peso de S} = \frac{32 \text{ uma}}{98 \text{ uma}} \times 100 = 32.65 \%$$

$$\% \text{ en Peso de O} = \frac{64 \text{ uma}}{98 \text{ uma}} \times 100 = \underline{65.30 \%}$$

$$99.99 \% \approx 100 \%$$

El símbolo \approx significa aproximadamente igual a.

Problemas propuestos

- El ácido fosfórico H_3PO_4 se utiliza para resaltar el sabor de las bebidas gaseosas.
- Calcular la composición porcentual de este compuesto.
- Respuesta.
%H= 3.06
% P= 31.63
% O= 65.30



Problemas propuestos

- El óxido de zinc ZnO se utiliza como ingrediente de las pomadas que previenen la rozadura en la piel de bebé.
- Calcular la composición porcentual de este compuesto.

Respuesta:

$Zn = 80.34$

$O = 19.65$



Mol

- Es el peso en gramos de un elemento que es numéricamente igual al peso atómico de ese elemento.
El peso atómico del sodio, Na es 23 uma, por tanto, un mol de átomos de Na pesa 23 g.
Un mol de átomos de Aluminio, pesa 27 g (el peso atómico de ese elemento expresado en gramos).
- El término mol también se aplica a los compuestos, y es el peso en gramos que es numéricamente igual al peso molecular del compuesto.
- Un mol de moléculas de agua H_2O pesa 18 g. Es el peso molecular de este compuesto expresado en gramos.

Masa molar

- La masa en gramos de un mol de una sustancia es su **masa molar**. La masa molar (en gramos) de cualquier compuesto siempre es numéricamente igual a su peso molecular (en uma).

Mol

- El término mol es muy importante para realizar cálculos de cantidades de reactivos que se necesitan o productos que se desean obtener en una reacción, ya que, en la práctica, tanto en laboratorio como en la industria, no se manipulan átomos o moléculas individuales, sino cantidades medibles de sustancias, por lo que el mol es un estándar muy apropiado para realizar esos cálculos estequiométricos.



Mol

- Determina el peso de un mol de:
- Amoníaco NH_3
- Etano C_2H_6
- Glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Respuestas:

- a) 17 g
- b) 30 g
- c) 180 g

Número de Moles

- El número de moles n , de un elemento se determina de la siguiente manera.

$$n = \frac{\text{Peso en gramos del elemento}}{\text{Peso atómico del elemento en g/mol}}$$

Ejemplo:

Determinar el número de moles de Calcio que se encuentran en 50 g de ese elemento.

Datos

$n = ?$

Peso = 50 g

Peso atómico Ca = 40 uma

Fórmula

$$n = \frac{\text{Peso en gramos del elemento}}{\text{Peso atómico del elemento en g/mol}}$$

Sustitución

$$n = \frac{50 \cancel{\text{g}}}{40 \cancel{\text{g}}/\text{mol}}$$

Resultado

$$n = 1.25 \text{ mol}$$

Número de moles de un elemento

- ¿Cuántos gramos hay en 0.5 moles de Fe?

datos:

Fórmula

$g_{Fe} = ?$

$n = \frac{\text{Peso en g de elemento}}{\text{Peso atómico en g/mol}}$

$n = 0.5 \text{ mol}$

Peso atómico en g/mol

Peso atómico Fe = 55.85 uma

Despeje

$\text{Peso en g} = n \times \text{Peso atómico en g/mol}$

Sustitución

$\text{Peso en g} = 0.5 \cancel{\text{ mol}} \times 55.85 \cancel{\text{ g/mol}}$

$\text{Peso en g} = 27.925 \text{ g de Fe}$

Número de moles de compuesto

- El número de moles de un compuesto presentes en una muestra del mismo se determina por medio de:

$$\text{número de moles } n \text{ de compuesto} = \frac{\text{Peso en gramos de compuesto}}{\text{Peso molecular en g/mol}}$$

Problema resuelto:

Calcular el número de moles de agua presentes en 54 g de ese compuesto.

Datos	Fórmula	Resultado
n= ?	$n = \frac{54 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}}$	n= 3 moles
Peso en g H ₂ O= 54 g		
Peso molecular H ₂ O= 18 uma		

Número de moles de compuesto

- ¿Cuántos gramos se encuentran en 0.25 moles de sulfato de sodio Na_2SO_4 ?

Datos

Fórmula

$n = 0.25$ moles

$n = \frac{\text{Peso en g de Na}_2\text{SO}_4}{\text{Peso molecular}}$

Peso en g=?

Peso molecular

Peso molecular=

Se determina el peso molecular del Na_2SO_4 :

Pesos atómicos en uma: Na= 23, S= 32, O= 16

Na= 23 uma x 2 átomos= 46 uma

S= 32 uma x 1 átomo = 32 uma

O= 16 uma x 4 átomos= 64 uma

142 uma

Problema resuelto

- De la fórmula:

$$\text{número de moles } n \text{ de compuesto} = \frac{\text{Peso en gramos de compuesto}}{\text{Peso molecular en g/mol}}$$

Despejamos:

$$\text{Peso en gramos de compuesto} = \text{núm. de moles } n \times \text{Peso formular}$$

Sustitución:

$$\text{Peso en gramos} = 0.25 \cancel{\text{ mol}} \times 142 \cancel{\text{ g/mol}} = 35.5 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4$$

Problemas propuestos

- El N_2O monóxido de dinitrógeno se utiliza como propelente en aerosoles, como los botes que contienen crema batida; es llamado también gas hilarante (produce hilaridad o risa). Calcular el número de moles que se encuentran en 20 gramos de este gas.
- Respuesta: 0.45 mol



Problemas propuestos

- Calcular los gramos de sacarosa $C_{12}H_{22}O_{11}$ o azúcar de caña, que se encuentran en 0.1 mol de esta sustancia.



- Respuesta: 34.2 g

¿Cuántos moles hay en una moneda de plata pura que pesa 100 g?



Respuesta= 0.93 mol

Problemas propuestos

- ¿Cuántos gramos hay en 0.8 mol de urea $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$?

Respuesta= 48 g

- ¿Cuántos moles hay en 50 g de nitrato de amonio NH_4NO_3 ?

Respuesta= 0.625 mol

Número de Avogadro

- Es el verdadero número de átomos o moléculas que contiene un mol. Su valor es: 6.023×10^{23} átomos o moléculas.
- Así, un mol de átomos de azufre S pesa 32 g y tiene 6.023×10^{23} átomos de ese elemento.
- Un mol de átomos de agua pesa 18 g y tiene 6.023×10^{23} moléculas de ese compuesto.

Número de Avogadro

- El número de Avogadro que es igual a 6.023×10^{23} átomos o moléculas se denomina así en reconocimiento al físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856) quien formuló una hipótesis que condujo a la determinación de este número.



Problemas resueltos

- Cuántos átomos hay en 6 g de carbono?

Solución:

- Establecemos una regla de tres con los siguientes datos: si en 12 g (un mol de C) hay el número de Avogadro de átomos, entonces en 6 g habrá:

$$\begin{array}{ccc} 12 \text{ g} & \text{—————} & 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos} \\ 6 \text{ g} & \text{—————} & X \end{array}$$

Para despejar la incógnita se multiplican medios con medios y se divide entre el extremo conocido

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{6 \cancel{\text{g}} \times 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{12 \cancel{\text{g}}}$$

$$X = 3.0115 \times 10^{23} \text{ átomos de C}$$

Número de Avogadro

- ¿Cuántas moléculas hay en 54 g de agua?

Se establece una regla de tres con los datos: si en un mol de agua (18 g) hay el número de Avogadro de moléculas, entonces, en 54 g de ese compuesto habrá:

$$\begin{array}{rcl} 18 \text{ g} & \text{—} & 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 54 \text{ g} & \text{—} & X \end{array}$$

Se despeja la incógnita:

$$x = \frac{54 \cancel{\text{g}} \times 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{18 \cancel{\text{g}}}$$

$$x = 18.069 \times 10^{23} \text{ moléculas de agua}$$

Mol y número de Avogadro

¿Cuántos átomos están presentes de 3.14 g de Cu?

Solución:

Establecemos la relación: si en un mol de átomos de Cu (63.55 uma) hay el número de Avogadro de moléculas, entonces, en 3,14 g de ese elemento habrá:

$$\begin{array}{l} 63.55 \text{ g.} \longrightarrow 6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu} \\ 3.14 \text{ g} \longrightarrow X \end{array}$$

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ átomos de Cu} \times 3.14 \text{ g}}{63.55 \text{ g}}$$

Resultado: $0.298 \times 10^{23} = 2.98 \times 10^{22}$ átomos de Cu

Mol y número de Avogadro

- ¿Cuántos gramos de oro Au hay en 15.3 moles de ese elemento?
- Peso atómico de Au= 197 una 3.01×10^3 g

Establecemos la relación:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \quad \longrightarrow \quad 197 \text{ g de Au} \\ 15.3 \text{ moles} \quad \longrightarrow \quad X \end{array}$$

$$X = \frac{15.3 \text{ moles} \times 197 \text{ g de Au}}{1 \text{ mol}}$$

$$X = 3.01 \times 10^3 \text{ g.}$$

PROBLEMA RESUELTO

- ¿Cual es la masa en gramos de 13.2 uma?

$$1 \text{ uma} = 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

Se establece la relación:

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ uma} & \longrightarrow & 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 13.2 \text{ uma} & \longrightarrow & X \end{array}$$

Se despeja la incógnita:

$$\frac{13.2 \cancel{\text{ uma}} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \cancel{\text{ uma}}} = 21.9 \times 10^{-24} \text{ g}$$

$$\text{Resultado: } 21.9 \times 10^{-24} \text{ g} = 2.19 \times 10^{-23} \text{ g}$$

En exponentes negativos cuanto más grande es el número menor es su valor. Recorrimos una cifra el punto decimal de 21.9 a 2.19 para hacerla más chica, tenemos que ajustar el exponente de 10^{-24} a 10^{-23} para hacerlo una cifra más grande: 10^{-24} es más chico que 10^{-23} , para poder expresar cantidades equivalentes.

Problemas resueltos

- ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo individual de hierro Fe?
- Un átomo de Fe tiene un peso en uma de 55.85. Una uma tiene un peso en gramos de 1.66×10^{-24} , con estos datos se establece la relación:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \longrightarrow 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 55.85 \text{ uma} \longrightarrow X \end{array}$$

$$X = \frac{55.85 \cancel{\text{ uma}} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \cancel{\text{ uma}}}$$

$$x = 92.7 \times 10^{-24} \text{ g}$$

PROBLEMA RESUELTO

- ¿Cuál es el peso en gramos de un átomo individual de plata?

El peso atómico de Ag= 107.9 uma

Se establece la relación:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ uma} \longrightarrow 1.66 \times 10^{-24} \text{ g} \\ 107.9 \text{ uma} \longrightarrow X \end{array}$$

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{107.9 \text{ uma} \times 1.66 \times 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ uma}}$$

$$X = 179.11 \times 10^{-24} \text{ g} = 1.7911 \times 10^{-22} \text{ g}$$

PROBLEMAS PROPUESTOS

1. ¿Cuántos átomos están presentes en 5 g de sodio Na?
2. ¿Cuántas moléculas hay en 96 g de SO_2 ?
3. ¿Cuántos átomos hay en 20 g de aluminio?
4. ¿Cuántos moles hay en 10 g de azufre S?
5. ¿Cuántos moles hay en 50 g de ácido acético CH_3COOH ?
6. ¿Cuál es el peso de un átomo individual de Al?

Respuestas

Respuestas:

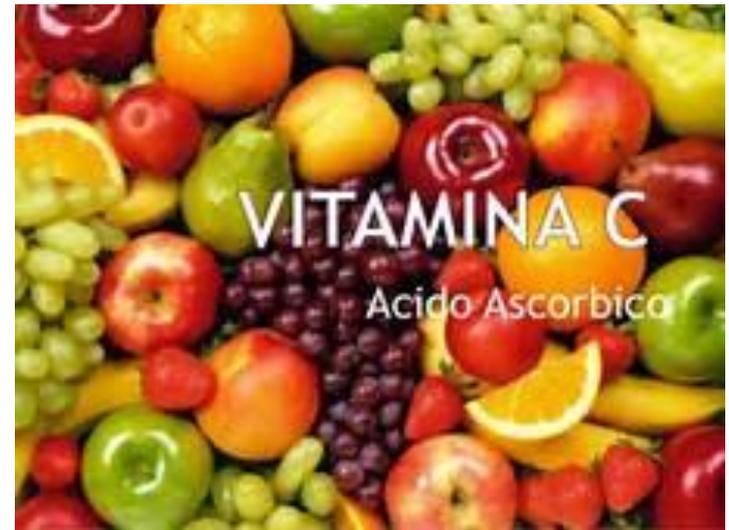
- 1) 1.309×10^{23} átomos
- 2) 9×10^{23} moléculas
- 3) 4.46×10^{23}
- 4) 0.3125 moles
- 5) 0.833 moles
- 6) 44.82×10^{-24} g

Fórmula mínima o empírica

- La fórmula mínima o empírica expresa la mínima relación de números enteros de átomos presentes en un compuesto.
- Para determinar la fórmula empírica se realiza lo siguiente:
 1. Se considera una cantidad definida de compuesto, generalmente 100 g.
 2. Se convierten los gramos de cada elemento en moles.
 3. Los valores obtenidos en el paso 2 se dividen entre el menor de ellos, para obtener los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica.
 4. Si los números obtenidos en el paso 3 no son enteros se multiplican por el número más pequeño que los convierta en números enteros.

Fórmula mínima o empírica

- Acido ascórbico o vitamina C previene el resfriado común, contiene 40.92 % en masa de C, 4.58 % de H y 54.40 % de O. Determinar su fórmula empírica.



Fórmula mínima o empírica

- El ácido ascórbico (vitamina C), contiene 40.92 % en masa de C, 4.58 % de H y 54.40 % de O. Determinar su fórmula empírica.
1. El porcentaje en masa de cada elemento se expresa en gramos para obtener el número de moles, a partir de los pesos atómicos de los elementos: H= 1 uma, C= 12 uma, O= 16 uma

$$n\text{C} = \frac{40.92 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}}$$

$$n\text{C} = 3.4 \text{ mol}$$

$$n\text{O} = \frac{54.40 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}}$$

$$n\text{O} = 3.4 \text{ mol}$$

$$n\text{H} = \frac{4.58 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}}$$

$$n\text{H} = 4.58 \text{ mol}$$

FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

- Se divide cada valor encontrado entre el menor de ellos:

$$\frac{n_C}{n_C} = \frac{3.4 \text{ mol}}{3.4 \text{ mol}} = 1$$

$$\frac{n_H}{n_C} = \frac{4.58 \text{ mol}}{3.4 \text{ mol}} = 1.347$$

$$\frac{n_O}{n_C} = \frac{3.4 \text{ mol}}{3.4 \text{ mol}} = 1$$

Como el valor 1.347 dista mucho del 2, se multiplica por 3 para hacerlo entero. De la misma manera se multiplican los demás valores por 3. Los valores obtenidos se escriben como subíndices de cada elemento en la fórmula empírica del ácido ascórbico:



Problema resuelto

- El análisis de una muestra de sal contiene 56.58 % de K, 8.68 % de C, 34.73 % de O. Determinar la fórmula empírica.
- Los porcentajes de cada elemento se expresan en gramos para calcular sus números de moles:

$$nK = \frac{56.58 \text{ g}}{39 \text{ g/mol}} \quad nK = 1.45 \text{ mol}$$

$$nC = \frac{8.68 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} \quad nC = 0.723 \text{ mol}$$

$$nO = \frac{34.73 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} \quad nO = 2.17 \text{ mol}$$

FÓRMULA MÍNIMA O EMPÍRICA

- Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{nK}{nC} = \frac{1.45 \cancel{\text{ mol}}}{0.723 \cancel{\text{ mol}}} = 2$$

$$\frac{nC}{nC} = \frac{0.723 \cancel{\text{ mol}}}{0.723 \cancel{\text{ mol}}} = 1$$

$$\frac{nO}{nC} = \frac{2.17 \cancel{\text{ mol}}}{0.723 \cancel{\text{ mol}}} = 3$$

Los valores obtenidos se escriben como subíndices de cada elemento en la fórmula empírica:



Carbonato de calcio

Problema resuelto

- Determinar la fórmula empírica de un compuesto que contiene 11.6 g de Hierro y 5.01 g de oxígeno.
- Se determina el número de moles de cada elemento:

Pesos atómicos Fe= 55.85 uma, O= 16 uma

$$n_{\text{Fe}} = \frac{11.6 \text{ g}}{55.85 \text{ g/mol}} \quad n_{\text{Fe}} = 0.2076 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{5.01 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} \quad n_{\text{O}} = 0.313 \text{ mol}$$

Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{n_{\text{Fe}}}{n_{\text{Fe}}} = \frac{0.2076 \text{ moles}}{0.2076 \text{ moles}} = 1$$

Problemas resueltos

$$\frac{n_{\text{O}}}{n_{\text{Fe}}} = \frac{0.313 \text{ mol}}{0.2076 \text{ mol}} = 1.5$$

Se multiplican por 2 los números obtenidos para obtener números enteros como subíndices en la fórmula empírica:



Fórmula empírica

Calcular la fórmula empírica del compuesto cuya composición porcentual es:

Se determina el número de moles de cada elemento, a partir de sus pesos atómicos: 55.3 % de K, 14.6 % P, 30.1 % de O

Pesos atómicos: K= 39 uma, P= 31 uma, O= 16 uma

$$nK = \frac{55.3 \text{ g}}{39 \text{ g/mol}} = 1.4179 \text{ mol} \quad nP = \frac{14.6 \text{ g}}{31 \text{ g/mol}} = 0.47 \text{ mol}$$

$$nO = \frac{30.1 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1.88 \text{ mol}$$

Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{nK}{nP} = \frac{1.4179 \text{ mol}}{0.47 \text{ mol}} = 3 \quad \frac{nP}{nP} = \frac{0.47 \text{ mol}}{0.47 \text{ mol}} = 1 \quad \frac{nO}{nP} = \frac{1.88 \text{ mol}}{0.47 \text{ mol}} = 4$$

PROBLEMA RESUELTO

Los números encontrados son los subíndices de la fórmula empírica:

K_3PO_4 Fórmula empírica del fosfato de potasio

Problema resuelto

- Determinar la fórmula empírica del compuesto cuya composición porcentual es:

64.1 % de Cu, 35.95 de Cl

Se determina el número de moles de cada elemento a partir de sus pesos atómicos: Cu= 63.55 uma, Cl= 35.5 uma

$$n_{\text{Cu}} = \frac{64.1 \text{ g}}{63.55 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol} \quad n_{\text{Cl}} = \frac{35.95 \text{ g}}{35.5 \text{ g/mol}} = 1 \text{ mol}$$

Los números encontrados son los subíndices de la fórmula mínima o empírica: CuCl cloruro cuproso o cloruro de cobre I

Fórmula molecular

- La fórmula molecular se puede calcular a partir de la fórmula empírica si se conoce el peso molecular del compuesto. Los subíndices de la fórmula molecular de una sustancia siempre son múltiplos enteros de los subíndices correspondientes en su fórmula empírica. Para calcular la fórmula molecular se debe calcular la cantidad de unidades de la fórmula empírica que contiene la fórmula molecular.

$$n = \frac{\text{masa molar o peso molecular en gramos}}{\text{masa de fórmula empírica}} = \text{cantidad de unidades de fórmula empírica}$$

Anteriormente se determinó que la fórmula empírica del ácido ascórbico es $C_3H_4O_3$. El peso molecular determinado experimentalmente para el ácido ascórbico es de 176 uma.

Fórmula molecular

Determinaremos su fórmula molecular:

Se determina el peso molecular de la fórmula mínima $C_3H_4O_3$:

Pesos atómicos C= 12 uma, H= 1 uma, O= 16 uma

3 átomos de C= 12 uma x 3 átomos = 36 uma

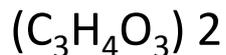
4 átomos de H= 1 uma x 4 átomos = 4 uma

3 átomos de O= 16 uma x 3 átomos = 48 uma

88 uma

$$n = \frac{176 \text{ uma}}{88 \text{ uma}} = 2$$

unidades de fórmula empírica en la fórmula molecular. El 2 multiplica a los subíndices de la fórmula empírica.



$C_6H_8O_6$ fórmula molecular del ácido ascórbico

Fórmula molecular

- El propeno o propileno es un hidrocarburo cuya masa molar es de 42 g y contiene 14.3 % de H y 85.7 % de C. Determinar la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica.
- Primero se determina la fórmula empírica:
- Se calcula el número de moles de cada elemento. El porcentaje en masa de cada elemento se expresa en gramos:

$$nH = \frac{14.3 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = nH = 14.3 \text{ mol}$$

$$nC = \frac{85.7 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = nC = 7.141 \text{ mol}$$

Fórmula molecular

- Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{nH}{nC} = \frac{14.3 \text{ mol}}{7.141 \text{ mol}} = 2$$

$$\frac{nC}{nC} = \frac{7.141 \text{ mol}}{7.141 \text{ mol}} = 1$$

Los números encontrados son los subíndices en la fórmula empírica:



FÓRMULA EMPÍRICA

- Se determina la masa molar de la fórmula empírica CH_2 , a partir de los pesos atómicos:

$$\text{H} = 1 \text{ uma}, \text{ C} = 12 \text{ uma}$$

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 12 \text{ uma}$$

$$\text{H} = 1 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = \underline{2 \text{ uma}}$$
$$14 \text{ uma}$$

- A partir de la masa molar se determina en número de unidades de fórmula empírica en la fórmula molecular:

$$n = \frac{42 \text{ g/mol}}{14 \text{ g/mol}} \quad n = 3$$

$(\text{CH}_2)_n$ se multiplica por 3 cada subíndice: C_3H_6 fórmula molecular del propeno

Fórmula molecular

- La fructosa es un azúcar natural muy dulce que se encuentra en la miel, frutas, jugos de frutas. Su masa molar es de 180 g/mol y su composición es 40 % de C, 6.75 de H y 53.3 % de O. Determinar la fórmula molecular de la fructosa.
- Se determina la fórmula empírica.
- Se obtiene el número de moles de cada elemento. El porcentaje en masa de cada elemento se expresa en gramos.

$$n_C = \frac{40 \cancel{\text{g}}}{12 \cancel{\text{g/mol}}}$$

$$n_C = 3.333 \text{ mol}$$

$$n_O = \frac{53.3 \cancel{\text{g}}}{16 \cancel{\text{g/mol}}} = 3.333 \text{ mol}$$

$$n_H = \frac{6.75 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{g/mol}}}$$

$$n_H = 6.75 \text{ mol}$$

Fórmula molecular

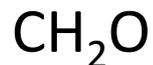
- Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{n_C}{n_C} = \frac{3.33 \text{ mol}}{3.33 \text{ mol}} = 1$$

$$\frac{n_O}{n_C} = \frac{3.33 \text{ mol}}{3.33 \text{ mol}} = 1$$

$$n_H = \frac{6.75 \text{ mol}}{3.33 \text{ mol}} = 2$$

Los números encontrados son los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica:



Problema resuelto

- Se determina la masa molar de la fórmula empírica:

Pesos atómicos: C= 12 uma, H= 1 uma, O= 16 uma

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 12 \text{ uma}$$

$$\text{H} = 1 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = 2 \text{ uma}$$

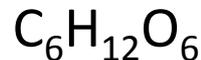
$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = \underline{16 \text{ uma}}$$

$$30 \text{ uma}$$

Se determina n a partir de la masa molar:

$$n = \frac{180 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}}$$

n=6 multiplica a los subíndices de la fórmula empírica



Fórmula molecular de la fructosa

FÓRMULA EMPÍRICA

- El etilénglicol es una sustancia empleada en los anticongelantes para automóvil. Tiene una composición en masa de 38.7 % de C, 9.7 % de H y 51.6 % en masa de O. Su peso molecular es de: 62.1 uma. Determinar la fórmula empírica y molecular.
- Se determina la fórmula empírica del compuesto. Primero se calcula el número de moles de cada elemento a partir de sus pesos atómicos:

$$n_C = \frac{38.7 \cancel{\text{g}}}{12 \cancel{\text{g/mol}}} = 3.225$$

$$n_O = \frac{51.6 \cancel{\text{g}}}{16 \cancel{\text{g/mol}}} = 3.225 \text{ mol}$$

$$n_H = \frac{9.7 \cancel{\text{g}}}{1 \cancel{\text{g/mol}}} = 9.7 \text{ mol}$$

Fórmula molecular

Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{n_C}{n_C} = \frac{3.225 \text{ mol}}{3.225 \text{ mol}} = 1 \qquad n_H = \frac{9.7 \text{ mol}}{3.225 \text{ mol}} = 3$$

$$\frac{n_O}{n_C} = \frac{3.225 \text{ mol}}{3.225 \text{ mol}} = 1$$

Los números encontrados son los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica:



Problema resuelto

- Se determina la fórmula molecular a partir de la fórmula empírica.
- Se calcula la masa molar de la fórmula empírica: CH_3O a partir de los pesos atómicos de los elementos.

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \quad \times 1 \text{ átomo} = 12 \text{ uma}$$

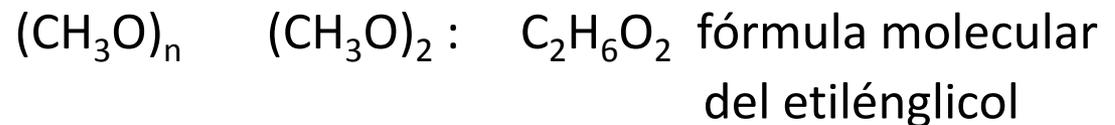
$$\text{H} = 1 \text{ uma} \quad \times 3 \text{ átomos} = 3 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \quad \times 1 \text{ átomo} = \underline{16 \text{ uma}}$$

$$31 \text{ uma}$$

Se determina:

$$n = \frac{62 \text{ g/mol}}{31 \text{ g/mol}} \quad n = 2 \quad \text{es el número de unidades de la fórmula empírica en la fórmula molecular.}$$



Fórmula molecular

- Determina la fórmula de la cafeína, un estimulante que se encuentra en el café. Tiene una composición en masa de: 49.5 % de C, 5.15 % de H, 28.9 % de N, 16.5 % de O. Su peso molecular es de 195 g/mol.

Para determinar la fórmula empírica primero se determina el número de moles de cada elemento, sus porcentajes en masa se expresan en gramos:

$$n\text{C} = \frac{49.5 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 4.125 \text{ mol}$$

$$n\text{H} = \frac{5.15 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 5.15 \text{ mol}$$

$$n\text{N} = \frac{28.9 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 2.06 \text{ mol}$$

$$n\text{O} = \frac{16.5 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1.03 \text{ mol}$$

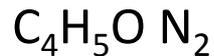
Problema resuelto

- Se divide cada valor entre el menor de ellos:

$$\frac{n_C}{n_O} = \frac{4.125 \text{ mol}}{1.03 \text{ mol}} = 4 \qquad \frac{n_H}{n_O} = \frac{5.15 \text{ mol}}{1.03 \text{ mol}} = 5$$

$$\frac{n_N}{n_O} = \frac{2.06 \text{ mol}}{1.03 \text{ mol}} = 2 \qquad \frac{n_O}{n_O} = \frac{1.03 \text{ mol}}{1.03 \text{ mol}} = 1$$

Los números encontrados son los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica:



FÓRMULA MOLECULAR

- Se determina la masa molar de la fórmula empírica $C_4H_5ON_2$:
a partir de los pesos atómicos de cada elemento:

$$C = 12 \text{ uma} \times 4 \text{ átomos} = 48 \text{ uma}$$

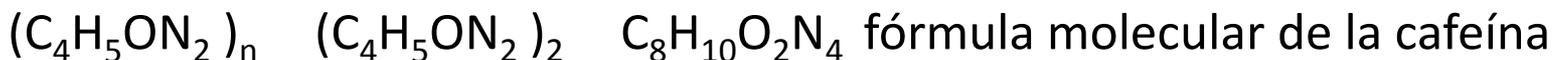
$$H = 1 \text{ uma} \times 5 \text{ átomos} = 5 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 16 \text{ uma}$$

$$N = 14 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = \underline{28 \text{ uma}}$$
$$97 \text{ uma}$$

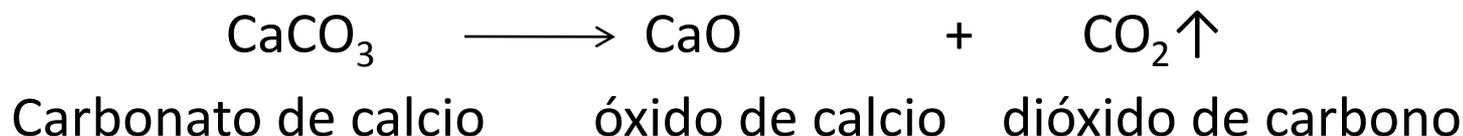
Se determina n:

$$n = \frac{195 \text{ g/mol}}{97 \text{ g/mol}} \quad n=2 \text{ es el número de unidades de la fórmula empírica en la fórmula molecular:}$$



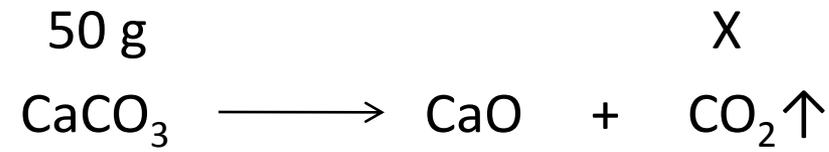
Cálculos estequiométricos

- Determinar la cantidad de dióxido de carbono que se obtiene de la descomposición térmica de 50 gramos de carbonato de calcio:



Solución:

Primero subrayamos las fórmulas de los compuestos considerados en el problema, a partir de las cuales se harán los cálculos para resolverlo. La X se anota arriba de la fórmula de la sustancia que es la incógnita, o sea, la cantidad que se va a determinar:



Cálculos estequiométricos

- Se determinan los pesos moleculares de las sustancias subrayadas:
- Para el CaCO_3 carbonato de calcio:
pesos atómicos: Ca= 40 uma, C= 12 uma, O= 16 uma

$$\begin{array}{r} \text{Ca} = 40 \text{ uma} \quad \times 1 \text{ átomo} = 40 \text{ uma} \\ \text{C} = 12 \text{ uma} \quad \times 1 \text{ átomo} = 12 \text{ uma} \\ \text{O} = 16 \text{ uma} \quad \times 3 \text{ átomos} = \underline{48 \text{ uma}} \\ \hline 100 \text{ uma} \end{array}$$

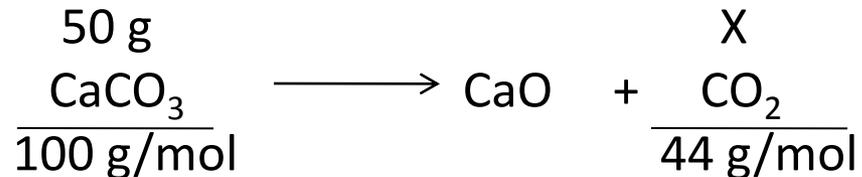
El resultado se expresa en g/mol, ya que en la práctica, cuando se efectúa una reacción no interviene una molécula, sino un mol de moléculas.

Para el dióxido de carbono CO_2 :

$$\begin{array}{r} \text{C} = 12 \text{ uma} \quad \times 1 \text{ átomo} = 12 \text{ uma} \\ \text{O} = 16 \text{ uma} \quad \times 2 \text{ átomos} = \underline{32 \text{ uma}} \\ \hline 44 \text{ uma} \end{array}$$

Cálculos estequiométricos

Los pesos moleculares en g/mol se anotan debajo de las fórmulas correspondientes:



Con estos datos se establece una ecuación:

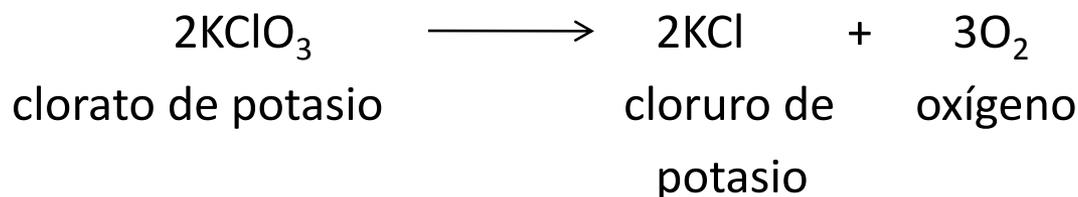
$$\frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = \frac{X}{44 \text{ g/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

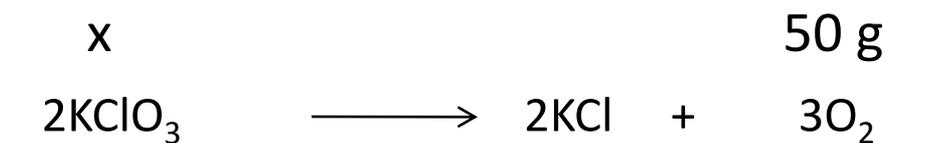
$$X = \frac{50 \text{ g} \times 44 \text{ g/mol}}{100 \text{ g/mol}} \quad x = 22 \text{ g de CO}_2$$

Cálculos estequiométricos

- Determinar la cantidad de clorato de potasio que se debe descomponer para obtener 50 g de oxígeno:



Se subrayan las fórmulas de las sustancias consideradas en el problema, clorato de potasio y oxígeno, colocando arriba las cantidades y la incógnita respectivamente, y debajo de ellas sus pesos moleculares en g/mol:



Cálculos estequiométricos

- Se determina el peso molecular del KClO_3 :

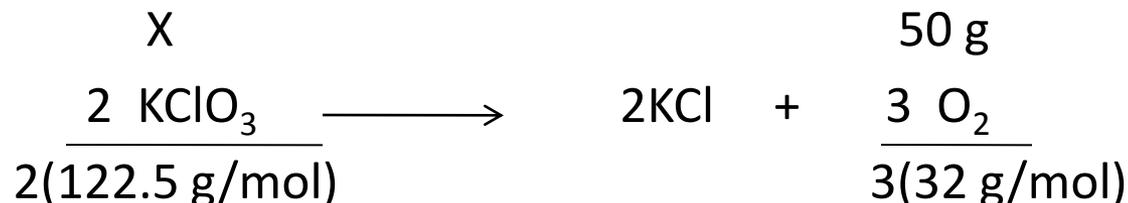
Pesos atómicos: K= 39 uma Cl= 35.5 uma O= 16 uma

$$\text{K} = 39 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 39 \text{ uma}$$

$$\text{Cl} = 35.5 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 35.5 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 3 \text{ átomos} = \underline{48 \text{ uma}}$$
$$122.5 \text{ uma}$$

Para la molécula de O_2 , Peso molecular= 32 uma



Cálculos estequiométricos

- Con estos datos se establece una ecuación:

- $$\frac{x}{245 \text{ g/mol}} = \frac{50 \text{ g}}{96 \text{ g/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

$$x = \frac{245 \cancel{\text{ g/mol}} \times 50 \text{ g}}{96 \cancel{\text{ g/mol}}}$$

$$x = 127.6 \text{ g. de KClO}_3$$

Problemas resueltos

- El metal aluminio reacciona con yodo para producir yoduro de aluminio. ¿Cuántos gramos de yodo se requieren para reaccionar con 123.2 g de metal aluminio?



- Solución: Se subrayan los símbolos donde se encuentren el elemento considerado como incógnita para este problema y el otro cuya cantidad será la referencia para realizar los cálculos:

Pesos atómicos: Al= 27 uma, 126.9 uma

$$\begin{array}{r} 123.2 \text{ g} \\ \underline{2 \text{ Al}} \\ 2(27 \text{ g/mol}) \end{array} + \begin{array}{r} X \\ \underline{3 \text{ I}_2} \\ 3(126.9 \text{ g/mol} \times 2) \end{array}$$

Problema resuelto

- Recuerda que debajo de los símbolos subrayados se anotan los pesos atómicos en g/mol de esos elementos, los cuales deberán multiplicarse por los coeficientes correspondientes.
- Con las cantidades así colocadas se establece una ecuación:

$$\frac{123.2 \text{ g}}{54 \text{ g/mol}} = \frac{X}{761.4 \text{ g/mol}}$$

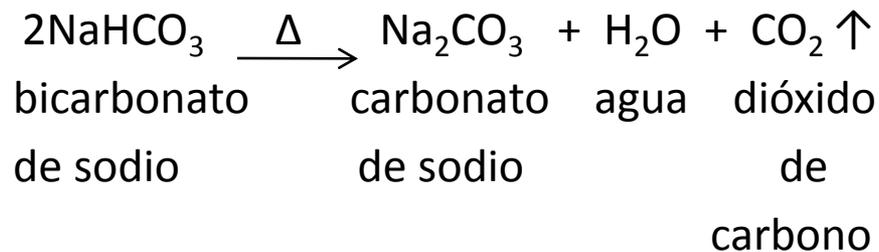
Despeje:

$$X = \frac{123.2 \text{ g} \times 761.4 \text{ g/mol}}{54 \text{ g/mol}}$$

$$x = 1737.12 \text{ g}$$

Problema resuelto

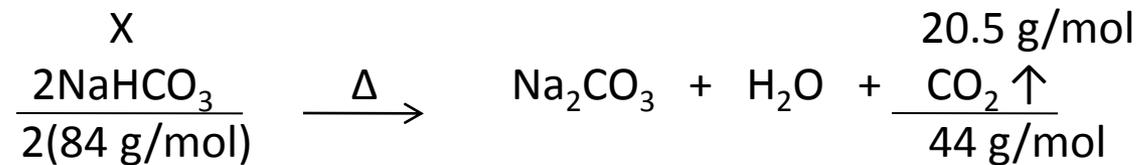
- Cuando se calienta el polvo para hornear, bicarbonato de sodio NaHCO_3 , libera CO_2 dióxido de carbono gaseoso, que es el responsable del esponjamiento de los pasteles, donas, galletas. Calcular la masa de NaHCO_3 que se requiere para producir 20.5 g de CO_2 .



Problema resuelto

Solución:

Se subrayan las fórmulas de las sustancias consideradas en el problema. Arriba de ellas se colocan la incógnita (cantidad de NaHCO_3 que se necesita para la reacción) y la cantidad de CO_2 que se va a producir. Abajo de ellas se colocan sus pesos moleculares en g/mol.



Se determina el peso molecular del NaHCO_3 :

Pesos atómicos: Na= 23 uma , H= 1 uma, O= 16 uma

$$\text{Na} = 23 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 23 \text{ uma}$$

$$\text{H} = 1 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 1 \text{ uma}$$

$$\text{C} = 12 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 12 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 3 \text{ átomos} = \underline{48 \text{ uma}}$$

84 uma

El resultado se expresa en g/mol

Problema resuelto

- Se determina el peso molecular del CO_2 :
Pesos atómicos: C= 12 uma, O= 16 uma
C= 12 uma x 1 átomo = 12 uma
O= 16 uma x 2 átomos= 32 uma
44 uma

Con los datos anotados se establece una ecuación:

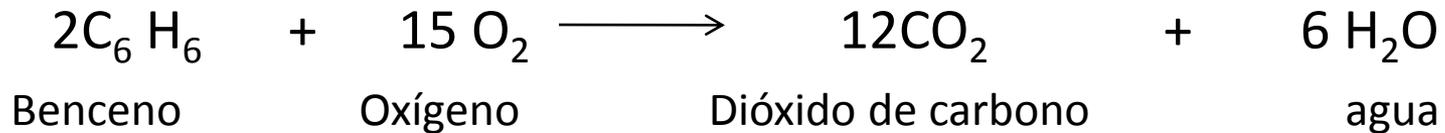
$$\frac{X}{2(84 \text{ g/mol})} = \frac{20.5 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

$$x = \frac{20.5 \text{ g} \times 168 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}} \quad x = 78.27 \text{ g}$$

Relación mol-mol

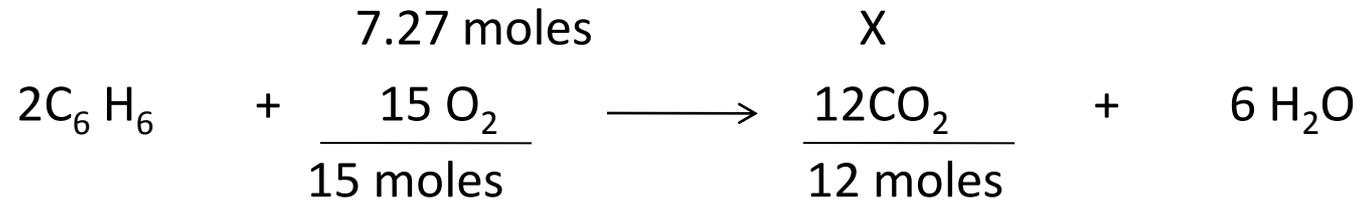
- El benceno reacciona con oxígeno para dar dióxido de carbono y agua.
- a) ¿Cuántos moles de CO_2 se producen cuando reaccionan 7.27 moles de oxígeno con suficiente benceno?
- b) ¿Cuántos moles de benceno se necesitan para reaccionar con oxígeno suficiente y formar 0.823 moles de agua?



Solución:

Se subrayan las fórmulas de las sustancias consideradas en el problema y arriba de ellas los datos que les corresponden (moles de CO_2 y moles de oxígeno) a partir de los cuales se resolverá:

Relación mol a mol



Se establece una ecuación:

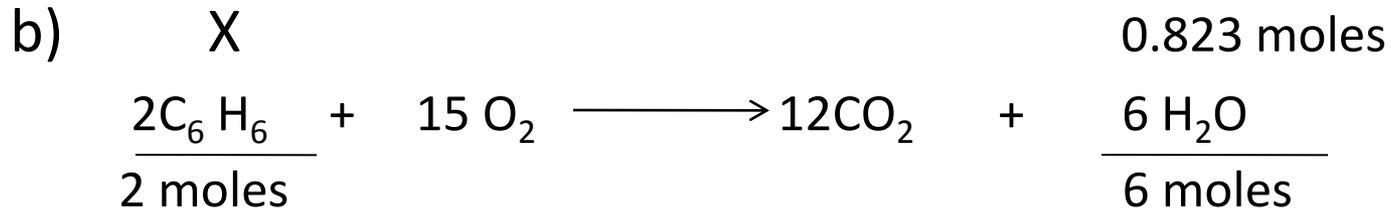
$$\frac{7.27 \text{ moles de O}_2}{15 \text{ moles}} = \frac{X \text{ moles de CO}_2}{12 \text{ moles}}$$

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{7.27 \text{ moles de O}_2}{15 \text{ moles de O}_2} \times 12 \text{ moles de CO}_2$$

Resultado: 5.82 moles de CO₂

Relación mol a mol



Se establece la ecuación:

$$\frac{X}{2 \text{ moles}} = \frac{0.823 \text{ moles de H}_2\text{O}}{6 \text{ moles de H}_2\text{O}}$$

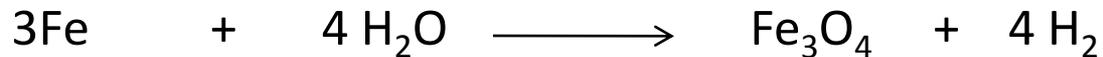
Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{2 \text{ moles de C}_6\text{H}_6 \times 0.823 \text{ moles de H}_2\text{O}}{6 \text{ moles de H}_2\text{O}}$$

Resultado= 0.274 moles de C₆H₆ Benceno

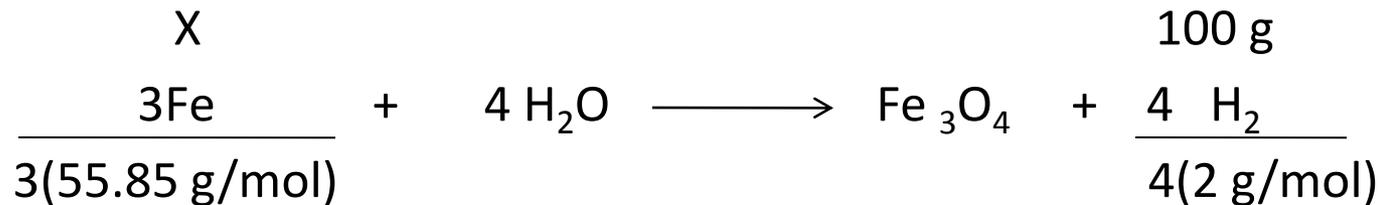
Problema resuelto

El hierro metálico reacciona con el vapor de agua H_2O para producir Fe_3O_4 y gas hidrógeno. ¿Cuántos moles de hierro se necesitan para producir 100 g de gas hidrógeno?



Solución:

Se subrayan las sustancias consideradas en el problemas, a partir de las cuales se realizarán los cálculos, para este caso, se coloca la incógnita X sobre el símbolo del hierro y 100 g sobre el H_2 . Debajo de ellas se colocarán los moles de ellas en g/mol.



Problema resuelto

- Pesos atómicos Fe= 55.85 uma, H=1 uma
Con los datos obtenidos se establece una ecuación:

$$\frac{X}{167.55 \text{ g/mol}} = \frac{100 \text{ g}}{8 \text{ g/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

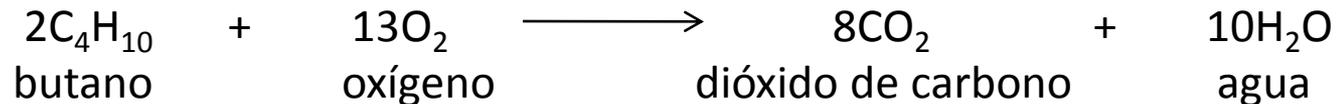
$$X = \frac{167.55 \text{ g/mol} \times 100 \text{ g}}{8 \text{ g/mol}} = 2094.375 \text{ g de hierro}$$

Esta cantidad de hierro se convierte a moles:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{\text{Peso en g de Fe}}{\text{Peso atómico g/mol}} \quad n_{\text{Fe}} = \frac{2094.375 \text{ g}}{55.85 \text{ g/mol}} = 37.5 \text{ mol}$$

Problema resuelto

- Cuando el butano reacciona con exceso de oxígeno se produce dióxido de carbono y agua.
 - a) ¿Cuántos litros de O₂ en condiciones normales se necesitarán para reaccionar con 1 mol de butano?
 - b) ¿Cuántos litros de CO₂ en CN se formarán y cuántos gramos de H₂O?
- Se escribe la ecuación química balanceada para esta reacción:



Se puede observar en la ecuación que para reaccionar con 2 moles de butano se necesitan 13 moles de oxígeno, entonces para que reaccione un mol de butano se requieren 6 y medio moles de oxígeno.

Como un mol de O₂ en condiciones normales de temperatura y presión ocupan un volumen de 22.4 litros, 6.5 moles de este gas ocuparán:

Problema resuelto

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol de O}_2 & \text{—————} & 22.4 \text{ litros} \\ 6.5 \text{ moles de O}_2 & \text{—————} & X \end{array}$$

Se despeja la incógnita:

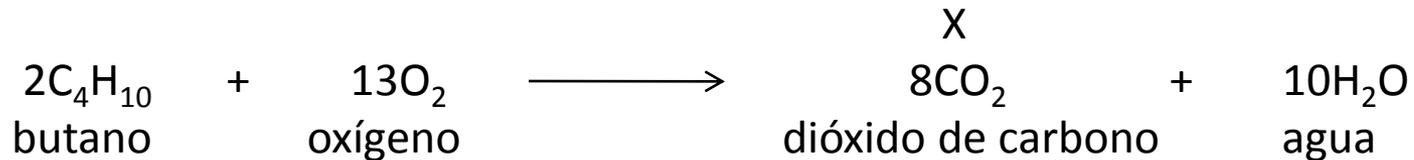
$$x = \frac{6.5 \text{ moles de O}_2 \times 22.4 \text{ litros de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

$$x = 145.6 \text{ litros de O}_2$$

Problema resuelto

b) ¿Cuántos litros de CO_2 en CN se formarán y cuántos gramos de H_2O ?

Se subrayan las fórmulas de las sustancias consideradas en el problema, en este caso, CO_2 y H_2O , arriba de ellas se colocan la incógnita



De dos moles de butano C_4H_{10} se forman 8 moles de dióxido de carbono, por lo que de un mol de butano se formarán 4 moles de dióxido de carbono.

Los cuatro moles de CO_2 se convierten a litros:

$$4 \text{ moles} \times 22.4 \text{ litros/mol} = 89.6 \text{ litros}$$

PROBLEMAS RESUELTOS

- De dos moles de butano se forman 10 de agua, por lo que de un mol de butano se obtienen 5 de agua, los cuales se convierten a gramos:

De la fórmula
$$n = \frac{\text{peso en gramos}}{\text{Peso molecular}}$$

Se despeja el peso del agua:

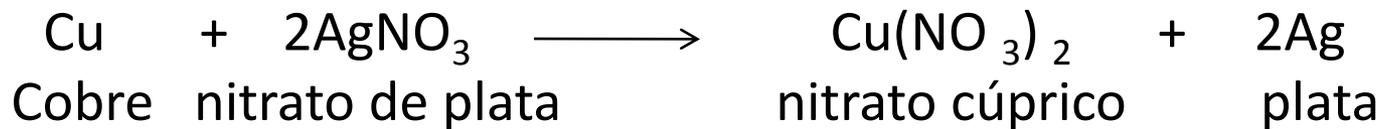
$$\text{Peso en gramos} = n \times \text{Peso molecular}$$

$$\text{Peso en gramos} = 5 \text{ moles} \times 18 \text{ g/mol}$$

$$\text{Peso en gramos} = 90 \text{ g.}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Se tienen 3 g de nitrato de plata AgNO_3 , se disuelve en agua y se hace reaccionar con cobre. Se obtiene plata que pesa 1.76 g. ¿Cuántos moles se tienen inicialmente y cuántos al final?



Solución:

Se obtiene el peso formular del AgNO_3 : partir de sus pesos atómicos: Ag= 107.9 uma, N= 14 uma, O= 16 uma

$$\text{Ag} = 107.8 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 107.9 \text{ uma}$$

$$\text{N} = 14 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 14.0 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 16 \text{ uma} \times 3 \text{ átomos} = \underline{48.0 \text{ uma}}$$

$$169.9 \text{ uma}$$

Problema resuelto

- Se determina el porcentaje en masa de cada elemento en el compuesto:

$$\% \text{ de Ag} = \frac{107.9 \text{ uma}}{169.9 \text{ uma}} \times 100 = 63.50 \%$$

$$\% \text{ de N} = \frac{14 \text{ uma}}{169.9 \text{ uma}} \times 100 = 8.24 \%$$

$$\% \text{ de O} = \frac{48 \text{ uma}}{169.9 \text{ uma}} \times 100 = \underline{28.25 \%}$$

99.99 %

PROBLEMA RESUELTO

- Se obtiene la cantidad de plata que se encuentra en 3 g de nitrato de plata a partir del porcentaje en masa del elemento en el compuesto:

El 63.50 % en masa de Ag en 3 g de AgNO_3 es:

$$\frac{3 \text{ g de } \text{AgNO}_3}{100 \%} \times 63.50 \% = 1.905 \text{ g}$$

Se obtiene el número de moles iniciales:

$$n = \frac{\text{Peso en g}}{\text{peso atómico}} \quad n = \frac{1.905 \text{ g}}{107.9 \text{ g/mol}} \quad n = 0.0176 \text{ mol de Ag}$$

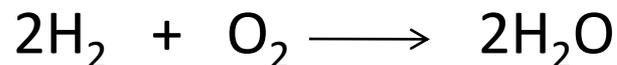
Se obtiene el número de moles finales:

$$n = \frac{\text{g}}{107.9 \text{ g/mol}} \quad n = 0.0163 \text{ mol de Ag}$$

Relación mol-mol

- ¿Cuántos moles de agua se pueden obtener haciendo reaccionar 0.010 mol de oxígeno con hidrógeno?
- ¿Cuántas moléculas de agua se obtienen?

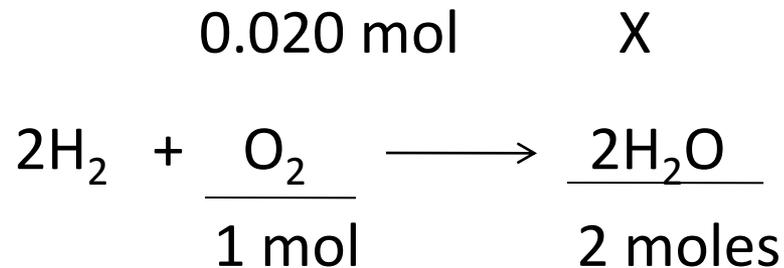
Reacción:



El transbordador espacial está impulsado por hidrógeno que reacciona con oxígeno para producir agua.

Problema resuelto

- Se subrayan las sustancias consideradas en el problema, colocando arriba de ellas sus cantidades correspondientes y la incógnita respectivamente, debajo de ellas los moles que reaccionan:



Se establece una ecuación:

$$\frac{0.020 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = \frac{X}{2 \text{ moles}}$$

Relación mol-mol

- Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{0.020 \text{ mol} \times 2 \text{ moles}}{1 \text{ mol}}$$

Resultado:

$$X = 0.04 \text{ mol de agua}$$

Para calcular el número de moléculas de agua que se obtienen se establece la relación:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol} \longrightarrow 6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \\ 0.04 \text{ mol} \longrightarrow X \end{array}$$

Se despeja la incógnita:

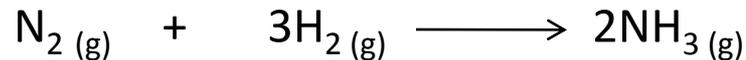
$$X = \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ moléculas} \times 0.04 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

Resultado:

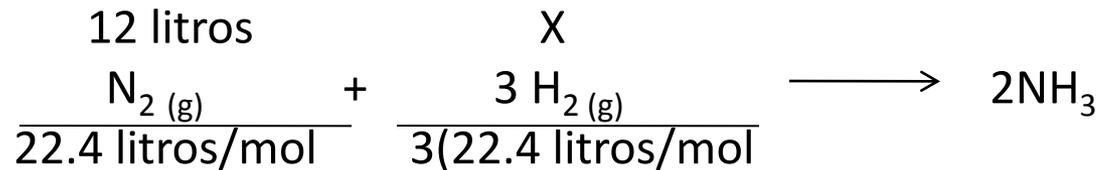
$$X = 0.24 \times 10^{23} = 2.4 \times 10^{22} \text{ moléculas de agua}$$

Problema resuelto

- a) ¿Qué volumen de hidrógeno se combinará con 12 litros de nitrógeno para formar amoníaco en condiciones normales?
b) ¿Qué volumen de NH_3 se producirá?



Solución: se subrayan las fórmulas de las sustancias consideradas en el problema, a partir de las cuales se realizarán los cálculos, en este caso N_2 e H_2 , sobre ellas se colocan los datos correspondientes, 12 litros y la incógnita respectivamente:



Con los datos así colocados se establece una ecuación:

PROBLEMA RESUELTO

$$\frac{12 \text{ litros de N}_2}{22.4 \text{ litros/mol}} = \frac{X \text{ litros de H}_2}{3(22.4 \text{ litros/mol})}$$

Se despeja la incógnita:

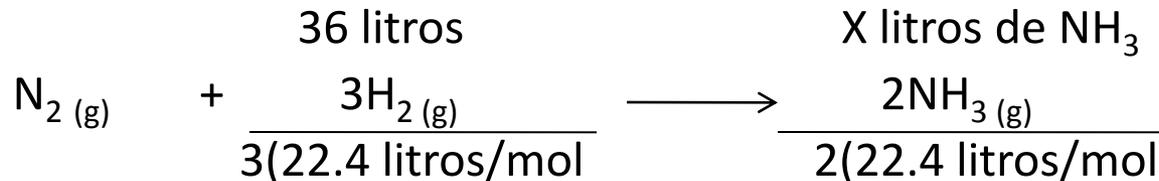
$$X \text{ litros de H}_2 = \frac{12 \text{ litros de N}_2 \times 67.2 \text{ litros/mol}}{22.4 \text{ litros/mol}}$$

$$x = 36 \text{ litros de H}_2$$

Problema resuelto

b) ¿Qué volumen de amoníaco NH_3 se producirá?

Solución: se subrayan las fórmulas de las sustancias a partir de las cuales se realizarán los cálculos, en este caso, H_2 y NH_3 . Se colocan las cantidades correspondientes y la incógnita respectivamente:



Se establece la ecuación con los datos así colocados:

$$\frac{36 \text{ litros}}{67.2 \text{ litros/mol}} = \frac{X \text{ litros de NH}_3}{44.8 \text{ litros/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

$$x \text{ litros de NH}_3 = \frac{36 \text{ litros} \times 44.8 \text{ litros/mol}}{67.2 \text{ litros/mol}} \quad x = 24 \text{ litros de NH}_3$$

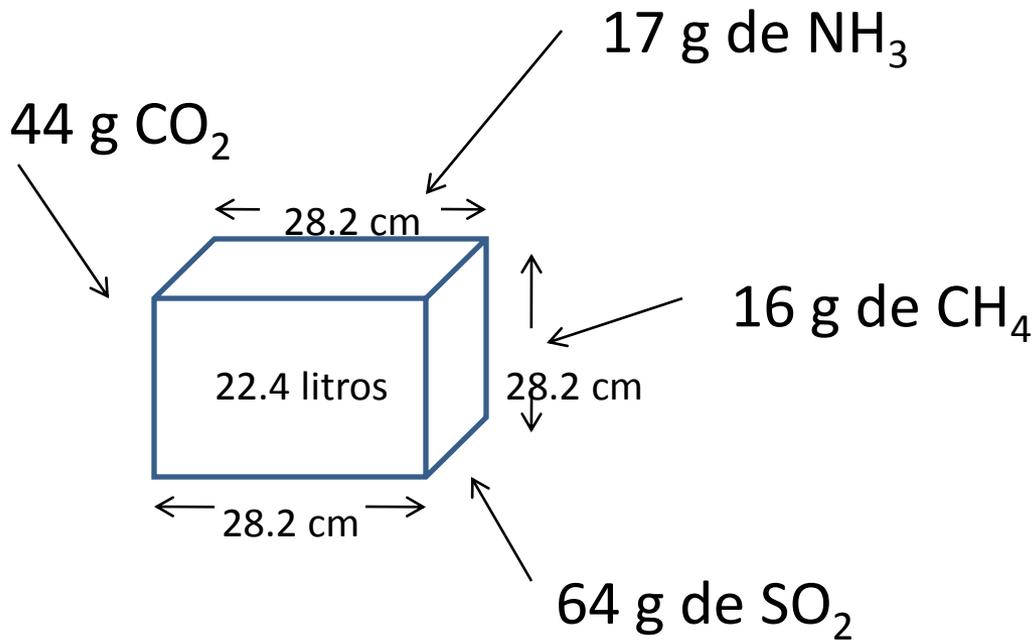
Se forman 24 litros de NH_3 amoníaco a partir de 36 litros de H_2 .

Volumen molar

- Es el volumen que ocupa un mol de un gas en condiciones normales de temperatura y presión. Dicho volumen es igual a 22.4 litros , es el volumen de un cubo de 28.2 cm de lado.
 - Las condiciones NTP son:
 - Temperatura = $0^{\circ}\text{C} = 273^{\circ}\text{K}$
 - Presión= 1 atmósfera= 760 mmHg = 760 torr
- un mol de los siguientes gases en CNTP ocupan un volumen:
- Un mol de amoníaco $\text{NH}_3 = 17 \text{ g/mol} = 22.4 \text{ litros}$
- Un mol de dióxido de carbono $\text{CO}_2 = 44 \text{ g/mol} = 22.4 \text{ litros}$
- Un mol de Metano $\text{CH}_4 = 16 \text{ g/mol} = 22.4 \text{ litros}$

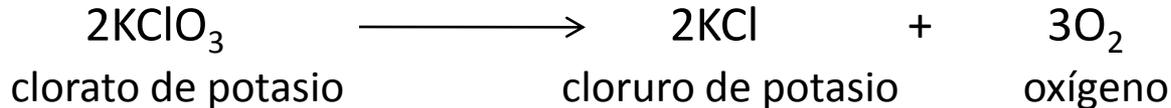
Volumen molar

- El volumen molar es el volumen que ocupa un cubo de 28.2 cm de lado.



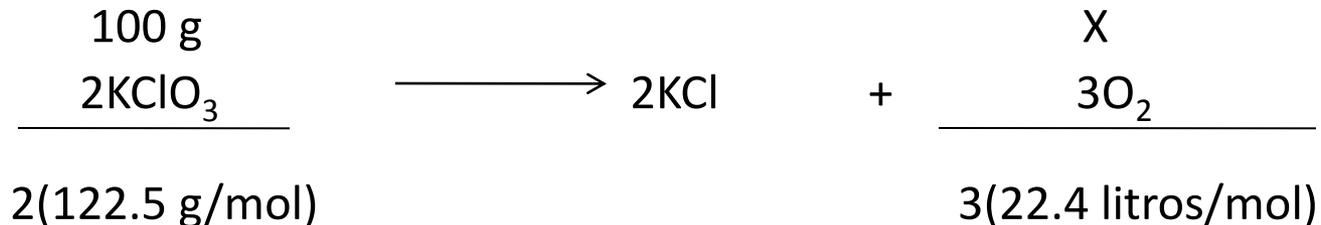
Problemas resueltos de Volumen molar

- ¿Cuántos litros de oxígeno en condiciones normales se obtendrán a partir de la descomposición de 100 g de clorato de potasio?



Solución:

Se subrayan las sustancias consideradas en el problema y se anotan las cantidades correspondientes (como en los problemas anteriores). El peso molecular de $\text{KClO}_3 = 122.5 \text{ g/mol}$, el volumen de un mol de $\text{O}_2 = 22.4 \text{ litros/mol}$.



Cálculos estequiométricos

Se establece la ecuación:

$$\frac{100 \text{ g}}{245 \text{ g/mol}} = \frac{X}{67.2 \text{ litros/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

$$x = \frac{100 \cancel{\text{g}} \times 67.2 \cancel{\text{ litros/mol}}}{245 \cancel{\text{ g/mol}}}$$

$$x = 27.4 \text{ litros}$$

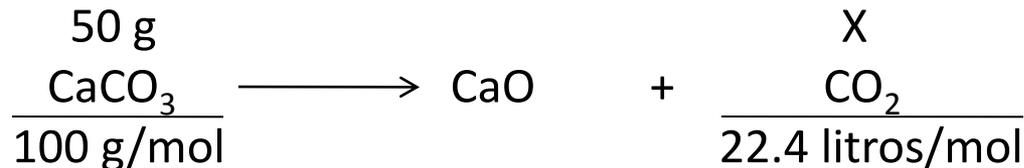
Problema resuelto

- ¿Cuántos litros de dióxido de carbono se obtendrán de la descomposición de 50 gramos de carbonato de calcio en condiciones normales de temperatura y presión?



Solución:

Se subrayan las sustancias consideradas en el problema y se anotan las cantidades correspondientes : Peso molecular $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$. Volumen de un mol de $\text{CO}_2 = 22.4 \text{ litros/mol}$



Volumen molar

- Con los datos así colocados se establece una ecuación:

$$\frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = \frac{X}{22.4 \text{ litros/mol}}$$

$$X = \frac{50 \text{ g} \times 22.4 \text{ litros/mol}}{100 \text{ g/mol}}$$

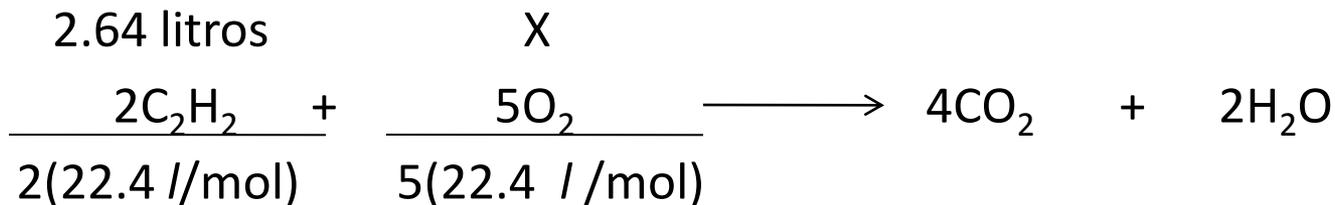
$$X = 11.2 \text{ litros}$$

Problemas resueltos

- Calcular el volumen de oxígeno que se requiere para la combustión completa de 2.64 litros de acetileno en condiciones normales de temperatura y presión.



Colocamos las cantidades y la incógnita de acuerdo al enunciado del problema, de acuerdo a las indicaciones para la resolución de problemas anteriores:



Problema resuelto

- Establecemos una ecuación:

$$\frac{2.64 \text{ l}}{2(22.4 \text{ l/mol})} = \frac{X}{5(22.4 \text{ l/mol})}$$

Se despeja la incógnita:

$$\frac{2.64 \text{ l} \times 112 \text{ l/mol}}{44.8 \text{ l/mol}} = X$$

Resultado:

$$x = 6.6 \text{ litros de O}_2$$

Cálculos estequiométricos

- ¿Qué volumen ocuparán 20 g de amoníaco NH_3 en condiciones normales?

Solución:

Un mol de NH_3 (Peso molecular 17 g) ocupa un volumen de 22.4 litros en condiciones normales. Con estos datos establecemos una regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 17 \text{ g} & \text{—————} & 22.4 \text{ litros} \\ 20 \text{ g} & \text{—————} & x \end{array}$$

Despejamos la incógnita:

$$X = \frac{20 \cancel{\text{g}} \times 22.4 \text{ litros}}{17 \cancel{\text{g}}}$$

$$X = 26.35 \text{ litros}$$

RENDIMIENTO PORCENTUAL

- El rendimiento teórico es la cantidad calculada de producto que se puede obtener a partir de una determinada cantidad de reactivo de acuerdo con la ecuación química.
- El rendimiento real de una reacción es la cantidad de producto que se obtiene en la práctica.
- El rendimiento porcentual de una reacción es la relación del rendimiento real entre el rendimiento teórico x 100.

$$\text{Rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

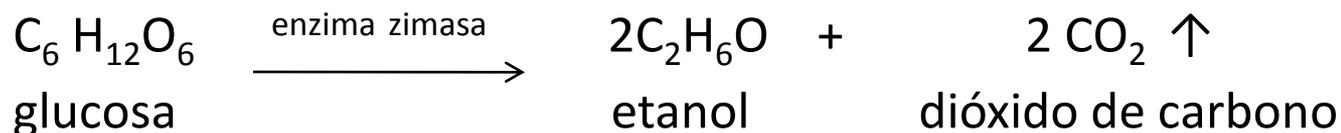
Porcentaje de Rendimiento

- La eficiencia de una reacción se puede expresar mediante el porcentaje de rendimiento de reacción, el cual se determina de la siguiente manera:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

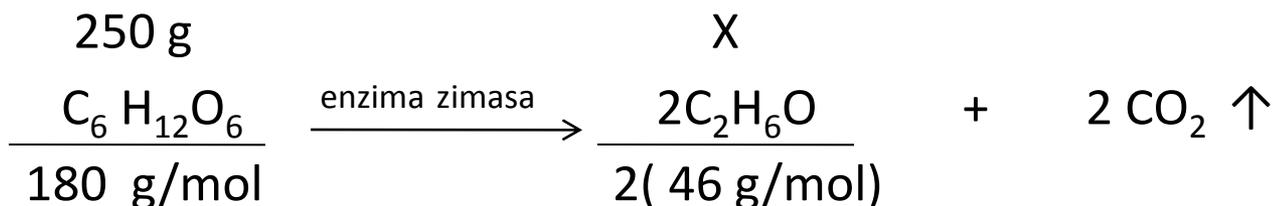
Rendimiento de reacción

- La fermentación de la glucosa produce dióxido de carbono y etanol o alcohol etílico. Si 250 g de una muestra de glucosa producen 100 g de etanol, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de alcohol en la reacción?



Solución:

Se determina la cantidad teórica de etanol que se producirá a partir de 250 g de glucosa:



Porcentaje de rendimiento

Se determinan los pesos moleculares de glucosa y etanol respectivamente:

- Peso molecular de la glucosa $C_6H_{12}O_6$:
- Pesos atómicos: C= 12 uma, H= 1 uma, O=16 uma

$$C = 12 \text{ uma} \times 6 = 72 \text{ uma}$$

$$H = 1 \text{ uma} \times 12 = 12 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 6 = \underline{96 \text{ uma}}$$

$$180 \text{ uma}$$

Porcentaje de rendimiento

- Se determina el peso molecular del etanol C_2H_6O :
- Peso atómicos: C= 12 uma, H= 1 uma, O= 16

$$C = 12 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = 24 \text{ uma}$$

$$H = 1 \text{ uma} \times 6 \text{ átomos} = 6 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = \underline{16 \text{ uma}}$$

$$46 \text{ uma}$$

Se establece una ecuación:

$$\frac{250 \text{ g}}{180 \text{ g/mol}} = \frac{x \text{ g de etanol}}{2(46 \text{ g/mol})}$$

Rendimiento de reacción

- Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{250 \text{ g} \times 92 \text{ g/mol}}{180 \text{ g/mol}}$$

Resultado:

$$X = 127.77 \text{ g de etanol}$$

Se determina el porcentaje de rendimiento:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{100 \text{ g Etanol}}{127.77 \text{ g Etanol}} \times 100 = 78.26 \%$$

Rendimiento de reacción

- Se determina el rendimiento teórico de la reacción.
Determinando primeramente los pesos moleculares de nitroglicerina y O_2 :

Peso molecular de nitroglicerina $C_3H_5N_3O_9$:

Pesos atómicos: C= 12 uma, H= 1 uma, N= 14 uma, O= 16 uma

$$C = 12 \text{ uma} \times 3 \text{ átomos} = 36 \text{ uma}$$

$$H = 1 \text{ uma} \times 5 \text{ átomos} = 5 \text{ uma}$$

$$N = 14 \text{ uma} \times 3 \text{ átomos} = 42 \text{ uma}$$

$$O = 16 \text{ uma} \times 9 \text{ átomos} = \underline{144 \text{ uma}}$$

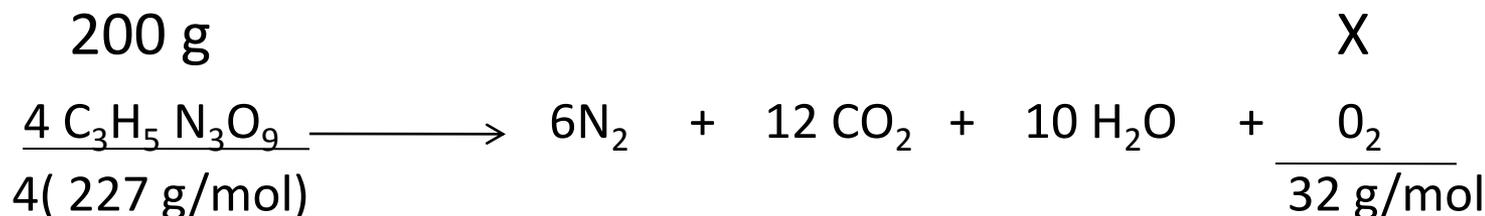
$$227 \text{ uma}$$

Rendimiento de reacción

- Peso molecular de O₂: 32 uma

Peso atómico de O= 16 uma x 2= 32 uma

Se determina el rendimiento teórico de la reacción, calculando la cantidad de oxígeno que se obtendrá a partir de 200 g de nitroglicerina que se descomponen:



Se establece una ecuación:

$$\frac{200 \text{ g}}{908 \text{ g/mol}} = \frac{X}{32 \text{ g/mol}}$$

Problema resuelto

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{200 \text{ g} \times 32 \text{ g/mol}}{908 \text{ g/mol}}$$

Resultado:

$$X = 7.05 \text{ g rendimiento teórico}$$

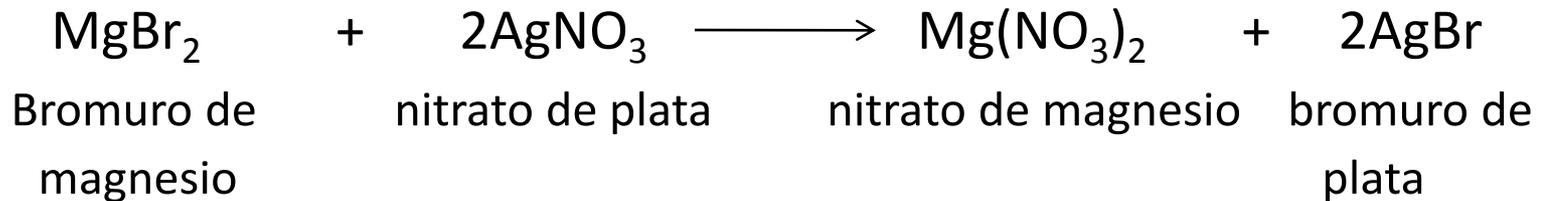
Se determina el porcentaje de rendimiento:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{6.55 \text{ g}}{7.05 \text{ g}} \times 100$$

$$\% \text{ de rendimiento} = 92.9 \%$$

Problema resuelto

- Se obtiene bromuro de plata acuoso cuando reaccionan 200 g de bromuro de magnesio con una cantidad adecuada de nitrato de plata. Calcular el porcentaje de reacción si se obtienen 375 g de bromuro de plata.
- Reacción:



Se determina el rendimiento teórico de la reacción: si se obtienen 2 moles de bromuro de plata, se convierten a gramos:

Problema resuelto

- Se determina el peso molecular del AgBr a partir de sus pesos atómicos:

$$\text{Ag} = 107.9 \text{ uma}, \quad \text{Br} = 79.9 \text{ uma}$$

$$\text{Ag} = 107.9 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 107.9 \text{ uma}$$

$$\text{Br} = 79.9 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = \underline{79.9 \text{ uma}}$$

$$187.8 \text{ uma}$$

Se expresa el valor en gramos. Para un mol de AgBr: 187.8 g

Para dos moles de AgBr: 375.6 g

Problema resuelto

- Se calcula el peso molecular del MgBr_2 :

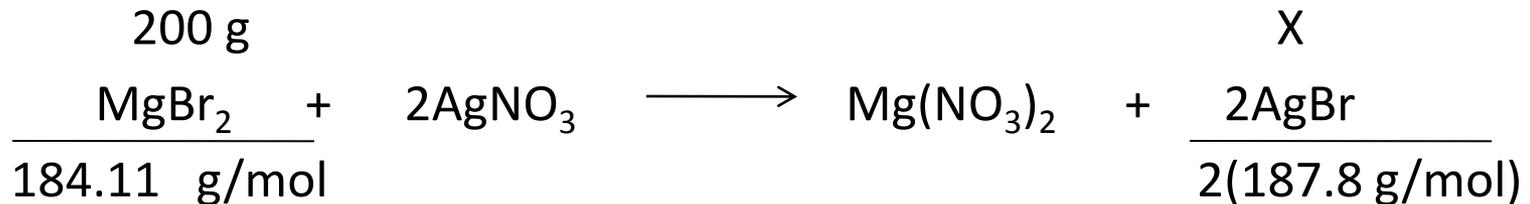
Pesos atómicos: $\text{Mg} = 24.31 \text{ uma}$, $\text{Br} = 79.9 \text{ uma}$

$$\text{Mg} = 24.31 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 24.31 \text{ uma}$$

$$\text{Br} = 79.9 \text{ uma} \times 2 \text{ átomos} = \underline{159.8 \text{ uma}}$$

$$184.11 \text{ uma}$$

Se establece una ecuación para calcular la cantidad teórica de bromuro de plata que se obtendrá a partir de 200 g de bromuro de magnesio:



Porcentaje de rendimiento

- Se establece una ecuación:

$$\frac{200 \text{ g}}{184.11 \text{ g/mol}} = \frac{X}{375.6 \text{ g/mol}}$$

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{200 \text{ g} \times 375.6 \text{ g/mol}}{184.11 \text{ g/mol}}$$

Resultado:

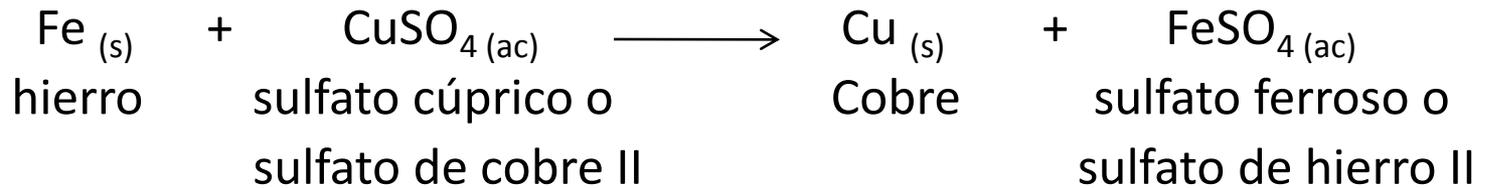
$$X = 408 \text{ g}$$

Se determina el rendimiento porcentual:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100 = \frac{375 \text{ g}}{408 \text{ g}} \times 100 = 91.91 \%$$

PROBLEMA RESUELTO

- Se hizo reaccionar hierro con una solución que contiene 400 g de sulfato de cobre II. La reacción se detuvo después de 1 hora y se obtuvieron 151 g de cobre. Calcular el porcentaje de cobre obtenido. 95 %



Fe= 55.85 uma, Cu= 63.55 uma, S= 32 uma, O= 16 uma

- Se calcula el peso molecular del sulfato cúprico CuSO_4 :

$$\begin{array}{l} \text{Cu} = 63.55 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 63.55 \text{ uma} \\ \text{S} = 32 \text{ uma} \times 1 \text{ átomo} = 32 \text{ uma} \\ \text{O} = 16 \text{ uma} \times 4 \text{ átomos} = \underline{64 \text{ uma}} \\ \hline 159.55 \text{ uma} \end{array}$$

Problema resuelto

Se establece una ecuación con los datos:

$$\frac{400 \text{ g}}{\frac{\text{CuSO}_4 (\text{ac})}{159.55 \text{ g/mol}}} = \frac{X}{\frac{\text{Cu} (\text{s})}{63.55 \text{ g/mol}}}$$

Se despeja la incógnita:

$$X = \frac{400 \text{ g} \times 63.55 \text{ g/mol}}{159.55 \text{ g/mol}}$$

Resultado:

$$X = 159.32 \text{ g de Cu}$$

PROBLEMA RESUELTO

- Se determina el rendimiento de reacción:

$$\text{Rendimiento de reacción: } \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

$$\text{Rendimiento de reacción: } \frac{151 \text{ g Cu}}{159.32 \text{ g Cu}} \times 100$$

$$\text{Rendimiento de reacción: } 94.77 \%$$

Bibliografía

- Fundamentos de Química
- Hein, Morris. Arena, Susan.
- Editorial Thomson Learning.
- 2003

- Química
- Chang, Raymond.
- Editorial McGraw-Hill
- 2002

- Fundamentos de Química General
- Garzón G, Guillermo
- Editorial McGraw-Hill
- 1993

- Química: la ciencia central.
- L.Brown, Theodore, LeMay H, Eugene. Burstein E, Bruce.
- Editorial: Prentice Hall
- 1998