

I. ESTEQUIOMETRÍA

Objetivo: Reconocerá la trascendencia de la determinación de las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química valorando la importancia que tiene este tipo de cálculos en el análisis cuantitativo de procesos que tienen repercusiones socioeconómicas y ecológicas, con una actitud crítica y responsable.

1. Introducción a la Estequiometría

Sugerencia: Para estudiar con éxito esta unidad, es necesario que domine los contenidos de Reacciones Químicas del curso “Fundamentos de Química”, por lo que es muy recomendable que lo repase.

Método de relación molar

La **ESTEQUIOMETRÍA**. Es la parte de la química que estudia las **relaciones cuantitativas** entre las sustancias que intervienen en una reacción química (**reactivos y productos**).

Estas relaciones pueden ser:

mol-mol

mol-gramos

gramos-gramos

mol-volumen

volumen-gramos

volumen-volumen

Las relaciones pueden ser: entre reactivos y productos, sólo entre reactivos o sólo entre productos.

Cualquier **cálculo estequiométrico** que se lleve a cabo, debe hacerse en base a una **ecuación química balanceada**, para asegurar que el resultado sea correcto.

La parte central de un problema estequiométrico es el **FACTOR MOLAR** cuya fórmula es:

$$\text{FACTOR MOLAR} = \frac{\text{MOLES DE LA SUSTANCIA DESEADA}}{\text{MOLES DE LA SUSTANCIA DE PARTIDA}}$$

Los datos para calcular el factor molar se obtienen de los **COEFICIENTES EN LA ECUACIÓN BALANCEADA**.

La sustancia deseada es la que se presenta como la incógnita y que puede ser en moles, gramos o litros; la sustancia de partida se presenta como dato y puede ser en: moles, gramos o litros.

Para diferenciar el factor molar de los factores de conversión, se utilizan [corchetes] para indicar el factor molar y (paréntesis) para los factores de conversión.

2. Cálculos estequiométricos

2.1 Cálculos mol-mol.

En este tipo de relación la sustancia de partida está expresada en moles, y la sustancia deseada se pide en moles.

En los cálculos estequiométricos los resultados se reportan redondeándolos a dos decimales. Igualmente, las masas atómicas de los elementos, deben utilizarse redondeadas a dos decimales.

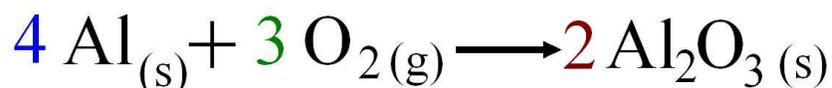
Recordando: Para redondear con dos decimales, **usamos como base el tercer decimal**. Si este es mayor o igual a 5, aumentamos una unidad al segundo decimal; si es menor o igual a 4 se conservara la cifra del segundo decimal.

Ejemplos:

<i>Número</i>	<i>Valor redondeado a dos decimales</i>
15.28 6 45	15.2 9
3.1 2 47865	3.1 2
20.00 5 4	20.0 1
155.4 9 722	155.5 0

Ejemplo:

Para la siguiente ecuación balanceada::



Calcule:

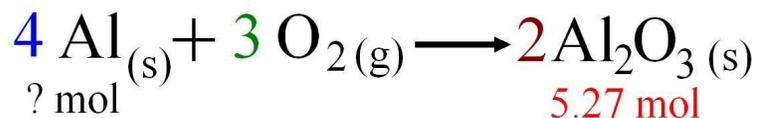
- a) ¿Cuántas mol de aluminio (Al) son necesarios para producir 5.27 mol de Al_2O_3 ?

PASO 1

Balancear la ecuación.

Revisando la ecuación nos aseguramos de que realmente está bien balanceada.

Podemos representar en la ecuación balanceada el dato y la incógnita del ejercicio.



PASO 2

Identificar la sustancia deseada y la de partida.

Sustancia deseada:

El texto del ejercicio indica que debemos calcular las **moles de aluminio**, por lo tanto esta es la sustancia deseada. Se pone la fórmula y entre paréntesis la unidad solicitada, que en este caso son **moles**.

Sustancia deseada: Al (mol)

Sustancia de partida:

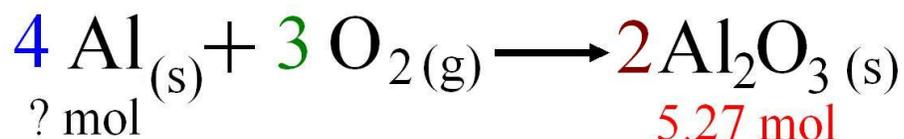
El dato proporcionado es 5.27 mol de **óxido de aluminio (Al₂O₃)** por lo tanto, esta es la sustancia de partida. Se anota la fórmula y entre paréntesis el dato.

Sustancia de partida: Al₂O₃ (5.27 mol)

PASO 3

Aplicar el factor molar.

Las moles de la sustancia deseada y la de partida los obtenemos de la ecuación balanceada.



$$5.27 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \left[\frac{4 \text{ mol Al}}{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \right]$$

**FACTOR
MOLAR**

Se simplifica mol de Al₂O₃ y la operación que se realiza es $\frac{5.27(4)}{2} =$

Se sugiere que el resultado final se enmarque. La respuesta es:

10.54 mol de Al

b) ¿Cuántas moles de oxígeno (O₂) reaccionan con 3.97 moles de Al?

PASO 1: La ecuación está balanceada

PASO 2:

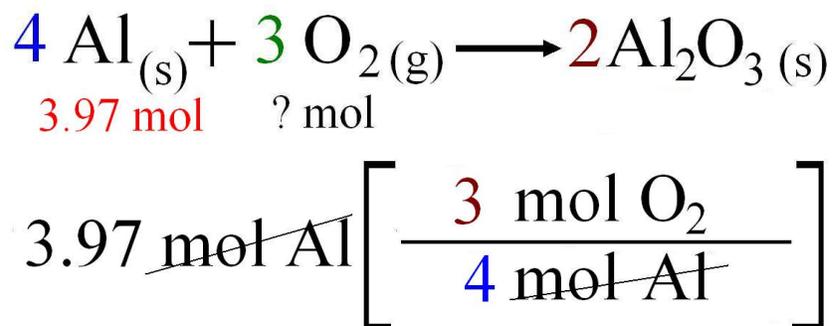
Sustancia deseada: O_2 (mol)

Sustancia de partida: Al (3.97 mol)

PASO 3:

Aplicar el factor molar

De acuerdo a la ecuación que estamos utilizando:



Simplificamos mol de Al y resolviendo la operación

$$\frac{3.97(3)}{4} = 2.9775, \text{ redondeando a dos decimales, la respuesta es}$$

2.98 mol de O_2

2.2 Cálculos mol-ramo

2.3 Cálculos gramo-gramo

Ejemplos:

1. Para la ecuación mostrada calcule:

- a) Mol de $Mg(OH)_2$ (hidróxido de magnesio) que se producen a partir de 125 g de agua.
- b) Gramos de Mg_3N_2 (nitruro de magnesio) necesarios para obtener 7.11 mol de NH_3 (amoníaco).

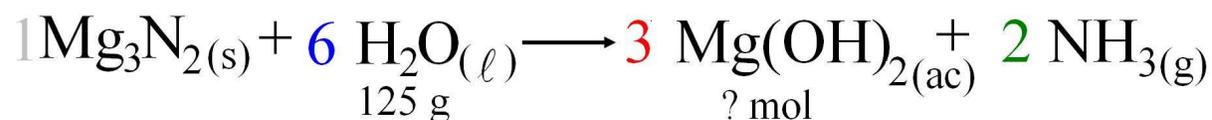


En el Mg_3N_2 (nitruro de magnesio) el coeficiente es 1, por lo que no debe escribirse.

a) Moles de $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (hidróxido de magnesio) que se producen a partir de 125 g de agua.

PASO 1

Revisar que la ecuación esta correctamente balanceada.



PASO 2

Sustancia deseada: $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (hidróxido de magnesio) en MOL

Sustancia de partida: H_2O (agua) 125 g

PASO 3

La sustancia de partida, **agua, está expresada en gramos y no en moles**, por lo tanto, no se puede aplicar directamente el factor molar. **Es necesario realizar una conversión a moles**. Para efectuarlo debemos calcular la masa molecular del agua.

Recordando: Para obtener la masa molecular, multiplicamos el número de átomos de cada elemento por su masa atómica y las sumamos.

H_2O

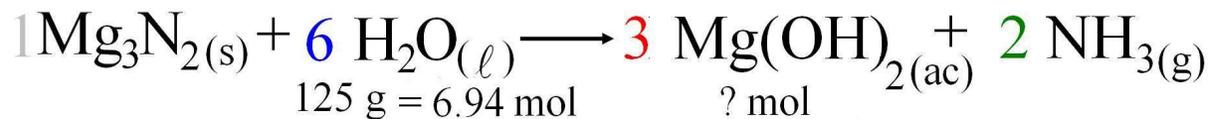
$$\text{H} \quad 2 \quad \times \quad 1.01 \quad = \quad 2.02$$

$$\text{O} \quad 1 \quad \times \quad 16 \quad = \quad 16 \quad +$$

$$\mathbf{18.02 \text{ g}}$$

$$125 \cancel{\text{g H}_2\text{O}} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \cancel{\text{g H}_2\text{O}}} \right) = 6.94 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Ahora como ya tenemos el dato de la sustancia de partida en moles, podemos aplicar el factor molar. Recuerde que los datos del factor molar se obtienen de la ecuación balanceada.



PASO 4

$$6.94 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}} \left[\frac{3 \text{ mol Mg(OH)}_2}{6 \cancel{\text{ mol H}_2\text{O}}} \right] = 3.47 \text{ mol Mg(OH)}_2$$

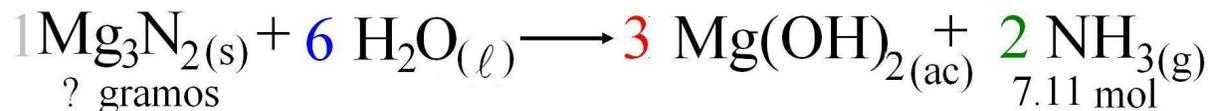
Cancelamos moles de H₂O y obtenemos moles de Mg(OH)₂, que son las unidades de la sustancia deseada, y la respuesta es:

3.47 mol de Mg(OH)₂

b) Gramos de Mg₃N₂ (nitruro de magnesio) necesarios para obtener 7.11 moles de NH₃ (amonaco).

Como este el segundo inciso, empezamos en el paso 2.

PASO 2



Sustancia deseada: Mg₃N₂ (nitruro de magnesio) g

Sustancia de partida: NH₃ (amonaco). 7.11 mol

PASO 3

Aplicamos directamente el factor molar porque el dato de la sustancia de partida está en moles:

$$7.11 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3} \left[\frac{1 \text{ mol } \text{Mg}_3\text{N}_2}{2 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} \right] = 3.56 \text{ mol } \text{Mg}_3\text{N}_2$$

PASO 4

Con el factor molar calculamos la sustancia deseada en mol, pero las unidades de la sustancia deseada son **gramos de Mg_3N_2** por lo que debemos introducir un **factor de conversión de mol-gramos**. Primero calculamos la **masa molecular del Mg_3N_2** .

Mg_3N_2

Mg	3	x	24.31	=	72.93
N	2	x	14.01	=	28.02 +
					<hr/>
					100.05 g

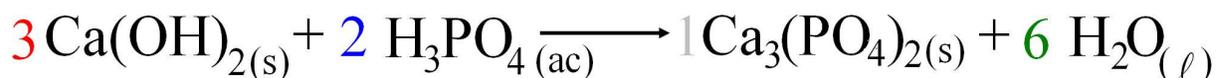
Factor de conversión:

$$3.56 \text{ mol } \cancel{\text{Mg}_3\text{N}_2} \left(\frac{100.05 \text{ g } \text{Mg}_3\text{N}_2}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Mg}_3\text{N}_2}} \right) = 356.18 \text{ g } \text{Mg}_3\text{N}_2$$

De esta forma obtenemos el resultado que es:

356.18 g Mg_3N_2

2. De acuerdo con la siguiente ecuación balanceada:



- a) ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) reaccionan con 5.70 mol de Ca(OH)_2 (hidróxido de calcio)?

b) ¿Cuántas mol de agua se producen si se obtienen 500 g de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosfato de calcio)?

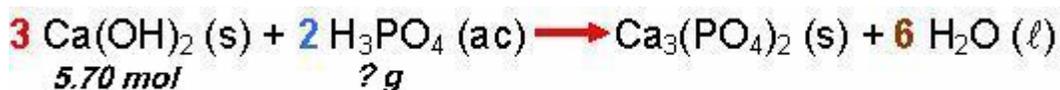
c) ¿Cuántos gramos de H_3PO_4 (ácido fosfórico) son necesarios para producir 275 g de agua?

En cada inciso identificaremos el tipo de relación.

a) ¿Cuántos **gramos de H_3PO_4** (ácido fosfórico) reaccionan con **5.70 mol de $\text{Ca}(\text{OH})_2$** ?

PASO 1: La ecuación está correctamente balanceada

PASO 2:



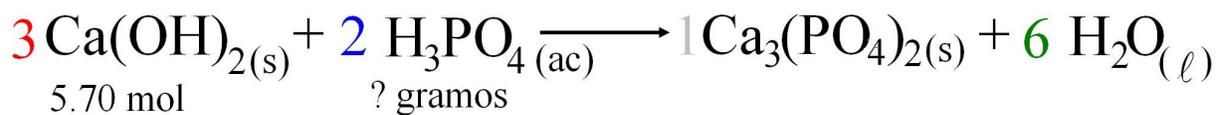
Sustancia deseada: H_3PO_4 (ácido fosfórico) g

Sustancia de partida: $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (hidróxido de calcio) 5.70 mol

Relación gramos-mol

PASO 3

Aplicamos directamente el factor molar porque **el dato de la sustancia de partida es MOL.**



$$5.70 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2 \left[\frac{2 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol } \text{Ca}(\text{OH})_2} \right] = 3.80 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4$$

PASO 4

La **sustancia deseada calculada en mol**, debe convertirse a gramos, utilizando un **factor de conversión** con la masa molecular del H_3PO_4 .

$$\text{H} \quad 3 \quad \times \quad 1.01 \quad = \quad 3.03$$

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{P} & 1 & \times & 30.97 & = & 30.97 \\
 \text{O} & 4 & \times & 16.00 & = & 64.00 + \\
 & & & & & \hline
 & & & & & 98.00 \text{ g}
 \end{array}$$

Factor de conversión:

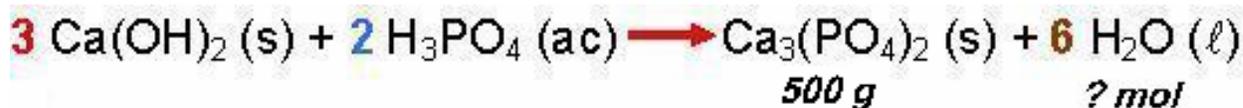
$$3.80 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \left(\frac{98.00 \text{ g H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \right) = 372.40 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

El resultado es:

37.24 g H₃PO₄

b) ¿Cuántas mol de agua se producen al obtener 500 g de Ca₃(PO₄)₂ (fosfato de calcio)?

PASO 2



Sustancia deseada: H₂O (agua) mol

Sustancia de partida: Ca₃(PO₄)₂ (fosfato de calcio) 500 g

Relación mol-gramos

PASO 3

La sustancia de partida está en gramos, debemos convertir a mol utilizando la masa molecular de dicha sustancia.

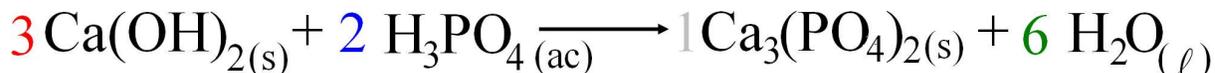
Ca₃(PO₄)₂

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{Ca} & 3 & \times & 40.08 & = & 120.24 \\
 \text{P} & 2 & \times & 30.97 & = & 61.94 \\
 \text{O} & 8 & \times & 16.00 & = & 128.00 + \\
 & & & & & \hline
 & & & & & 310.18 \text{ g}
 \end{array}$$

Factor de conversión:

$$500 \text{ g } \cancel{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \left(\frac{1 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{310.18 \text{ g } \cancel{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} \right) = 1.61 \text{ mol } \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Aplicamos el factor molar de acuerdo a los coeficientes de la sustancia de partida y la deseada que se muestran en la ecuación balanceada.



$$1.61 \text{ mol } \cancel{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \left[\frac{6 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} \right] = 9.66 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

La respuesta son mol de H₂O y el resultados es:

9.66 mol H₂O

c) ¿Cuántos gramos de H₃PO₄ (ácido fosfórico) son necesarios para producir 275 g de agua?

PASO 1:

Ecuación ya balanceada.

PASO 2:

Sustancia deseada: H₃PO₄ (ácido fosfórico) g

Sustancia de partida: H₂O (agua) 275 g

Relación gramo-gramo

PASO 3

Como la sustancia deseada no son moles, calculamos el peso molecular para poder realizar la conversión de gramos a moles.

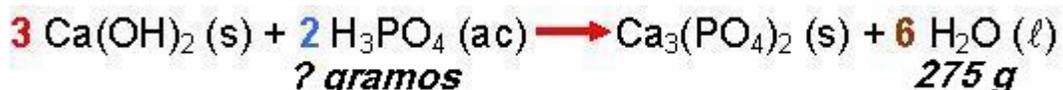
H₂O

H	2	x	1.01	=	2.02
O	1	x	16.00	=	16.00 +
					= 18.02 g

Factor de conversión:

$$275 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \right) = 15.26 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Aplicamos el factor molar:



$$15.26 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}} \left[\frac{2 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{6 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2\text{O}}} \right] = 5.09 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

Incluimos un factor de conversión de mol-gramo utilizando la masa molecular de H₃PO₄.

H₃PO₄.

H	3	x	1.01	=	3.03
P	1	x	30.97	=	30.97
O	4	x	16.00	=	64.00 +
					98.00 g

Factor de conversión:

El factor de conversión nos permite dar el resultado del ejercicio que es:

498.82 g H₃PO₄

A continuación se muestra en una presentación, un diagrama con los pasos para resolver ejercicios de estequiometría:

Presione dos veces el mouse sobre el icono



C:\Respaldo Angelica
Angelica-20-08-03\Ci

2.4 Volumen molar de un gas

El **volumen molar de un gas** es el volumen que ocupa un gas a condiciones normales (C.N.) o condiciones estándar (STP) de temperatura y presión.

Estas condiciones son:

$$T = 0^{\circ}\text{C} = 273 \text{ K}$$

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} = 760 \text{ torr}$$

Este volumen es fijo y constante para estas condiciones. Como el valor es por cada mol de gas, se puede obtener la siguiente equivalencia:

$$1 \text{ MOL DE GAS} = 22.4 \text{ LITROS } (\ell)$$

De esta equivalencia se obtienen los factores de conversión.

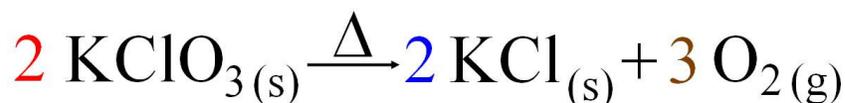
2.4.1 Cálculos mol-volumen

Para realizar un cálculo estequiométrico con volumen son necesarias dos condiciones:

1. Que las sustancias sean gases.
2. Que la reacción se efectúe en condiciones normales de temperatura y presión.

Ejemplo:

La siguiente ecuación balanceada, muestra la descomposición del clorato de potasio por efecto del calor. Suponiendo que la reacción se efectúa a condiciones normales de temperatura y presión:

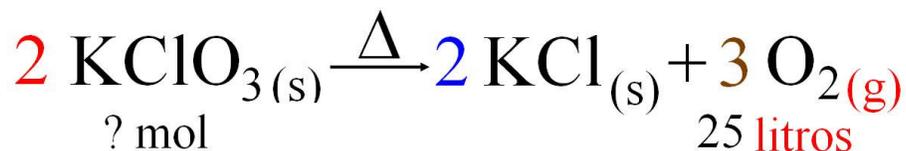


a) ¿Cuántas **mol de KClO₃** (clorato de potasio) son necesarios para producir **25 ℓ de O₂**?

PASO 1

Revisamos la ecuación y encontramos que está balanceada.

PASO 2



Sustancia deseada: KClO_3 mol

Sustancia de partida: O_2 25 L

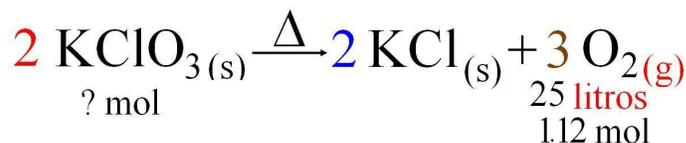
PASO 3

Es necesario convertir los 25 L de la sustancia de partida para aplicar el factor molar.

1 MOL = 22.4 LITROS

$$25 \text{ litros } \text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{22.4 \text{ litros } \text{O}_2} \right) = 1.12 \text{ mol } \text{O}_2$$

Una vez hecha la conversión utilizar el factor molar. La sustancia de partida está ya expresada en moles.



$$1.12 \text{ mol } \text{O}_2 \left[\frac{2 \text{ mol } \text{KClO}_3}{3 \text{ mol } \text{O}_2} \right] = 0.75 \text{ mol } \text{KClO}_3$$

Directamente del factor molar obtenemos la respuesta que es:

0.75 mol KClO_3

b) ¿Cuántos litros de O_2 se producen si se obtienen 5.11 moles de KCl (cloruro de potasio)?

PASO 1

La ecuación está balanceada

PASO 2



Sustancia deseada: O_2 ℓ

Sustancia de partida: KCl 5.11 mol

PASO 3

Podemos directamente aplicar el factor molar porque tenemos moles de la sustancia de partida.

$$5.11 \cancel{\text{ mol KCl}} \left[\frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \cancel{\text{ mol KCl}}} \right] = 7.67 \text{ mol O}_2$$

PASO 4

Con el factor molar calculamos moles, por tanto es necesario utilizar el volumen molar para efectuar la conversión.

$$7.67 \cancel{\text{ mol O}_2} \left(\frac{22.4 \ell \text{ O}_2}{1 \cancel{\text{ mol O}_2}} \right) = 171.81 \ell \text{ O}_2$$

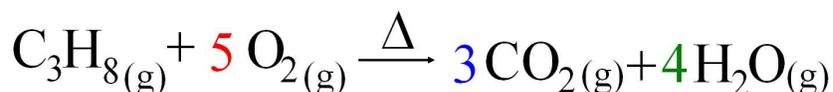
La respuesta es

171.8 ℓ O_2

2.4.2 Cálculos gramos-volumen

Ejemplo:

La siguiente ecuación balanceada, muestra la combustión del propano y se efectúa a condiciones estándar de temperatura y presión.



- a) ¿Cuántos gramos de C_3H_8 (propano) reaccionan con 50 litros de O_2 (oxígeno)?
- b) ¿Cuántos litros de CO_2 (bióxido de carbono) se producen a partir de 130 g de C_3H_8 (propano)?

c) ¿Cuántos gramos de agua se obtienen al producirse 319 litros de CO₂ (bióxido de carbono)?

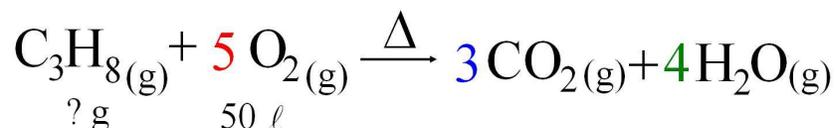
a) ¿Cuántos gramos de C₃H₈ (propano) reaccionan con 50 L de O₂ (oxígeno)?

PASO 1

Revisamos y encontramos que la ecuación está balanceada.

PASO 2

Relación: **gramos-litros**



Sustancia deseada: **C₃H₈ g**

Sustancia de partida: **O₂ 50 ℓ**

PASO 3

Como la sustancia de partida son litros convertimos a moles para aplicar el factor molar. Utilizamos el volumen molar de un gas para realizar la conversión.

$$50 \cancel{\ell} \text{O}_2 \left(\frac{1 \text{ mol O}_2}{22.4 \cancel{\ell} \text{O}_2} \right) = 2.23 \text{ mol O}_2$$

Aplicar el factor molar:

$$2.23 \cancel{\text{ mol O}_2} \left[\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{5 \cancel{\text{ mol O}_2}} \right] = 0.45 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

PASO 4

Convertimos las moles de la sustancia deseada (propano) a gramos utilizando el peso molecular.

$$2.95 \cancel{\text{ mol C}_3\text{H}_8} \left[\frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \cancel{\text{ mol C}_3\text{H}_8}} \right] = 8.85 \text{ mol CO}_2$$

PASO 4

Convertir a litros utilizando el volumen molar de un gas.

$$8.85 \text{ mol CO}_2 \left(\frac{22.4 \ell \text{ CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \right) = 198.24 \ell \text{ CO}_2$$

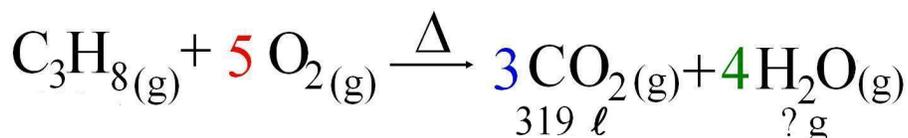
La respuesta es:

198.24 L CO₂

c) ¿Cuántos **gramos de agua** se obtienen si se producen **319 litros de CO₂ (bióxido de carbono)**?

PASO 2

Relación: **gramos-litros**



Sustancia deseada **H₂O (agua)** **g**

Sustancia de partida: **CO₂ (bióxido de carbono)** **319 ℓ**

PASO 3

Como la sustancia de partida (CO₂) son litros, es necesario convertir a moles.

$$319 \cancel{\ell \text{ CO}_2} \left(\frac{1 \text{ mol CO}_2}{22.4 \cancel{\ell \text{ CO}_2}} \right) = 14.24 \text{ mol CO}_2$$

Aplicar el factor molar:

$$14.24 \cancel{\text{ mol CO}_2} \left[\frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \cancel{\text{ mol CO}_2}} \right] = 18.99 \text{ mol CO}_2$$

PASO 4

Incluimos un factor de conversión de moles a gramos utilizando la masa molecular del agua.

H₂O

$$\begin{array}{r r r r r} \text{H} & 2 & \times & 1.01 & = 2.02 \\ \text{O} & 1 & \times & 16.00 & = 16.00 + \\ & & & & \hline & & & & \mathbf{18.02 \text{ g}} \end{array}$$

$$18.99 \text{ mol H}_2\text{O} \left(\frac{18.02 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \right) = 342.20 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta es:

342.20 g H₂O

2.5. Cálculos de reactivo limitante y porcentaje de rendimiento

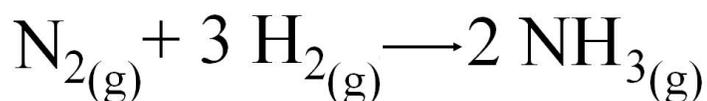
En una reacción química no necesariamente se consume la totalidad de los reactivos. Generalmente alguno de ellos se encuentra en exceso. El otro reactivo, que es el que se consume totalmente se conoce como **reactivo limitante**.

Para que una reacción se lleve a cabo debe haber sustancias (reactivos) capaces de reaccionar para formar los productos, pero **basta que uno solo de los reactivos se agote para que la reacción termine**.

En los procesos industriales generalmente se usa un exceso el reactivo mas barato y fácil de conseguir, y se selecciona como limitante el más caro o difícil de conseguir,

Ejemplo

El proceso Haber para producción de amoníaco se representa mediante la siguiente ecuación balanceada:



- A partir de 100 g de N_2 y 100 g H_2 . ¿cuántos g de NH_3 (amoníaco) se obtienen?
- ¿Cuál el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?
- Calcule la cantidad de g de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción.

PASO 1

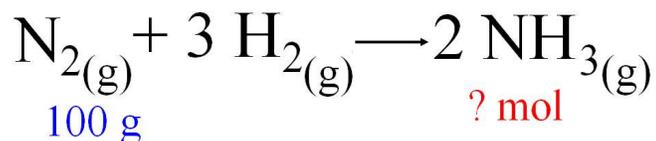
Revisar si la ecuación está balanceada

En este caso la ecuación se muestra ya balanceada.

PASO 2

Calcular la **mol de producto** señalado (sustancia deseada) que se forman con cada reactivo siguiendo los pasos indicados anteriormente para la solución de los ejercicios de estequiometría.

Se inicia calculado las mol de NH_3 (amoníaco), a partir de los 100 g de N_2 .



Sustancia deseada: NH_3 g

Sustancia de partida: N_2 mol

Calculamos la masa molecular del nitrógeno para convertir a moles y poder aplicar el factor molar.

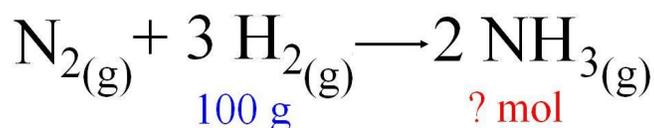
N₂

$$2 \times 14.01 = \mathbf{28.02 \text{ g}}$$

$$100 \cancel{\text{ g N}_2} \left(\frac{1 \text{ mol N}_2}{28.02 \cancel{\text{ g N}_2}} \right) = 3.57 \text{ mol N}_2$$

$$3.57 \cancel{\text{ mol N}_2} \left[\frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \cancel{\text{ mol N}_2}} \right] = \mathbf{7.14 \text{ mol NH}_3}$$

El mismo procedimiento se repite a partir de los 100 g de H₂.



H₂

$$2 \times 1.01 = \mathbf{2.02 \text{ g}}$$

$$100 \cancel{\text{ g H}_2} \left(\frac{1 \text{ mol H}_2}{2.02 \cancel{\text{ g H}_2}} \right) = 49.50 \text{ mol H}_2$$

$$49.50 \cancel{\text{ mol H}_2} \left[\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \cancel{\text{ mol H}_2}} \right] = \mathbf{60.75 \text{ mol NH}_3}$$

Se comparan las moles obtenidas con cada reactivo:

:

A partir de 100 g de H₂ :	60.75 mol NH₃
A partir de 100 g de N₂ :	7.14 mol NH₃

El **reactivo limitante es el N₂**, porque a partir de él se obtiene el menor número de moles. Solo resta convertir esa cantidad de moles a gramos, ya que la unidad de la sustancia deseada es gramos.

NH₃

N	1	x	14.01	=	14.01
H	3	x	1.01	=	3.03 +
					17.04 g

$$7.14 \text{ mol NH}_3 \left(\frac{17.04 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \right) = 121.67 \text{ g NH}_3$$

Se producen 121.67 g de NH₃

b) ¿Cuál el reactivo limitante y cuál el reactivo en exceso?

Reactivo limitante: N₂

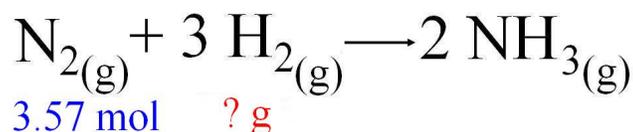
Reactivo en exceso: H₂

En el momento en que el nitrógeno se consuma totalmente la reacción termina, por eso la cantidad de producto depende de éste reactivo.

Para este proceso es más conveniente utilizar exceso de nitrógeno para que el reactivo limitante sea el hidrógeno, ya que el nitrógeno es un reactivo más barato y más fácil de conseguir. En el aire aproximadamente el 78.09% es nitrógeno.

c) Calcule la cantidad de gramos de reactivo en exceso que quedan al final de la reacción

Reaccionan **100 g de N₂ (3.57 moles)** y parte del hidrógeno queda sin reaccionar. Para encontrar los gramos de hidrógeno que no reaccionan, es necesario **calcular cuántos gramos de hidrógeno reaccionaron con 3.57 mol de nitrógeno**. Conviene más utilizar el dato en moles, para poder aplicar en forma directa el factor molar y después convertir las moles de hidrógeno obtenidas a gramos.



$$3.57 \text{ mol } \cancel{\text{N}_2} \left[\frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \cancel{\text{ mol N}_2}} \right] = 10.71 \text{ mol H}_2$$

Utilizamos la masa molecular del H₂ calculada anteriormente: **2.02 g**, para convertir moles a gramos.

$$10.71 \text{ mol } \cancel{\text{H}_2} \left(\frac{2.02 \text{ g H}_2}{1 \cancel{\text{ mol H}_2}} \right) = 21.63 \text{ g H}_2$$

Reaccionaron **21.63 g H₂** y la **cantidad inicial era de 100 g**, por lo tanto **restamos para obtener los gramos en exceso** de hidrógeno.

$$100 \text{ g} - 21.63 \text{ g} = \mathbf{78.37 \text{ g de hidrógeno en exceso.}}$$

La respuesta es:

Quedan 78.37 g de H₂ en exceso

3. Porcentaje de rendimiento.-

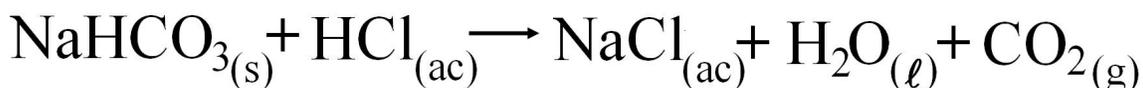
Cuando una reacción química se lleva a cabo, son muchos los factores que intervienen, y generalmente la cantidad de producto que se obtiene en forma real es menor que la que se calcula teóricamente. El **porcentaje de rendimiento es una relación entre la producción real y la teórica expresada como porcentaje.**

$$\mathbf{\% \text{ de rendimiento}} = \frac{\text{Producción real}}{\text{Producción teórica}} (100)$$

El porcentaje de rendimiento depende de cada reacción en particular. Hay reacciones con un alto % de rendimiento y otras donde el rendimiento es relativamente pobre.

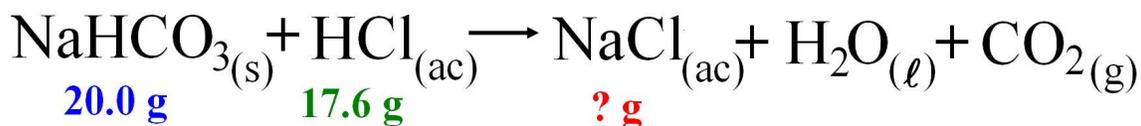
Ejemplo

En base a la siguiente ecuación balanceada:



a) ¿Cuántos gramos de NaCl (cloruro de sodio) se obtienen si reaccionan 20.0 g de NaHCO₃ (bicarbonato de sodio) con 17.6 g de HCl (ácido clorhídrico)?

b) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si se obtuvieron realmente 13.9 g de NaCl?



Primero calcular la producción de cloruro de sodio en mol a partir de 20.0 g del NaHCO₃ (bicarbonato de sodio).

NaHCO₃

Na	1	x	22.99	=	14.01
H	1	x	1.01	=	1.01
C	1	x	12.01	=	12.01
O	3	x	16.00	=	48.00 +
<hr/>					
75.03 g					

$$20 \text{ g NaHCO}_3 \left(\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{75.03 \text{ g NaHCO}_3} \right) = 0.27 \text{ mol NaHCO}_3$$

$$0.27 \text{ mol NaHCO}_3 \left[\frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol NaHCO}_3} \right] = 0.27 \text{ mol NaCl}$$

Ahora calcular las mol de cloruro de sodio a partir de 17.6 g de HCl.

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{H} & 1 & \times & 1.01 & = & 1.01 \\
 \text{Cl} & 1 & \times & 35.45 & = & 35.45 + \\
 & & & & = & \underline{\underline{36.46 \text{ g}}}
 \end{array}$$

$$17.6 \text{ g HCl} \left(\frac{1 \text{ mol HCl}}{36.46 \text{ g HCl}} \right) = 0.48 \text{ mol HCl}$$

$$0.48 \text{ mol HCl} \left[\frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol HCl}} \right] = 0.48 \text{ mol NaCl}$$

Compramos nuestros resultados:

A partir de NaHCO₃	0.27 mol de NaCl
A partir del HCl	0.48 mol de NaCl

El **reactivo limitante es el NaHCO₃** (bicarbonato de sodio), ya que con él se obtienen una cantidad menor de NaCl (cloruro de sodio). Convertir las mol obtenidas a gramos.

NaCl

$$\begin{array}{rclcl}
 \text{Na} & 1 & \times & 22.99 & = & 22.99 \\
 \text{Cl} & 1 & \times & 35.45 & = & 35.45 + \\
 & & & & = & \underline{\underline{58.44 \text{ g}}}
 \end{array}$$

$$0.27 \text{ mol NaCl} \left(\frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \right) = 15.78 \text{ g NaCl}$$

Se producen 15.78 g de NaCl

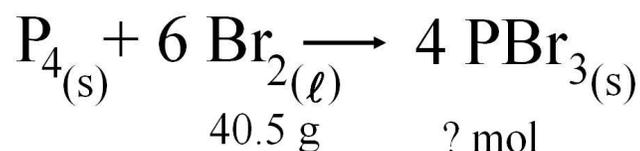
b) ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si se obtuvieron realmente 13.9 g de NaCl?

Aplicando la fórmula del porcentaje de rendimiento:

$$5.00 \text{ g P}_4 \left(\frac{1 \text{ mol P}_4}{123.88 \text{ g P}_4} \right) = 0.04 \text{ mol P}_4$$

$$0.04 \text{ mol P}_4 \left[\frac{4 \text{ mol PBr}_3}{1 \text{ mol P}_4} \right] = 0.16 \text{ mol PBr}_3$$

Ahora utilizamos los 40.5 g de Br₂ para calcular las moles de tribromuro de fósforo.



Br₂

$$\text{Br}_2 \times 79.90 = 159.80 \text{ g}$$

$$40.5 \text{ g Br}_2 \left(\frac{1 \text{ mol Br}_2}{159.80 \text{ g Br}_2} \right) = 0.25 \text{ mol Br}_2$$

$$0.25 \text{ mol Br}_2 \left[\frac{4 \text{ mol PBr}_3}{6 \text{ mol Br}_2} \right] = 0.17 \text{ mol PBr}_3$$

A partir de **P₄** **0.16 mol** de PBr₃

A partir del **Br₂** **0.17 mol** de PBr₃

a) ¿Quién es el reactivo limitante?

El reactivo limitante es el **P₄**.

b) ¿Cuántos gramos de PBr₃ (tribromuro de fósforo) se forman?

Convertimos las 0.16 moles de PBr₃ a gramos.

40.5 g Br₂ – 34.03 g Br₂=

6.47 g de Br₂ están en exceso

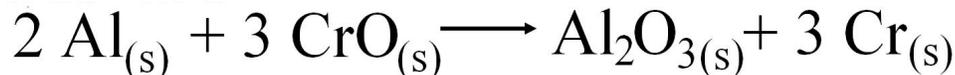
d) Si la producción real es 37.5 g de PBr₃, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento?

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{37.5 \text{ g } \cancel{\text{PBr}_3}}{38.99 \text{ g } \cancel{\text{PBr}_3}} (100) = 96.18\%$$

Ejercicio 1.3

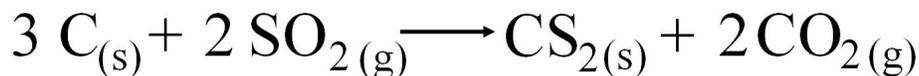
Resuelva en su cuaderno los siguientes ejercicios en forma clara y detallada. Se proporcionan los resultados en la sección de respuestas con la finalidad de que usted los corrobore.

1. La siguiente ecuación balanceada muestra la preparación de Al₂O₃ (óxido de aluminio) calentando 225 g de óxido de cromo II con 125 g de aluminio.



- ¿Cuántos gramos de óxido de aluminio se forman?
- ¿Quién es el reactivo limitante?
- ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan después de la reacción?
- ¿Cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción si se producen 90.0 g?

2. De acuerdo a la siguiente ecuación balanceada:



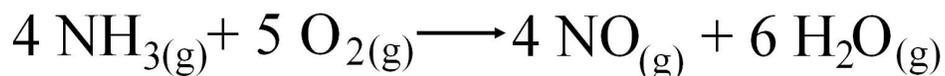
- ¿Cuántos litros de CO₂ (bióxido de carbono) se obtienen a partir de 150 g de carbono y 95.0 g de SO₂ (dióxido de azufre)?
- ¿Cuál es el reactivo limitante?

- c) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan al finalizar la reacción?
- d) Si se producen 15 L de CO_2 ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

TAREA # 3

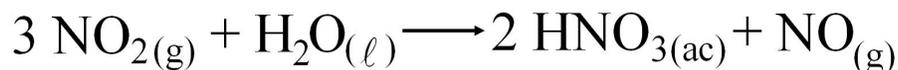
Resuelva los siguientes ejercicios en hojas blancas tamaño carta, detallando sus procedimientos. Envíe sus respuestas al correo electrónico del profesor y entregue sus procedimientos en la próxima sesión.

1. La siguiente ecuación balanceada representa la primera etapa del Proceso Ostwald para producir ácido nítrico.



- a) ¿Cuántos litros de O_2 (oxígeno molecular) reaccionan con 125.0 g de NH_3 (amoníaco)?
- b) ¿Cuántos gramos de NH_3 son necesarios para producir 250 litros de NO (monóxido de nitrógeno)?
- c) ¿Cuántos litros de NO (monóxido de nitrógeno) se producen cuando reaccionan 75.0 g de NH_3 y 15 litros de O_2 ?
- d) ¿Cuál es el reactivo limitante?

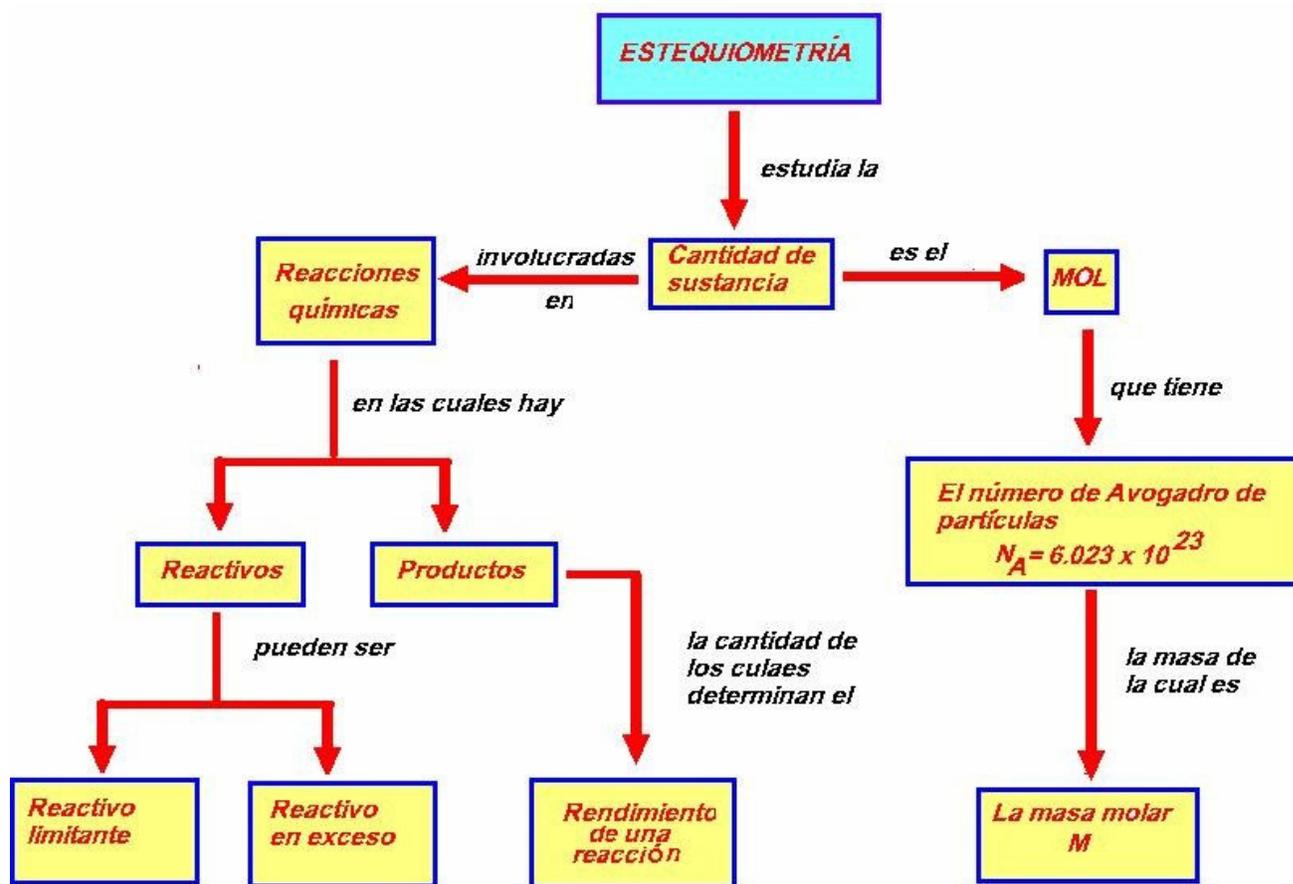
2. La siguiente ecuación balanceada representa la segunda etapa del Proceso Ostwald para producir ácido nítrico.



- a) ¿Cuántos gramos de agua son necesarios para producir 250 g de HNO_3 (ácido nítrico)?

- b) Si se mezclan 25 litros de NO_2 y 50 g de agua, ¿cuántos gramos de HNO_3 se obtienen?
- c) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- d) Suponiendo que el rendimiento teórico del ácido nítrico es 249 kg y el rendimiento real es de 238 kg, ¿cuál es el porcentaje de rendimiento de la reacción?

Mapa conceptual de Estequiometría



Zárraga, J.C.; Velázquez, I.; Rodríguez, A.; Castells, Y. **Química**. México, McGraw-Hill, 2003.