

### GUIA 15 ESTEQUIOMETRIA PARTE 1

**Competencia:** - Identificar las leyes que rigen a las reacciones químicas. – Desarrollar ejercicios de estequiometría masa-masa del tipo gramo- gramo.

**Contenido Temático:** Leyes ponderales. – Cálculos estequiométricos. – Estequiometria masa-masa.

**Tiempo:** 2 clases de dos horas cada una

- **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- **Evaluación:** **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual

. **Observaciones y recomendaciones:** Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

**LEYES:** Las reacciones químicas no se realizan al capricho del químico, sino por el contrario, obedecen a leyes matemáticas plenamente establecidas, que reciben el nombre de leyes ponderales, si se refieren a la masa y volumen de las sustancias que intervienen en una reacción química.

**LEY DE LA CONSERVACION DE LA MATERIA** – Enunciada por Lavoisier “en las reacciones químicas, la cantidad total de materia que interviene permanece constante”

$2\text{H}_2$	+	$\text{O}_2$	→	$2\text{H}_2\text{O}$
4 gr	+	32 gr	→	36 gr

**LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS O CONSTANTES** – Enunciada por José Luis Proust “en la formación de un compuesto, la cantidad de un elemento que se combina con una masa definida de otro, es siempre la misma”.

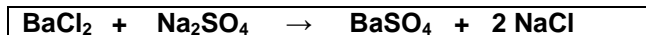
$2\text{H}_2$	+	$\text{O}_2$	→	$2\text{H}_2\text{O}$
4 gr	+	32 gr	→	36 gr
1		8		

Se unen siempre en una proporción de 1 a 8

**LEY DE LAS PROPORCIONES MULTIPLES** – Enunciada por John Dalton “cuando dos elementos A y B se combinan, pueden unirse para formar más de un compuesto, mientras la masa de A permanece fija, la masa de B guarda entre sí, relación de números enteros y sencillos”

$\text{N}_2\text{O}$		28 : 16	
$\text{N}_2\text{O}_3$		28 : 48	3 veces
$\text{N}_2\text{O}_5$		28 : 80	5 veces

**CALCULOS QUIMICOS.** Una ecuación química nos ofrece datos: cualitativos (cualidad) y cuantitativos (cantidad).



**INFORMACION CUALITATIVA:** Nos dice que sustancias reaccionan y cuales se forman. Por ejemplo: el cloruro de bario ( $\text{BaCl}_2$ ) reacciona con sulfato de sodio ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ) para producir sulfato de bario ( $\text{BaSO}_4$ ) más cloruro de sodio ( $\text{NaCl}$ ).

**INFORMACIÓN CUANTITATIVA-** Nos indica el número de moles, moléculas, átomos o gramos de reactivos y de productos que intervienen en una reacción química.

$\text{BaCl}_2$	+	$\text{Na}_2\text{SO}_4$	→	$\text{BaSO}_4$	+	$2\text{NaCl}$
1 mol	+	1 mol	→	1 mol	+	2 mol
208gr	+	142gr	→	233gr	+	117gr
$6.023 \times 10^{23}$ moléculas	+	$6.023 \times 10^{23}$ moléculas	→	$6.023 \times 10^{23}$ moléculas	+	$2(6.023 \times 10^{23})$ moléculas
1 molécula	+	1 molécula	→	1 molécula	+	2 moléculas

1. **CÁLCULOS ESTEQUIOMETRICOS:** existen tres clases de cálculos estequiométricos.
  - 1.1. **ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA:** Donde tanto la sustancia base como la sustancia problema están expresadas en unidades de masa (gramos (gr) o moles (mol)).
  - 1.2. **ESTEQUIOMETRIA MASA-VOLUMEN:** Donde una sustancia esta expresada en unidades de masa (gr, mol) y la otra se expresa en unidades de volumen como el litro (L).
  - 1.3. **ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN-VOLUMEN:** Donde las dos sustancias (base y problema) están expresadas en unidades de volumen (litro).

1.1 **ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA:** Este tipo de estequiometría tiene tres variables.

- 1.1.1. **ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (gramo – gramo)**
- 1.1.2. **ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (mol – gramo)**
- 1.1.3. **ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (mol- mol)**

**ESTEQUIOMETRIA MASA-MASA (gr – gr):** Se presenta cuando las dos sustancias (**base y problema**) están expresadas en **gramos**. **LA SUSTANCIA BASE (SB)** es aquella de la cual nos dan el dato de la que se sabe su masa. **LA SUSTANCIA PROBLEMA (SP)** es aquella a la cual le tenemos que averiguar su masa.

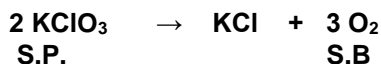
#### EJERCICIO DE EJEMPLO 1: ESTEQUIOMETRIA MASA – MASA

Cuántos gramos (gr) de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) son necesarios para producir 960 gramos (gr) de oxígeno ( $\text{O}_2$ ), según la siguiente ecuación.  $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$

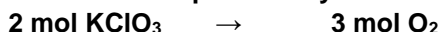
- A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.). En este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno ( $\text{O}_2$ ) porque nos dan un dato de 960 gr. Y la sustancia problema (SP) es el clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$ ) porque nos están pidiendo hallar el número de gramos que se necesitan.



- B. Balanceamos la ecuación.



- C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia problema y la sustancia base.



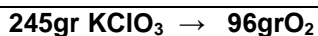
- D. Hallamos las masas moleculares de la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.)

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol $\text{KClO}_3$	S.P.	=	122.5 gr $\text{KClO}_3$
1 mol $\text{O}_2$	S.B.	=	32 gr $\text{O}_2$

- E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (960 gramos (gr) de oxígeno ( $\text{O}_2$ )).

96gr $\text{O}_2$	x	1 mol $\text{O}_2$	X	2 mol $\text{KClO}_3$	X	122.5 gr	=	23520 gr $\text{KClO}_3$	=	245 gr $\text{KClO}_3$
		32gr $\text{O}_2$		3 mol $\text{O}_2$		1 mol $\text{KClO}_3$		96		

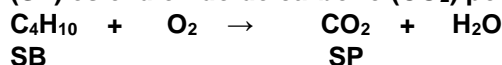
- F. Entonces la respuesta es: Se necesitan 245 gramos de clorato de potasio ( $\text{KClO}_3$  (reactivo)) para producir 96gr de oxígeno ( $\text{O}_2$  (producto))



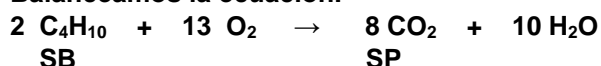
#### EJERCICIO DE EJEMPLO 2: ESTEQUIOMETRIA MASA – MASA

Cuántos gramos (gr) de dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) (SP) se producen a partir de 232 gramos (gr) de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) (SB), según la siguiente ecuación.  $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

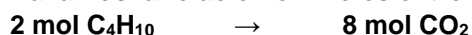
- A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.). En este caso la sustancia base (SB) es el butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) porque nos dan un dato de 232 gr. Y la sustancia problema (SP) es el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) porque preguntan cuántos gramos se pueden producir.



- B. Balanceamos la ecuación.



- C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia problema y la sustancia base.



SB

SP

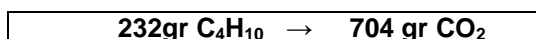
D. Hallamos las masas moleculares de la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.)

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	S.B.	=	58 gr C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>
1 mol CO <sub>2</sub>	S.P.	=	44 gr CO <sub>2</sub>

E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (232 gramos (gr) de butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)).

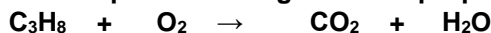
232gr C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	x	1mol C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	X	8mol CO <sub>2</sub>	X	44 gr CO <sub>2</sub>	=	81664 gr CO <sub>2</sub>	=	704 gr CO <sub>2</sub>
		58gr C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>		2mol C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>		1 mol CO <sub>2</sub>		116		

F. Entonces la respuesta es: Los 232 gramos de butano (reactivo) producen 704 gramos de dióxido de carbono (producto)



ACTIVIDAD: TENIENDO COMO BASE LA LECTURA DE LA TEORÍA Y LOS EJERCICIOS DE EJEMPLO, DESARROLLE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS.

1. Cuantos gramos de agua (H<sub>2</sub>O) (SP) se producen a partir de 120 gramos de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) (SB), según la siguiente ecuación.



RESPUESTA: 196.363 gr H<sub>2</sub>O

2. Cuantos gramos de agua (H<sub>2</sub>O) (SP) se necesitan para producir 200 gramos de ácido fosfórico (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) (SB), según la siguiente ecuación.



RESPUESTA: 55.102 gr H<sub>2</sub>O

3. Cuantos gramos (gr) de cloro (Cl) se necesitan para producir 487.5 gramos (gr) de cloruro de hierro (FeCl<sub>3</sub>). Teniendo en cuenta la siguiente ecuación.



RESPUESTA: 319.5 gr Cl<sub>2</sub>

Colegio Gustavo Uribe Ramírez. Granada Cundinamarca. Ciencias Naturales. QUIMICA. CICLO 6  
 GUIA TRABAJO VIRTUAL CIENCIAS NATURALES. QUIMICA. CICLO 6. GUIA MES DE SEPTIEMBRE  
 Docente Francisco Delgadillo. GUIA 16

### GUIA 16 ESTEQUIOMETRIA PARTE 2

**Competencia:** - Identificar las leyes que rigen a las reacciones químicas. – Desarrollar ejercicios de estequiometría masa - volumen del tipo gramo - litro.

**Contenido Temático:** Leyes ponderales. – Cálculos estequiométricos. – Estequiometria masa - volumen.

**Tiempo:** 2 clases de dos horas cada una

- **Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- **Evaluación:** **70%** Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y **30%** Participación y envío de avances de forma virtual

. **Observaciones y recomendaciones:** Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

### ESTEQUIOMETRIA MASA – VOLUMEN

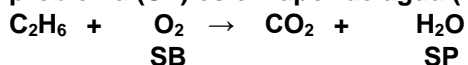
En este tipo de estequiometría una sustancia está expresada en unidades de masa (moles o gramos) y la otra sustancia está expresada en unidades de volumen. (litros). Para desarrollar esta clase de ejercicios se utiliza una constante, llamada **CONSTANTE DE VOLUMEN DE LOS GASES IDEALES**. Que dice que un mol de cualquier gas a condiciones normales de temperatura y presión (TPN) siempre va a tener un volumen constante que corresponde a un valor de 22.4 litros.

1 mol de cualquier gas a condiciones TPN. Siempre va a tener un volumen de 22.4 litros

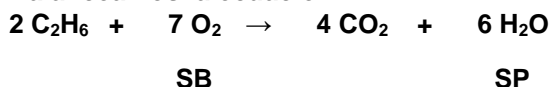
### EJERCICIO DE EJEMPLO 1: ESTEQUIOMETRIA MASA – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de vapor de agua (H<sub>2</sub>O) se producen a partir de 64 gramos (gr) de gas oxígeno (O<sub>2</sub>), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación.  $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

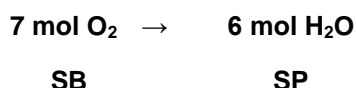
- A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP), en este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O<sub>2</sub>) porque nos dieron un dato de 64 gramos y la sustancia problema (SP) es el vapor de agua (H<sub>2</sub>O)



- B. Balanceamos la ecuación



- C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP).



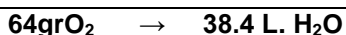
- D. Hallamos la masa molecular UNICAMENTE a la sustancia expresada en gramos. En este caso es el oxígeno. (O<sub>2</sub>)

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol O <sub>2</sub>	S.B.	=	32 gr O <sub>2</sub>

- E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (64 gramos (gr) de oxígeno (O<sub>2</sub>)). En este paso es cuando utilizamos la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)

64grO <sub>2</sub>	X	1molO <sub>2</sub>	X	6mol H <sub>2</sub> O	X	22.4 L. H <sub>2</sub> O	=	8601.6 L. H <sub>2</sub> O	=	38.4 L. H <sub>2</sub> O
		32grO <sub>2</sub>		7mol O <sub>2</sub>		1mol H <sub>2</sub> O		224		

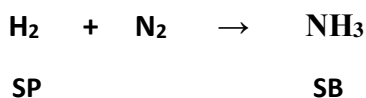
- F. La respuesta es: Los 64 gramos de oxígeno (reactivo (O<sub>2</sub>)) producen 38.4 Litros de vapor de agua (producto (H<sub>2</sub>O)).



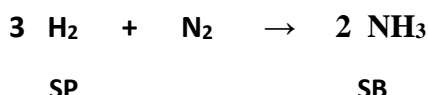
### EJERCICIO DE EJEMPLO 2: ESTEQUIOMETRIA MASA – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de hidrógeno (H<sub>2</sub>) se necesitan para producir 100 gramos (gr) de amoníaco (NH<sub>3</sub>) según la siguiente ecuación.  $H_2 + N_2 \rightarrow NH_3$

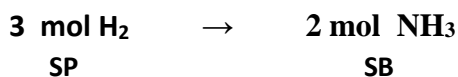
- A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP), en este caso la sustancia base (SB) es el amoníaco (NH<sub>3</sub>) porque nos dieron un dato de 100 gramos y la sustancia problema (SP) es el hidrógeno (H<sub>2</sub>)



- B. Balanceamos la ecuación



- C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP).



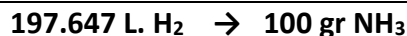
- D. Hallamos la masa molecular UNICAMENTE a la sustancia expresada en gramos. En este caso es el Amoníaco. (NH<sub>3</sub>)

COMPUESTO			MASA MOLECULAR
1 mol NH <sub>3</sub>	S.B.	=	17 gr NH <sub>3</sub>

- E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (100 gramos (gr) de amoníaco (NH<sub>3</sub>)). En este paso es cuando utilizamos la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)

100grNH <sub>3</sub>	X	1molNH <sub>3</sub>	X	3mol H <sub>2</sub>	X	22.4 L. H <sub>2</sub>	=	6720 L. H <sub>2</sub>	=	197.647 L. H <sub>2</sub>
		17grNH <sub>3</sub>		2mol NH <sub>3</sub>		1mol H <sub>2</sub>		34		

- F. La respuesta es: se necesitan 197.647 litros (L) de hidrógeno (reactivo(H<sub>2</sub>)) para producir 100 gramos (gr) de amoníaco (producto (NH<sub>3</sub>))



ACTIVIDAD: TENIENDO COMO BASE LA LECTURA DE LA TEORÍA Y LOS EJERCICIOS DE EJEMPLO, DESARROLLE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS.

- ¿Cuántos litros (L) de oxígeno (O<sub>2</sub>) (S.P.) se producen a partir de 490 gramos (gr) de clorato de potasio (KClO<sub>3</sub>) (S.B.), según la siguiente ecuación?  $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$   
RESPUESTA: 134.4 L. O<sub>2</sub>
- cuántos litros (L) de ácido clorhídrico (HCl) (S.P.) se necesitan para producir 72 gramos (gr) de agua (H<sub>2</sub>O). (S.B.), según la siguiente ecuación.  $PbO_2 + HCl \rightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$   
RESPUESTA: 179.2 L. HCl
- Cuántos gramos (gr) de gas hidrógeno (H<sub>2</sub>) (S.P.) se producen a partir de 80 litros (L) de ácido clorhídrico (HCl). (S.B.)? según la siguiente ecuación.  $HCl + Fe_2 \rightarrow FeCl_3 + H_2$   
RESPUESTA: 3.571 gramos H<sub>2</sub>

Colegio Gustavo Uribe Ramírez. Granada Cundinamarca. Ciencias Naturales. QUIMICA. CICLO 6.  
GUIA TRABAJO VIRTUAL CIENCIAS NATURALES. QUIMICA. CICLO 6. GUIA MES DE SEPTIEMBRE  
Docente Francisco Delgadillo. GUIA 17

### GUIA 17 ESTEQUIOMETRIA PARTE 3

**Competencia:** - Identificar las leyes que rigen a las reacciones químicas. – desarrollar ejercicios de estequiometría volumen - volumen del tipo litro - litro.

**Contenido Temático:** Leyes ponderales. – Cálculos estequiométricos. – Estequiometria volumen - volumen.

**Tiempo:** 2 clases de dos horas cada una

- Metodología:** lectura del taller, desarrollar los ejercicios propuestos. La retroalimentación y acompañamiento virtual será por el grupo de **WhatsApp** según horario.
- Evaluación:** 70% Lectura y desarrollo de los ejercicios propuestos y 30% Participación y envío de avances de forma virtual

**Observaciones y recomendaciones:** Leer concienzudamente la parte teórica de la guía, desarrollarla con letra legible y anexarla a una carpeta debidamente marcada.

### ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN – VOLUMEN

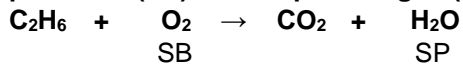
En este tipo de estequiometría las dos sustancias (base y problema) están expresadas en unidades de volumen (LITROS). Para desarrollar esta clase de ejercicios se utiliza dos veces una constante, llamada CONSTANTE DE VOLUMEN DE LOS GASES IDEALES. Que dice que un mol de cualquier gas a condiciones normales de temperatura y presión (TPN) siempre va a tener un volumen constante que corresponde a un valor de 22.4 litros.

1 mol de cualquier gas a condiciones TPN. Siempre va a tener un volumen de 22.4 litros
--

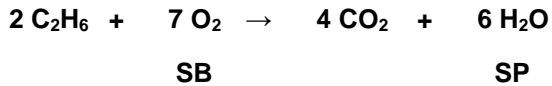
### EJERCICIO DE EJEMPLO 1: ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de vapor de agua (H<sub>2</sub>O) se producen a partir de 45.5 litros (L) de gas oxígeno (O<sub>2</sub>), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación.  $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

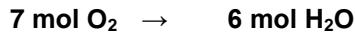
- A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP), en este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O<sub>2</sub>) porque nos dieron un dato de 45.5 litros y la sustancia problema (SP) es el vapor de agua (H<sub>2</sub>O)



- B. Balanceamos la ecuación



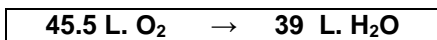
- C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia base (SB) y la sustancia problema (SP).



- D. en este tipo de ejercicios no hay necesidad de hallar masas moleculares porque las dos sustancias NO están expresadas en gramos.  
 E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (45.5 litros (L) de oxígeno (O<sub>2</sub>)). En este paso es cuando utilizamos DOS veces la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)

45.5 L. O <sub>2</sub>	X	1molO <sub>2</sub>	X	6mol H <sub>2</sub> O	X	22.4 L. H <sub>2</sub> O	=	6115.2 L. H <sub>2</sub> O	=	39 L. H <sub>2</sub> O
		22.4 L.O <sub>2</sub>		7mol O <sub>2</sub>		1mol H <sub>2</sub> O		156.8		

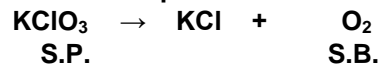
- F. La respuesta es: Los 45.5 LITROS de oxígeno (reactivo (O<sub>2</sub>)) producen 39 LITROS de vapor de agua (producto (H<sub>2</sub>O)).



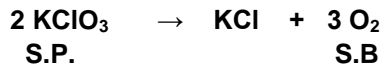
### EJERCICIO DE EJEMPLO 2: ESTEQUIOMETRIA VOLUMEN – VOLUMEN

Cuántos litros (L) de clorato de potasio (KClO<sub>3</sub>) son necesarios para producir 64 litros (L) de gas oxígeno (O<sub>2</sub>), en condiciones TPN, según la siguiente ecuación.  $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

- A. Ubicamos en la ecuación la sustancia base (S.B.) y la sustancia problema (S.P.). En este caso la sustancia base (SB) es el oxígeno (O<sub>2</sub>) porque nos dan un dato de 64 litros. Y la sustancia problema (SP) es el clorato de potasio porque nos están pidiendo hallar el número de litros que se necesitan.



- B. Balanceamos la ecuación.



- C. Hallamos la relación en moles entre la sustancia problema y la sustancia base.

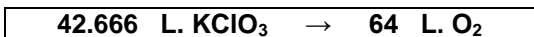


- D. en este tipo de ejercicios no hay necesidad de hallar masas moleculares porque las dos sustancias NO están expresadas en gramos.

- E. Por último, iniciamos el proceso de conversión de unidades partiendo del único dato que nos da el ejercicio (64 litros (L) de gas oxígeno (O<sub>2</sub>)). En este paso es cuando utilizamos DOS veces la constante de volumen de los gases ideales (22.4 L.)

64 L. O <sub>2</sub>	X	1molO <sub>2</sub>	X	2mol KClO <sub>3</sub>	X	22.4 L. KClO <sub>3</sub>	=	2867.2 L. KClO <sub>3</sub>	=	42.666 L. KClO <sub>3</sub>
		22.4 L.O <sub>2</sub>		3 mol O <sub>2</sub>		1mol KClO <sub>3</sub>		67.2		

- F. La respuesta es: Se necesitan 42.666 LITROS de clorato de potasio (reactivo (KClO<sub>3</sub>)) para producir 64 LITROS de gas oxígeno (producto (O<sub>2</sub>)).



ACTIVIDAD: TENIENDO COMO BASE LA LECTURA DE LA TEORÍA Y LOS EJERCICIOS DE EJEMPLO, DESARROLLE LOS SIGUIENTES EJERCICIOS.

1. Cuántos litros (L) de dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>) (SP) se producen a partir de 90 litros (gr) de gas etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) (SB), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación.  $C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

RESPUESTA: 180 litros de CO<sub>2</sub>

2. Cuántos litros (L) de gas oxígeno (O<sub>2</sub>) (S.P.) se necesitan para producir 50 litros (L) de oxido férrico (Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>). (S.B.), en condiciones TPN, según la siguiente ecuación.  $FeS_2 + O_2 \rightarrow Fe_2O_3 + SO_2$

RESPUESTA: 275 litros de O<sub>2</sub>

3. Cuántos litros (L) de gas butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) (SP) se necesitan para producir 20 litros de gas vapor de agua (H<sub>2</sub>O) (SB), en condiciones TPN, Según la siguiente ecuación.  $C_4H_{10} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

RESPUESTA: 4 litros de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>

MASAS ATOMICAS DE ELEMENTOS: (para desarrollar las guías 15 y 16)

ELEMENTO	SIMBOLO QUIMICO	MASA ATOMICA	ELEMENTO	SIMBOLO QUIMICO	MASA ATOMICA
Hidrógeno	H	1 gr	Cloro	Cl	35.5 gr
Oxígeno	O	16 gr	Hierro	Fe	56 gr
Carbono	C	12 gr	Potasio	K	39 gr
Fosforo	P	31 gr			