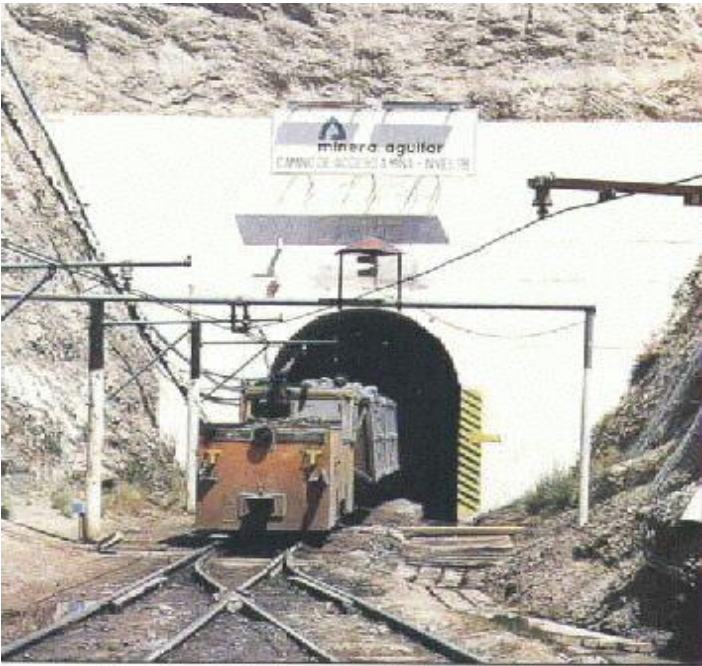


CHEMISTRY

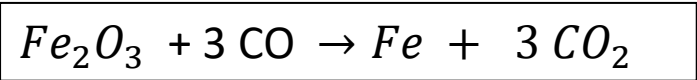


Chapter Estequiometría

5TO UNI



Nombre del mineral	Magnetita	Hematita	Siderita	Pirita
Ilustración del mineral				
Color	Negro	Rojo	Marrón	Amarillo
Fórmula de los minerales	Fe_3O_4	Fe_2O_3	$FeCO_3$	FeS_2
Nombre químico	Óxido ferroso férrico	Óxido de hierro(III)	Carbonato de hierro(II)	Sulfuro de hierro



¿Cuántos kg de hierro de pueden extraer?

SE EXTRAEN 2,8 T.M. DE HEMATITA (Fe_2O_3)



1	2											13	14	15	16	17	18
1 1.008 H hydrogen												5 10.81 B boron	6 12.01 C carbon	7 14.01 N nitrogen	8 16.00 O oxygen	9 19.00 F fluorine	10 20.18 Ne neon
3 6.94 Li lithium	4 9.012 Be beryllium											13 26.98 Al aluminium	14 28.09 Si silicon	15 30.97 P phosphorus	16 32.06 S sulfur	17 35.45 Cl chlorine	18 39.95 Ar argon
11 22.99 Na sodium	12 24.31 Mg magnesium	3 44.96 Sc scandium	4 47.87 Ti titanium	5 50.94 V vanadium	6 52.00 Cr chromium	7 54.94 Mn manganese	8 55.85 Fe iron	9 58.93 Co cobalt	10 58.89 Ni nickel	11 63.55 Cu copper	12 65.38 Zn zinc	31 68.72 Ga gallium	32 72.63 Ge germanium	33 74.92 As arsenic	34 78.96 Se selenium	35 79.90 Br bromine	36 81.80 Kr krypton
37 85.47 Rb rubidium	38 87.62 Sr strontium	39 88.91 Y yttrium	40 91.22 Zr zirconium	41 92.91 Nb niobium	42 95.96 Mo molybdenum	43 [98] Tc technetium	44 101.1 Ru ruthenium	45 102.9 Rh rhodium	46 106.4 Pd palladium	47 107.9 Ag silver	48 112.4 Cd cadmium	49 114.8 In indium	50 118.7 Sn tin	51 121.8 Sb antimony	52 127.6 Te tellurium	53 126.9 I iodine	54 131.3 Xe xenon
55 132.9 Cs caesium	56 137.3 Ba barium		72 178.5 Hf hafnium	73 180.9 Ta tantalum	74 183.8 W tungsten	75 186.2 Re rhenium	76 190.2 Os osmium	77 192.2 Ir iridium	78 195.1 Pt platinum	79 197.0 Au gold	80 200.6 Hg mercury	81 204.4 Tl thallium	82 207.2 Pb lead	83 209.0 Bi bismuth	84 [209] Po polonium	85 [210] At astatine	86 [222] Rn radon
87 [223] Fr francium	88 [226] Ra radium		104 [267] Rf rutherfordium	105 [268] Db dubnium	106 [269] Sg seaborgium	107 [270] Bh bohrium	108 [269] Hs hassium	109 [278] Mt meitnerium	110 [281] Ds darmstadtium	111 [280] Rg roentgenium	112 [285] Cn copernicium	113 [286] Uut ununtrium	114 [289] Fl flerovium	115 [288] Uup ununpentium	116 [293] Lv livermorium	117 [294] Uus unuseptium	118 [294] Uuo ununoctium
57 138.9 La lanthanum	58 140.1 Ce cerium	59 140.9 Pr praseodymium	60 144.2 Nd neodymium	61 [145] Pm promethium	62 150.4 Sm samarium	63 152.0 Eu europium	64 157.3 Gd gadolinium	65 158.9 Tb terbium	66 162.5 Dy dysprosium	67 164.9 Ho holmium	68 167.3 Er erbium	69 168.9 Tm thulium	70 173.1 Yb ytterbium	71 175.0 Lu lutetium			
89 [227] Ac actinium	90 232.0 Th thorium	91 231.0 Pa protactinium	92 238.0 U uranium	93 [237] Np neptunium	94 [244] Pu plutonium	95 [243] Am americium	96 [247] Cm curium	97 [247] Bk berkelium	98 [251] Cf californium	99 [252] Es einsteinium	100 [257] Fm fermium	101 [258] Md mendelevium	102 [259] No nobelium	103 [262] Lr lawrencium			



Etimologicamente estequiometría significa
stoikheion, "elemento" y *metrón*, "medida"

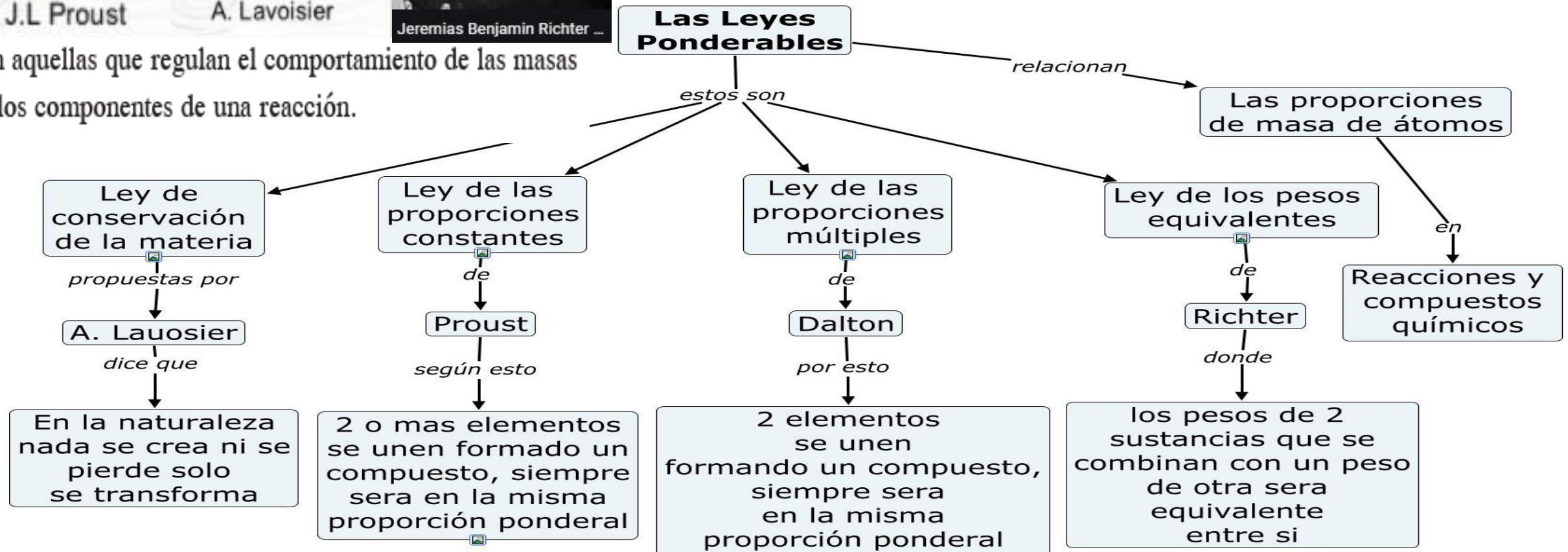
«La **estequiometría** es la rama de la química que estudia las proporciones cuantitativas o relaciones de cantidad (masa, volumen, mol) de las sustancias que están implicados (en una reacción química)».

J.L Proust

A. Lavoisier

Jeremias Benjamin Richter ...

Son aquellas que regulan el comportamiento de las masas de los componentes de una reacción.





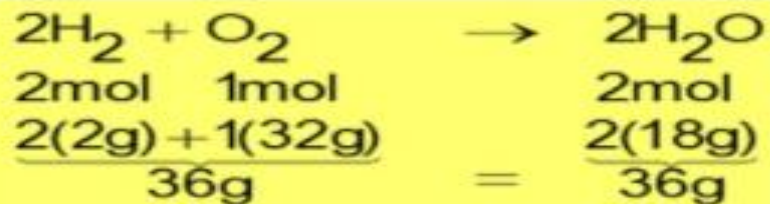
1. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA (LEY DE LAVOISIER)

Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794) químico francés, *propuso Ley de conservación de la masa la cual es una de las leyes fundamentales de la naturaleza, "En toda reacción química la masa se conserva, esto es, la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos"*.

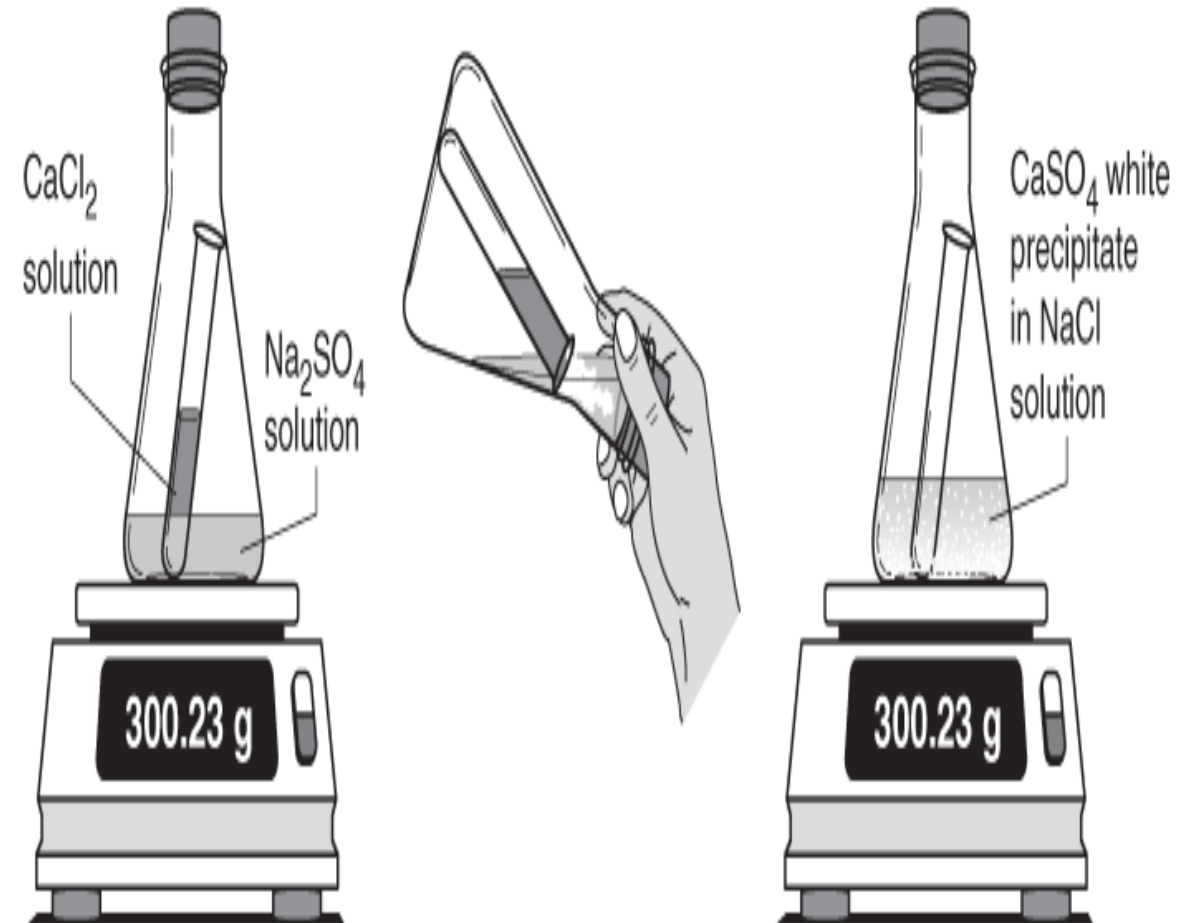
“La masa de un sistema material aislado permanece invariable, cualquiera que sea la transformación que ocurre dentro de él”.

Aplicando este concepto a una reacción química: “En toda reacción química, la suma de las masas reaccionantes es igual a la suma de las masas resultantes o productos”.

Ejemplo: Síntesis del agua



Se cumple: $\sum \text{masas (react.)} = \sum \text{masas (produc.)}$





2. LEY DE PROPORCIONES DEFINIDAS, FIJAS O CONSTANTES (LEY DE PROUST)

“Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa invariable”. (se combinan siempre en la misma proporción).

Ejemplo 1: Al preparar un sandwich.

Each sandwich is to have:

2 slices of bread 3 pieces of lunchmeat 1 slice of cheese

We have:

6 slices of bread 12 pieces of lunchmeat 5 slices of cheese

Limiting reactant

Makes → 3 sandwiches

3 pieces of lunchmeat excess 2 pieces of cheese excess

Reactivo limitante: **Pan**

Reactivos en exceso: **Jamón y queso**

Reactivo limitante (RL)

Es el reactivo que limita la cantidad de producto a obtenerse o sea es el reactivo que limita la reacción; por lo tanto es aquel reactante que en una reacción química se consume totalmente; por hallarse en menor proporción estequiométrica que los otros reactivos o reactantes.

¿Cómo identificar al reactivo limitante?

Paso I

Las masas de cada reactivo se transforma en mol-g.

Paso II

El N.º de mol-g de cada reactivo se divide entre el respectivo coeficiente y el menor de estos cocientes corresponde al RL.

Ejemplo

Si se tiene 40 g de H_2 y 350 g de O_2 para formar agua, ¿cuál es el RL?

Sea la ecuación química



Paso I	Paso II
$\text{H}_2 : \frac{40 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 20 \text{ mol-g}$	$\text{H}_2 : \frac{20}{2} = 10$ ↙ ¡Menor!
$\text{O}_2 : \frac{350 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 10,94 \text{ mol-g}$	$\text{O}_2 : \frac{10,94}{1} = 10,94$

Del ejemplo deducimos que el RL. es el H_2 , mientras que el reactivo en exceso (RE) es el O_2 .

Reactivo en exceso (RE)

Es aquel reactivo que no guarda una proporción definida y que queda sin reaccionar una cierta parte del mismo y que no necesariamente se encuentra en mayor cantidad.



3. LEY DE PROPORCIONES MÚLTIPLES (LEY DE DALTON)

“Cuando dos elementos se combinan entre sí para formar más de un compuesto, la masa de uno es constante y la masa del otro varía, existe una relación de números enteros sencillos entre los pesos del elemento constante y del que varía”.

Ejemplo

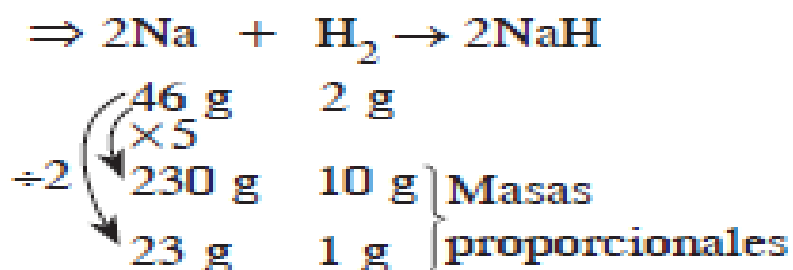
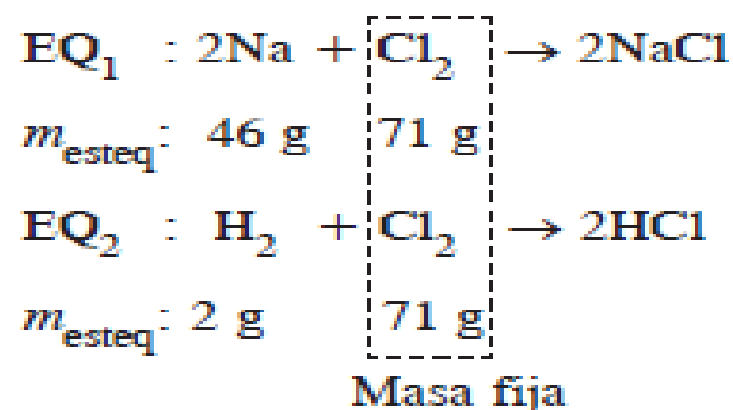
	N_2O	N_2O_2	N_2O_3	N_2O_4	N_2O_5
m_N	28	28	28	28	28
m_O	16 (16×1)	32 (16×2)	48 (16×3)	64 (16×4)	80 (16×5)

Del cuadro observamos que las masas del oxígeno varían de acuerdo a los números de 1, 2, 3, 4, 5; es decir que son múltiplos de la masa original.

4. LEY DE LAS PROPORCIONES RECÍPROCAS DE WENZEL Y RITCHER

“Las masas de dos elementos que reaccionan con la misma masa de un tercero, son las mismas con que dichos dos elementos reaccionarían entre sí, o en todo caso múltiplos o submúltiplos”.

Ejemplo



$$46 n \text{ g} \quad 2n \text{ g}; n \in \mathbb{Z}^+$$



II. LEYES VOLUMÉTRICAS (Leyes de Gay Lussac)

1. Ley de los volúmenes constantes y definidos

“Existe una relación constante y definida entre los volúmenes de los gases que reaccionan y producidas, cualquier exceso deja de combinarse”.

Ejemplo

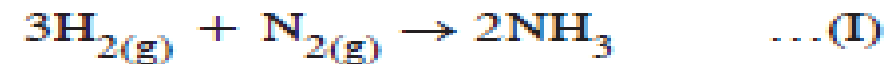


Relación molar	1 mol	3 mol	2 mol
Relación volumen	1V	3V	2V
↓			
Litros	1 L	3 L	2 L
c.c.	1 c.c.	3 c.c	2 c.c
CN	22,4 L	67,2 L	44,8 L

2. Ley de volúmenes proporcionales

Los volúmenes de 2 o más gases que reaccionan con un mismo volumen de un tercero, son los mismos con que reaccionarán entre sí.

Ejemplo



Observamos de las reacciones (I) y (II): El H_2 y el Cl_2 reaccionan con un mismo volumen de N_2 , entonces ellos reaccionarán entre sí en la misma relación de volúmenes.

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{Cl}_2}} = \frac{3}{3} = \frac{1}{1}$$

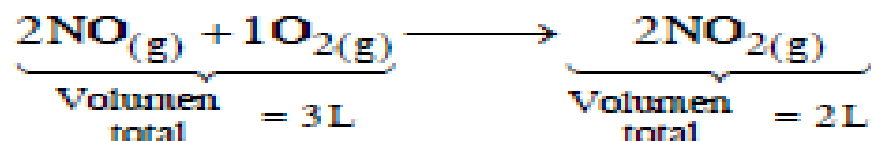




Observación

La ley de los volúmenes constantes no se cumple en general debido a la contracción o disminución de volumen, pero en todo caso la suma de los volúmenes de los gases reactantes nunca es menor que la suma de los volúmenes de los productos.

Ejemplo



Se cuantifica de la siguiente manera

$$CV = \frac{V_R - V_P}{V_R}$$

Donde

V_R : Σ volumen de los reactantes gaseosos

V_P : Σ volumen de los productos gaseosos

Para nuestro ejemplo

$$CV = \frac{3 - 2}{3} = +\frac{1}{3}$$

Disminuye el volumen

Otro ejemplo



No interviene en el cálculo por ser líquido

Según la fórmula

$$CV = \frac{7 - 4}{7} = \frac{3}{7}$$



Observación

$T \geq 100\text{ }^{\circ}\text{C} \Rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

$T < 100\text{ }^{\circ}\text{C} \Rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(l)}$



Masa de producto calculada
a partir del reactivo límite

El **rendimiento teórico** es la cantidad de producto que, según los cálculos, resultaría si todo el reactivo limitante reaccionara. Es el rendimiento máximo que se puede obtener.

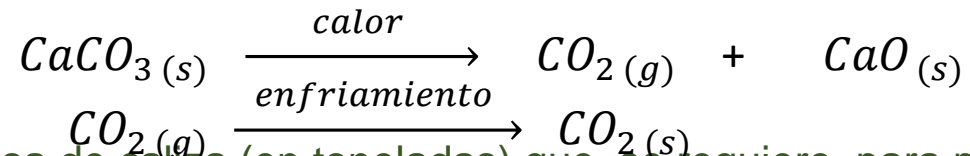
Masa de producto real.
Me lo dan en cada problema

El **rendimiento real** es la cantidad de producto realmente obtenida de una reacción. Ya que en la vida real la cantidad de producto que se obtiene es menor a la calculada.

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



PROBLEMA: Las reacciones involucradas en el proceso de fabricación de hielo seco, $CO_{2(s)}$, a partir de la caliza son:



Determinar la masa de caliza (en toneladas) que se requiere para preparar 5 toneladas de hielo seco en un proceso cuya eficiencia es del 75%.

Masas molares (g/mol): Ca=40; C=12; O=16.

- A) 8,2 B) 10,3 C) 12,1 D) 18,5 E) 15,2

RESOLUCIÓN

Cálculo de la masa de CO_2 al 100% de rendimiento.

$$5 \text{ TM} \rightarrow 75\%$$

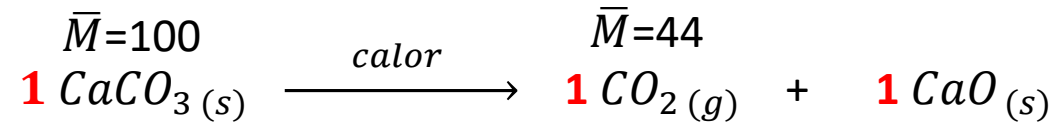
$$m_{CO_2} \rightarrow 100\%$$

$$m_{CO_2} = \frac{5 \times 100}{75} = 6,67 \text{ TM}$$

En el proceso de enfriamiento hay un cambio de fase pero la masa del CO_2 no varía.

$$m_{CO_2(s)} = m_{CO_2(l)} = 6,67 \text{ TM}$$

En la reacción de descomposición se determina la masa de caliza, $CaCO_3$ con la masa del CO_2 :



$$100 \text{ g} \text{ ----- } 44 \text{ g}$$

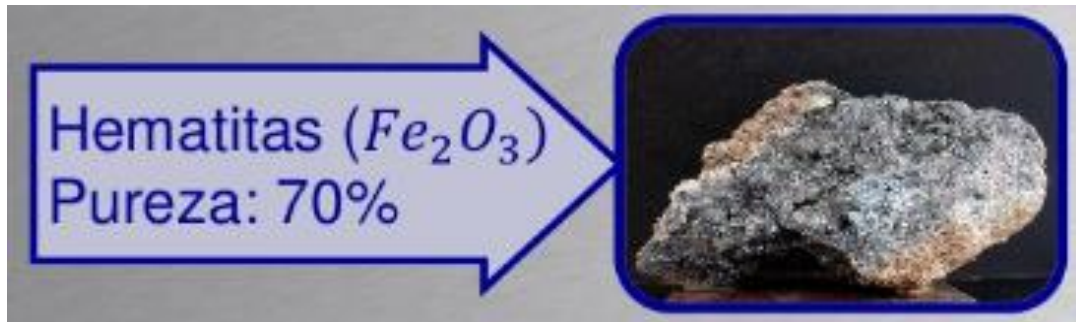
$$m_{CaCO_3} \text{ ----- } 6,67 \text{ TM}$$

$$m_{CaCO_3} = \frac{6,67 \times 100}{44} = 15,2 \text{ TM}$$



PUREZA DEL REACTANTE

En casos reales los reactantes no se encuentran puros. Conociendo el porcentaje de pureza del cuerpo material se sabrá la cantidad de sustancia reactante que se utilizará en la estequiometría.



Si se tuviera 200g de Hematita, solo utilizaríamos para la estequiometría de una reacción de Fe_2O_3 , el 70%, es decir, 140 gramos

CONDICIONES NORMALES

Recordando que una mol de cualquier gas a condiciones normales ocupa 22,4 L.

En la estequiometría es mas sencillo emplear moles y luego hacer el arreglo para el volumen a C.N.



A partir de 5 moles de O_2 se obtendría 10 moles de H_2O . Sabiendo que una mol a C.N ocupa 22,4L entonces se produciría 224 L a C.N.

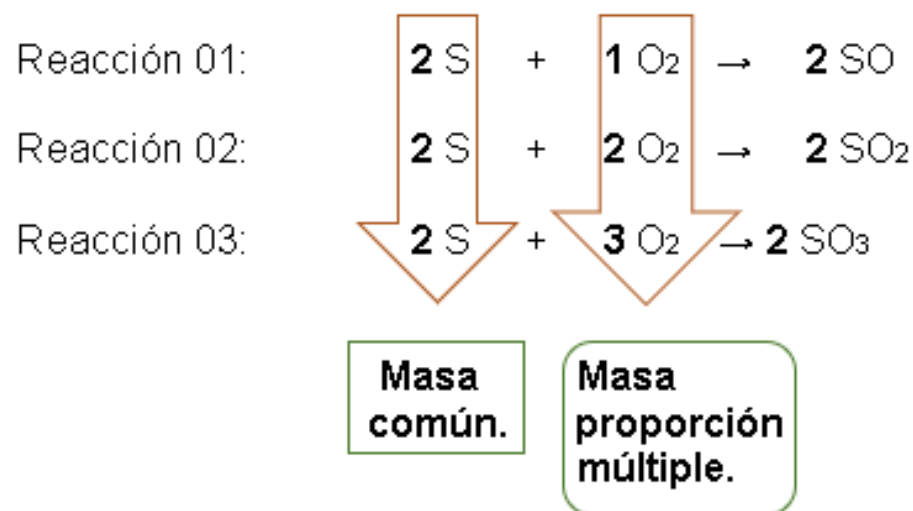


01. Las diferentes proporciones en la que se combinan masas de azufre y oxígeno para formar **SO**, **SO₂** y **SO₃** respectivamente, es explicado por la

- A) ley de Lavoisier. B) ley de Proust. C) ley de Dalton
D) ley de Richter E) ley de Chatelier

RESOLUCIÓN

Analizando las respectivas reacciones químicas balanceadas:



Este principio o ley de las proporciones múltiples fue enunciado por John Dalton en 1804; "diferentes cantidades de un mismo elemento (en el problema, el oxígeno **O₂**) que se combinan con una cantidad fija de otro elemento (en el problema, el azufre **S**, el mismo elemento y su misma masa), para formar diversos compuestos en el problema **SO**, **SO₂** y **SO₃** respectivamente), están en la relación de números enteros y sencillos".

CLAVE. C



02. Se tiene una mezcla de gases, CH_4 y etileno, C_2H_4 . Al quemar en combustión completa 40 L de dicha mezcla se utilizaron 90 L de gas oxígeno. Calcule el volumen en litros de CO_2 producido. Asuma que las condiciones de presión y de temperatura inicial y final son iguales.

- A) 15 B) 20 C) 25 D) 50 E) 80

RESOLUCIÓN

Realizando el análisis eu diométrico.



De los datos: $\text{a} + \text{b} = 40$ y $2\text{a} + 3\text{b} = 90$

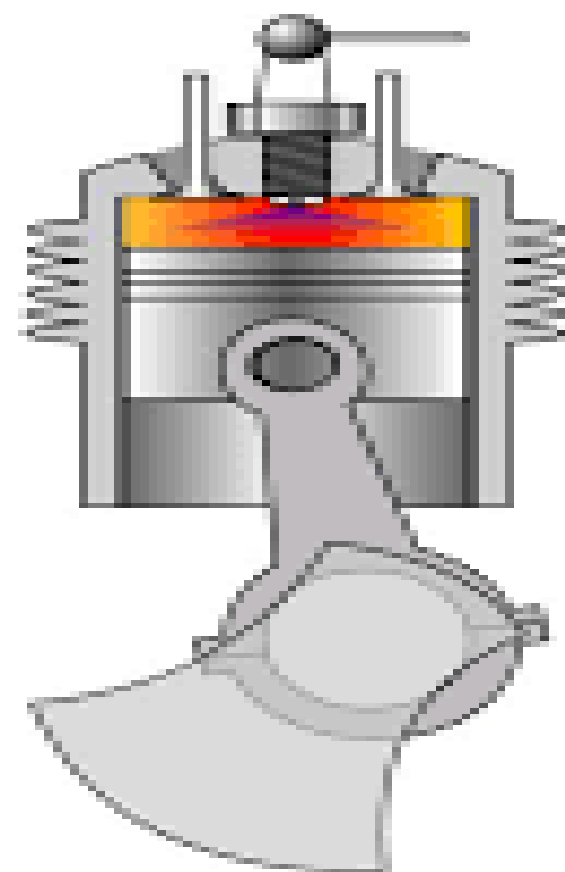
Resolviendo: $\text{b} = 10$ y $\text{a} = 30$

Nos piden el volumen de CO_2 (X):

$$\text{X} = \text{a} + 2\text{b}$$

$$\text{X} = 30 + 2(10)$$

$$\text{X} = 50 \text{ L}$$

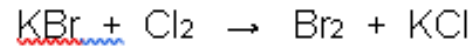


CLAVE. D

HELICO | PRACTICE



03. ¿Cuántos gramos de bromuro de potasio se requieren para obtener 200 g de bromo según la siguiente reacción sin balancear?

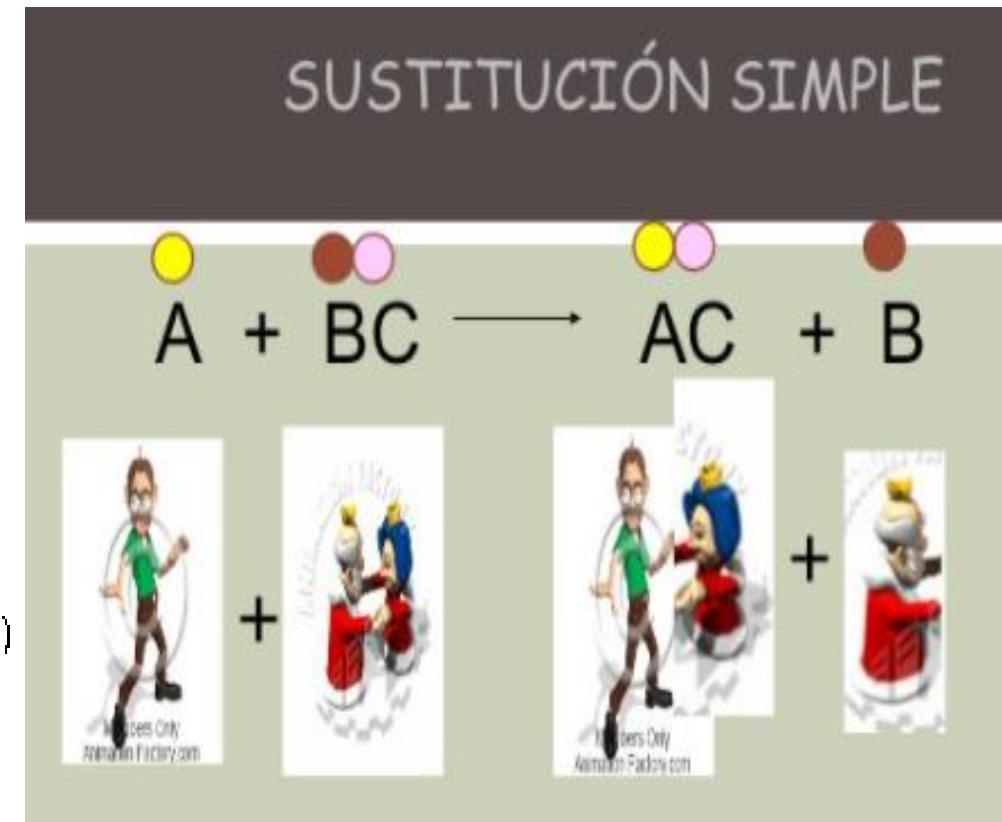
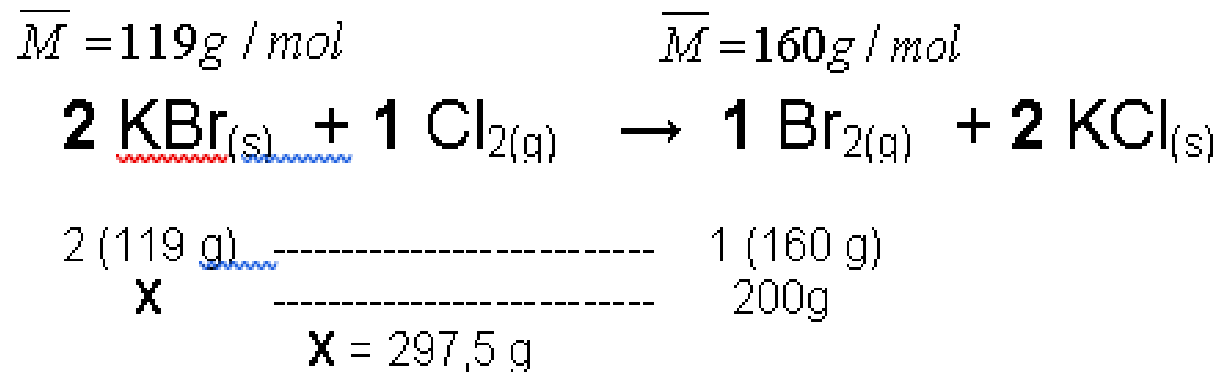


Masas atómicas(u): Cl = 35,5; K = 39; Br = 80

A) 291,0 B) 248,7 C) 2600 D) 297,5 E) 346,2

RESOLUCIÓN

Realizando el análisis estequiométrico:

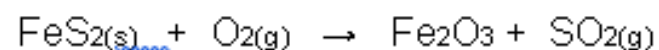


CLAVE. D

HELICO | PRACTICE



04. un mineral contiene 32,8 % de pirita de hierro, FeS_2 . ¿Cuántos mol de $\text{O}_{2(g)}$ se requiere para tratar 5,97 kg de mineral? La reacción es



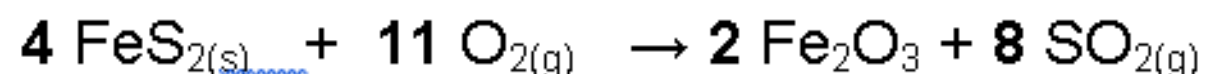
Masas atómicas(u): Fe = 56; S = 32; O = 16

- A) 20,2 B) 32,4 C) 37,8 D) 40,3 E) 44,9

RESOLUCIÓN

Realizando el análisis estequiométrico:

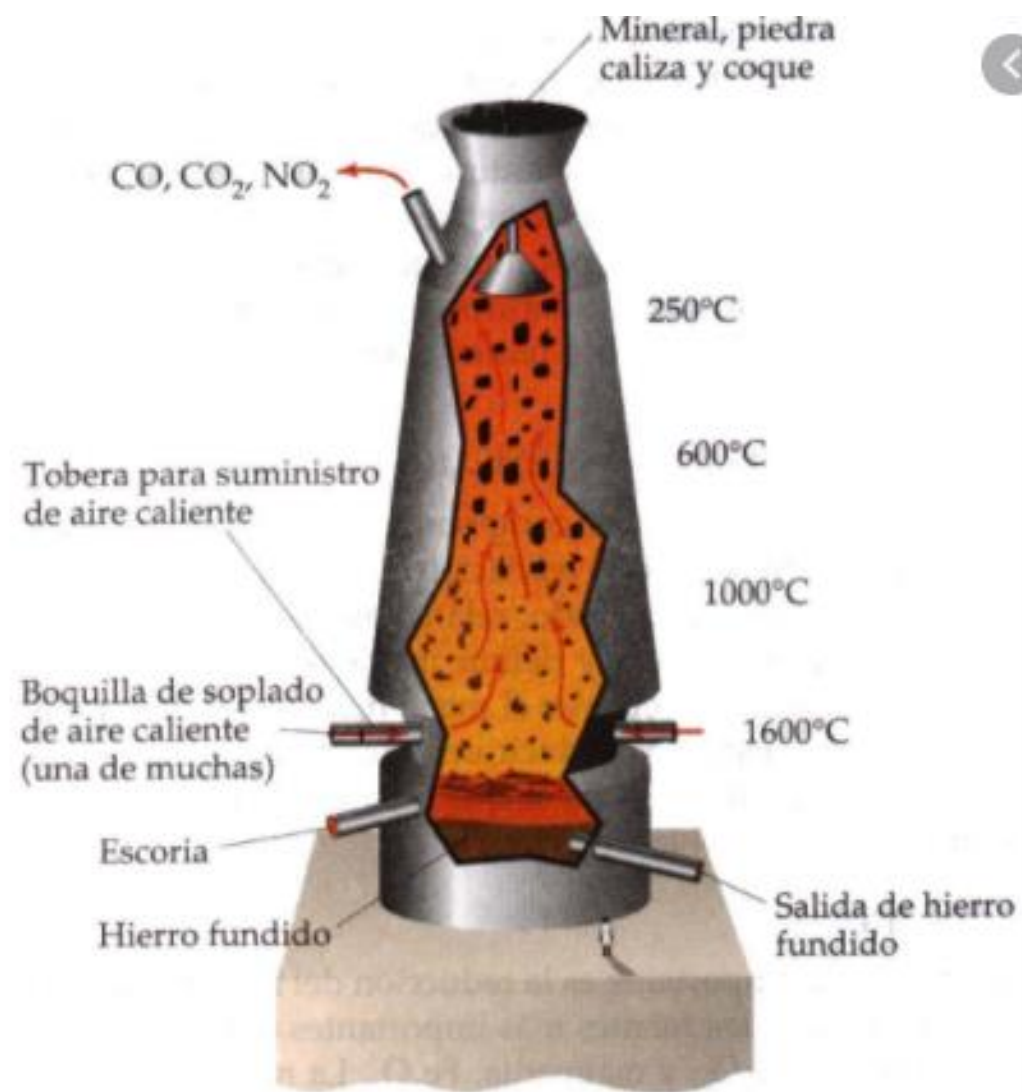
$$\overline{M} = 120 \text{ g/mol}$$



$$4 (120 \text{ g}) \text{ ----- } 11 \text{ mol}$$

$$\left(\frac{32,8}{100} \right) 5970 \text{ g} \text{ ----- } \text{X}$$

$$\text{X} = 44,87 \text{ mol}$$

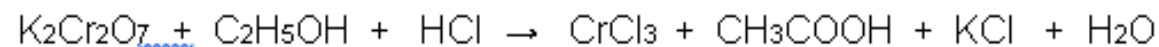


CLAVE. E



HELICO | PRACTICE

05. El dicromato de potasio, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, al reaccionar con el etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, según la reacción redox en medio ácido



Determine el número de miliequivalentes de dicromato de potasio que reaccionan con 0,24 equivalentes de etanol.

Masas atómicas(u): Cl = 35,5; K = 39; Cr = 56

A) 80 B) 160 C) 240 D) 320 E) 480

RESOLUCIÓN

Recordando que en toda reacción química se verifica que las sustancias reactantes y productos se encuentran en igual cantidad de equivalentes gramos, en consecuencia:

$$\text{N}^{\circ}\text{eq-g}_{\text{etanol}} = 0,24$$

Dato: $\text{N}^{\circ}\text{eq-g}_{\text{etanol}} = 0,24$

Entonces: $\text{N}^{\circ}\text{eq-g}_{\text{dicromato de potasio}} = 0,24$

Luego convertimos a miliequivalentes: $\text{N}^{\circ}\text{meq-g}_{\text{dicromato de potasio}} = 240$

CLAVE. C



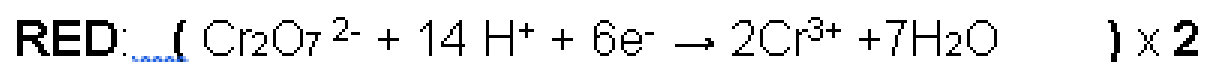
NOTA: Realizando el análisis estequiométrico para la demostración del cálculo de la masa del dicromato de potasio (**m**) y luego, sus miliequivalentes gamos:

$$\overline{M}_{K_2CrO_7} = 294 \text{ g / mol}$$

$$\overline{M}_{etanol} = 46 \text{ g / mol}$$

$$m_{etanol} = N^{\circ}eq - g \times \left(\frac{m}{m_{eq}} \right)$$

$$m_{etanol} = 0,24 \times \left(\frac{46}{4} \right) = 2,76 \text{ g}$$



$$2 (294 \text{ g}) \text{ ----- } 3 (46 \text{ g})$$

$$\text{m} \text{ ----- } 2,76 \text{ g}$$

$$\text{m} = 11,76 \text{ g}$$

$$N^{\circ}eq - g_{(K_2CrO_7)} = \frac{m}{m_{eq}} = \frac{11,76}{\frac{294}{6}} = \frac{11,76}{49} = 0,24$$

Finalmente convirtiendo a miliequivalentes:

$$N^{\circ}meq - g_{(K_2CrO_7)} = 0,24 \times 1000 = 240$$

CLAVE. C



6. Se hacen reaccionar 4 moles de dióxido de azufre y 3 moles de O_2 . ¿Qué proposición es incorrecta?

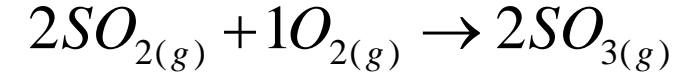


- A) El reactivo limitante es el dióxido de azufre. **V**
 B) El reactivo en exceso es el oxígeno. **V**
 C) En el proceso, se forman 4 moles de trióxido de azufre. **V**
 D) Al finalizar el proceso, quedan 2 moles de O_2 sin reaccionar. **F**
 E) En el proceso reaccionan 2 moles de O_2 . **V**

RESOLUCIÓN

Con los datos determinamos el reactivo limitante (R.L) y el reactivo en exceso (R.E).

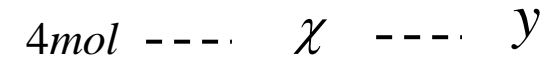
Relación
estequiométrica:



Dispongo:



Reacciona:



$$\chi = 2mol \quad \quad y = 4mol$$

- El R.L. es el: SO_2

- El R.E. es el: O_2

$$n_{O_2(exceso)} = 3mol - 2mol$$

$$n_{O_2(exceso)} = 1mol$$

CLAVE. D

7. Al evaluar la reacción



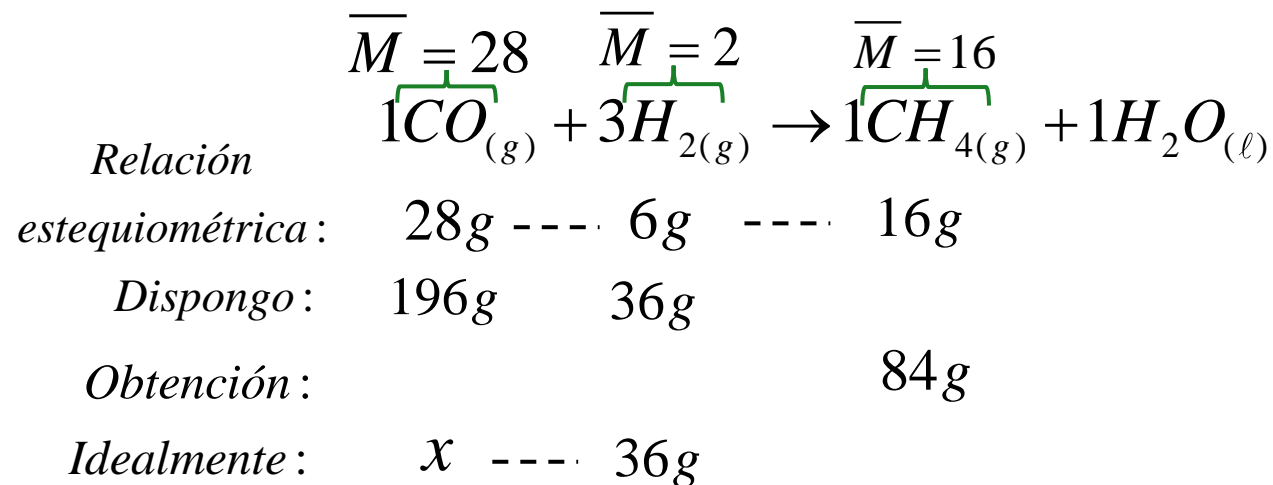
se comprobó que a partir de 196 g de monóxido de carbono, CO, y 36 g de hidrógeno molecular, H₂, se logró obtener 84 g de metano, CH₄. Determine la eficiencia del proceso, en porcentaje.

- A) 12,5 B) 85,7 C) 87,5
D) 97,5 E) 98,5

RESOLUCIÓN

Con los datos determinamos el reactivo limitante (R.L) y el reactivo en exceso (R.E), previo ajuste estequiométrico por simple inspección.

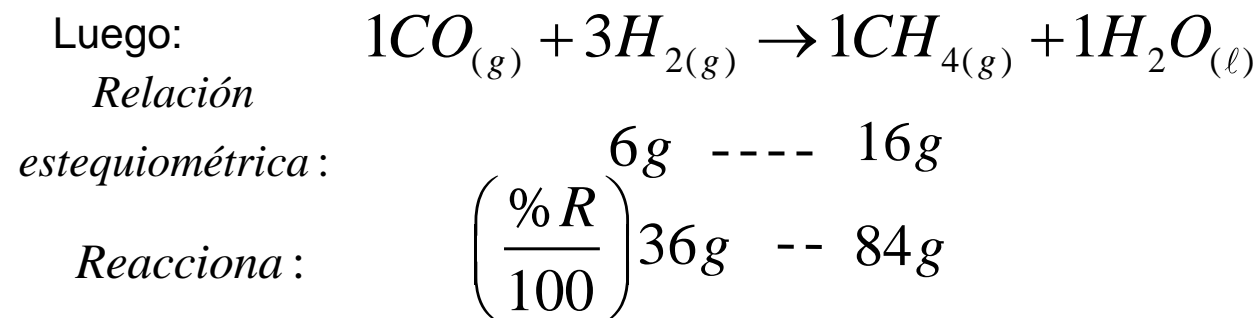
Nos piden el rendimiento o eficiencia de la reacción (%R)



$$x = 168\text{g}$$

- El R.L. es el: H_{2(g)}

- El R.E. es el: CO_(g)



$$\%R = \frac{6 \times 84 \times 100}{16 \times 36} \quad \longrightarrow \quad \%R = 87,5\%$$

CLAVE. C

8. Se hace reaccionar 12,3 g de H_2S con 126 g de $Bi(NO_3)_3$, según la reacción química, sin balancear,



Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

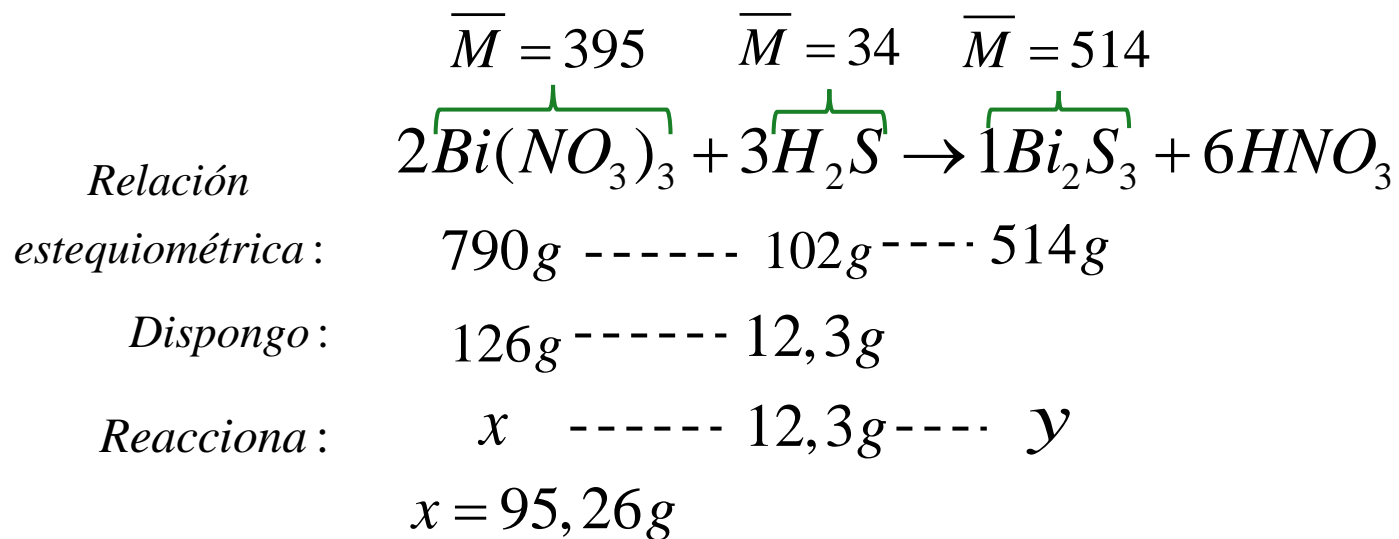
- El reactivo limitante es $Bi(NO_3)_3$. (F)
- No existe reactivo limitante. (F)
- Se produjo 61,9 g de Bi_2S_3 . (V)

Masas molares: Bi = 209; S = 32

- A) VFF B) FFF C) VFV
D) FVV E) FFV

RESOLUCIÓN

Con los datos determinamos el reactivo limitante (R.L) y el reactivo en exceso (R.E), previo ajuste estequiométrico por simple inspección.



- El R.L. es el: H_2S

- El R.E. es el: $Bi(NO_3)_3 \rightarrow m_{Bi(NO_3)_3} = 126g - 95,26 = 30,74g$

Luego la masa en exceso (que no reacciona) es igual a 30,74g. Finalmente:

$$y = \frac{12,3 \times 514}{102} \rightarrow y = 61,98g \quad Bi_2S_3$$

CLAVE. E



9. En un recipiente de acero de 1 L de capacidad, a 27 °C, se introducen 0,010 mol de $\text{CO}_{2(g)}$; 0,030 mol de $\text{H}_{2(g)}$ y 0,015 mol de $\text{O}_{2(g)}$. Se cierra el recipiente, se genera una chispa eléctrica y ocurre una reacción y se deja enfriar a 27 °C.

De acuerdo a las siguientes proposiciones:

- I. Se quema completamente el hidrógeno molecular. **V**
- II. A final quedan 0,05 moles de gases. **F**
- III. El $\text{CO}_{2(g)}$ reaccionará con el producto de la combustión. **V**

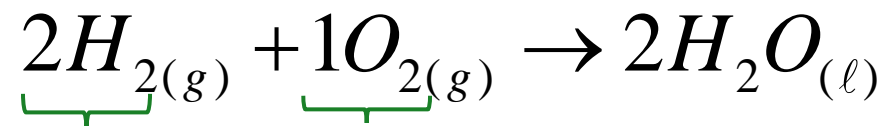
Son correctas

- A) Solo I B) Solo II C) Solo III
- D) I y II E) I y III

RESOLUCIÓN

- Datos: $V = 1 \text{ L}$;
 $T = 27^\circ \text{C}$
- Moles introducidas: $n_{\text{CO}_2} = 0,010 \text{ mol}$
 $n_{\text{H}_2} = 0,030 \text{ mol}$
 $n_{\text{O}_2} = 0,015 \text{ mol}$

- Se producen dos reacciones , una a partir de los gases hidrógeno y oxígeno formándose así el agua y otra cuando reacciona todo el gas carbónico con el agua formándose ácido carbónico. Veamos.



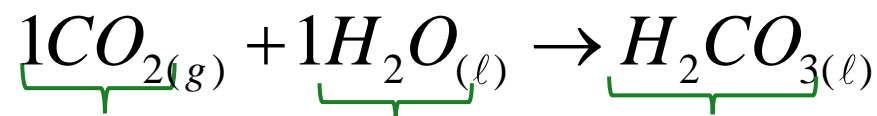
Relación

estequiométrica: $2 \text{ mol} \text{ ---- } 1 \text{ mol}$

Dispongo: $0,030 \text{ mol} \text{ --- } 0,015 \text{ mol}$

Reacciona: $0,030 \text{ mol} \text{ --- } x$

$$x = 0,015 \text{ mol}$$



Relación

estequiométrica: $1 \text{ mol} \text{ ---- } 1 \text{ mol}$

Reacciona: $0,010 \text{ mol} \text{ ---- } y$

$$y = 0,010 \text{ mol}$$

- Al final solo queda ácido carbónico líquido, esto por la temperatura de 27 °C

CLAVE. E

HELICO | PRACTICE

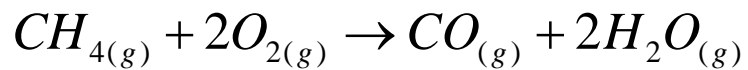
10. En una cámara de combustión se queman 100 moles de $\text{CH}_{4(g)}$ utilizando 20 % de $\text{O}_{2(g)}$ adicional respecto a la combustión completa. El 80 % del $\text{CH}_{4(g)}$ forma $\text{CO}_{2(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$ y el 20 % del $\text{CH}_{4(g)}$ produce $\text{CO}_{(g)}$ y $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. Si del $\text{O}_{2(g)}$ empleado se obtiene del aire, que está formado por 21 % molar de O_2 y 79 % molar de N_2 , determine la composición de los gases emitidos por la chimenea de la cámara de combustión, % molar de CO_2 , CO y H_2O , respectivamente.

- A) 4,3; 1,0; 10,7 B) 6,4; 1,6; 16,0
C) 16,6; 16,6; 66,8 D) 26,7; 6,7; 66,6
E) 42; 10,5; 40

RESOLUCIÓN

La estequiometría es una reacción exotérmica en la cual una sustancia combustible reacciona con el O_2 (proviene del aire). Si la combustión es completa los productos de combustión generalmente son el CO_2 y el H_2O

Análisis y procedimiento. Cálculo de oxígeno en la combustión completa de 100 mol de metano, CH_4 .



100 mol-----200 mol

Pero ingresa con 20 % de exceso respecto a la combustión completa.

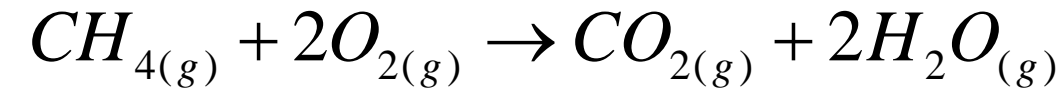
$$n_{\text{O}_2(\text{ingresa})} = 200 + \frac{20}{100} \times 200 = 240 \text{ mol}$$

Cálculo de nitrógeno que ingresa junto al oxígeno.

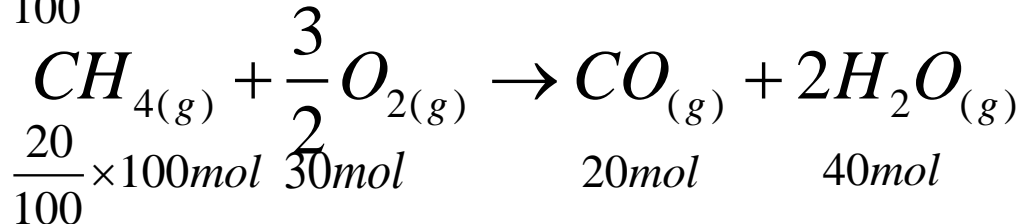
240 mol ----- 21 %

$$n_{\text{N}_2} \text{ ----- } 79 \% \rightarrow n_{\text{N}_2} = 903 \text{ mol}$$

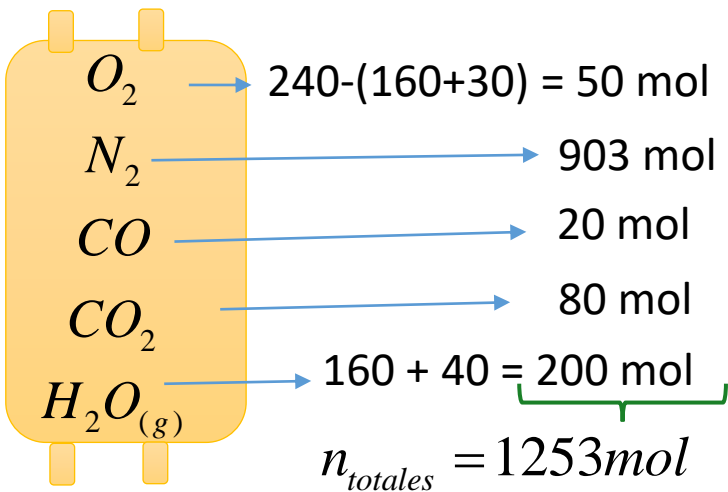
En las combustiones mencionadas en el problema.



$$\frac{80}{100} \times 100 \text{ mol} \quad 160 \text{ mol} \quad 80 \text{ mol} \quad 160 \text{ mol}$$



$$\frac{20}{100} \times 100 \text{ mol} \quad 30 \text{ mol} \quad 20 \text{ mol} \quad 40 \text{ mol}$$



$$\% n_{\text{CO}_2} = \frac{80 \text{ mol}}{1253 \text{ mol}} \times 100\% = 6,4\%$$

$$\% n_{\text{CO}} = \frac{20 \text{ mol}}{1253 \text{ mol}} \times 100 = 1,6\%$$

$$\% n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{200 \text{ mol}}{1253 \text{ mol}} \times 100\% = 16,0\%$$

CLAVE. B





11. Una muestra de óxido ferroso pesa inicialmente 10 g. Expuesta al contacto con el aire se oxida parcialmente según la reacción



El peso, después de la oxidación, fue de 10,7 g. Calcule el porcentaje de óxido ferroso que se ha oxidado.

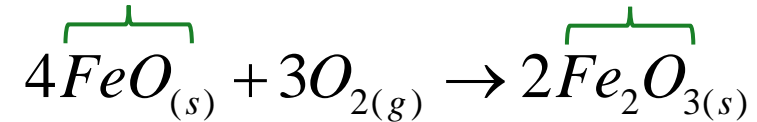
- A) 70 B) 73 C) 60
D) 63 E) 58

RESOLUCIÓN

Con los datos determinamos el porcentaje de rendimiento o eficiencia de la reacción (%R), previo ajuste estequiométrico por simple inspección.

$$\overline{M} = 72 \text{ g/mol}$$

$$\overline{M} = 160 \text{ g/mol}$$



Relación
estequiométrica:

$$288 \text{ g} \quad \text{-----} \quad 320 \text{ g}$$

Reacciona:

$$x \quad \text{-----} \quad y$$

$$288y = 320x$$

$$y = 1,11x$$

Dato: $m_{t(\text{final})} = 10,7 \text{ g} \rightarrow m_{t(\text{final})} = (10 - x) + y$

$$10,7 = (10 - x) + 1,11x$$

$$x = 6,3$$

$$\% R = \frac{m_{\text{FeO}(\text{reacciona})}}{m_{\text{FeO}(\text{inical})}} \times 100\% \rightarrow \% R = \frac{6,3 \text{ g}}{10 \text{ g}} \times 100\% = 63\%$$

CLAVE. D



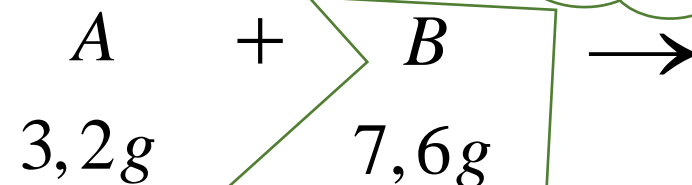
12. Si 3,2 g de A se combinan con 7,6 g de B y 1,9 g de B se combina con 0,4 g de C, ¿qué masa de C se combinará con 8 g de A?

- A) 10 g B) 6 g C) 2 g
D) 8 g E) 4 g

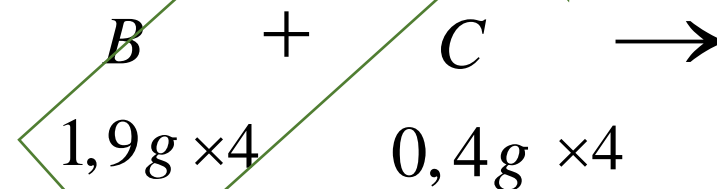
RESOLUCIÓN

Colocamos las tres reacciones químicas y aplicamos la ley de las proporciones fijas de Proust y luego la ley de las proporciones recíprocas de Richter-Wenzel.

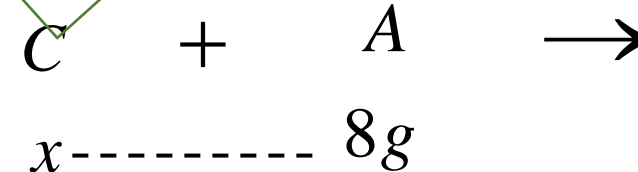
Reacción N°01



Reacción N°02



Reacción N°03



Luego reacciona: $0,4 \times 4g \text{-----} 3,2g$

$$x = \frac{0,4 \times 4 \times 8}{3,2} \longrightarrow x = 4g \text{ de } C$$

CLAVE. E



13. ¿Cuántos gramos de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ se necesitan para reaccionar con 10 equivalentes de KMnO_4 según

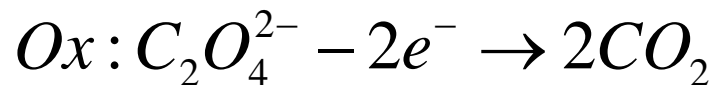


Masa atómica: C = 12; H = 1; Mn = 55

- A) 220 B) 250 C) 450
D) 500 E) 540

RESOLUCIÓN

Determinamos la masa equivalente (m_{eq}) del ácido oxálico y del agua, para ello debemos recordar según la semirreacción de oxidación el cálculo del parámetro de combinación.



$$\theta = 2$$

$$\overline{M}_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 90 \text{ g/mol}$$

$$m_{eq} = \frac{\overline{M}}{\theta} \quad \begin{array}{l} \nearrow m_{eq\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = \frac{90}{2} = 45 \\ \searrow m_{eq\text{H}_2\text{O}} = \frac{18}{2} = 9 \end{array}$$

Aplicamos la ley de combinación química o ley de equivalentes.

$$N^{\circ}eq - g_{(\text{KMnO}_4)} = N^{\circ}eq - g_{(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O})}$$

$$10 = \frac{m}{45 + 9}$$

$$m = 540 \text{ g}$$

CLAVE. E



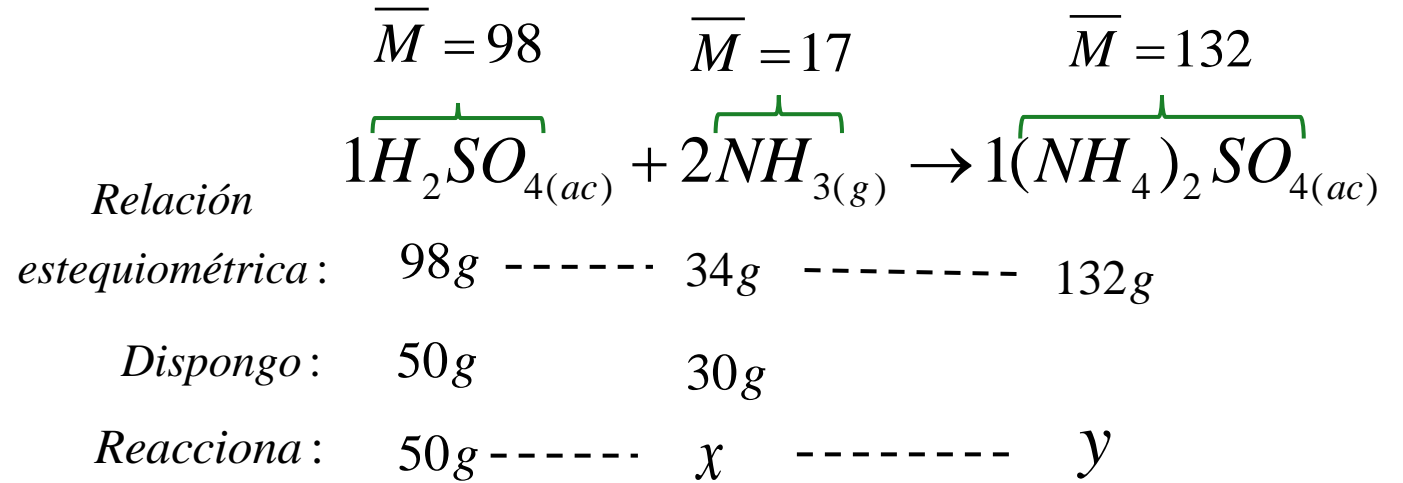
14. Se hacen reaccionar 50 g de H_2SO_4 con 30 g de NH_3 . ¿Qué masa en gramos de sulfato de amonio se produce si el porcentaje de rendimiento es de 80 %?

Masa atómica: N=14; H=1; S=32; O=16

- A) 23,9 B) 33,9 C) 43,9
D) 63,9 E) 53,9

RESOLUCIÓN

Con los datos determinamos el reactivo limitante (R.L) y el reactivo en exceso (R.E), previo ajuste estequiométrico por simple inspección y considerando el porcentaje de rendimiento de la reacción del 80%.



$$x = \frac{50 \times 34}{98} \quad \longrightarrow \quad x = 17,34g$$

- El R.L. es el: H_2SO_4

- El R.E. es el: $NH_3 \longrightarrow m_{NH_3(exceso)} = 30g - \left(\frac{80}{100}\right)17,34g = 16,28g$

Luego:

$$y = \frac{50 \times 132}{98}$$

$$y = 69,35g$$

Finalmente:

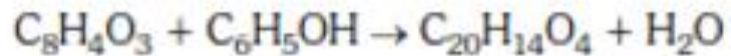
$$m_{(NH_4)_2SO_4} = \left(\frac{80}{100}\right)69,35g$$

$$m_{(NH_4)_2SO_4} = 53,88g$$

CLAVE. E



15. La fenoltaleína $C_{20}H_{14}O_4$, $M = 318,31 \text{ g/mol}$, se obtiene por la reacción del anhídrido ftálico, $C_8H_4O_3$, $M = 148,11 \text{ g/mol}$, con 2 moles de fenol C_6H_5OH , $M = 94,11 \text{ g/mol}$. Se desea obtener 1,0 kg de fenoltaleína, considerando que se requiere un 10 % en exceso de anhídrido ftálico para un rendimiento de la reacción del 90 %. Calcule la masa en gramos del anhídrido ftálico.



- A) 318,3 B) 517,1 C) 568,8
D) 715,3 E) 1111,0

RESOLUCIÓN

Con los datos determinamos la masa en gramos requerida de anhídrido ftálico con 10% en exceso y un rendimiento de reacción del 90% previo ajuste estequiométrico por simple inspección.

$$\begin{array}{l}
 \overline{M} = 148,11 \qquad \overline{M} = 94,11 \qquad \overline{M} = 318,31 \\
 \text{Relación} \qquad \overbrace{1C_8H_4O_3} + 2\overbrace{C_6H_5OH} \rightarrow \overbrace{1C_{20}H_{14}O_4} + 1H_2O \\
 \text{estequiométrica:} \quad 148,11g \quad \text{-----} \quad 318,31g \\
 \\
 \text{Reacciona:} \quad \left(\frac{90}{100} \right) \left(\frac{100}{110} \right) x \quad \text{-----} \quad 1000g \\
 \\
 x = \frac{148,11 \times 1000 \times 110}{9 \times 318,31} \\
 \\
 x = 568,7g
 \end{array}$$

CLAVE. C



Gracias

