



CHEMISTRY

Chapter 13

4th
SECONDARY

ESTEQUIOMETRIA II



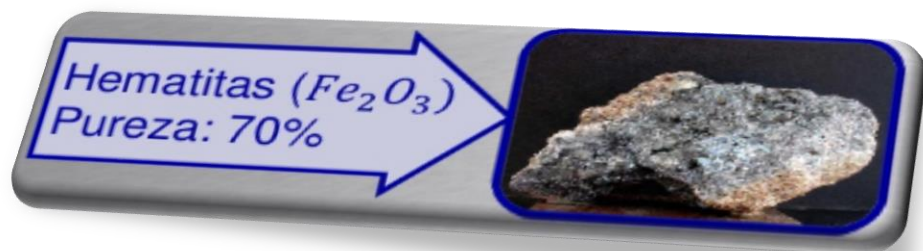
 **SACO OLIVEROS**

¿Qué podríamos decir sobre el rendimiento de los atletas de la imagen?



PUREZA DEL REACTANTE

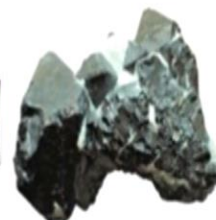
En casos reales los reactantes no se encuentran puros. Conociendo el porcentaje de pureza del cuerpo material se sabrá la cantidad de sustancia reactante que se utilizará en la estequiometría.



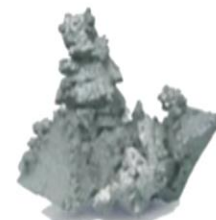
Si se tuviera **200g** de Hematita, solo utilizaríamos para la estequiometría de una reacción de Fe_2O_3 , **el 70%**, es decir, **140** gramos.

Metales ferrosos

Magnetita
Pureza: 75%



Hematites
Pureza: 70%



Limonita
Pureza: 60%



Siderita
Pureza: 50%





RENDIMIENTO DE UNA REACCION

En casos reales, los productos obtenidos no siempre son los esperados debido a diversos factores. Lo que calculamos obtener es lo ideal, es decir, un rendimiento del 100%.



A partir de **280 g** de N_2 se esperaría obtener **340 g** de NH_3 en la reacción, pero si el rendimiento fuera el **50%**, realmente obtendríamos **170 g** de amoníaco.

Rendimiento teórico

Cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción.

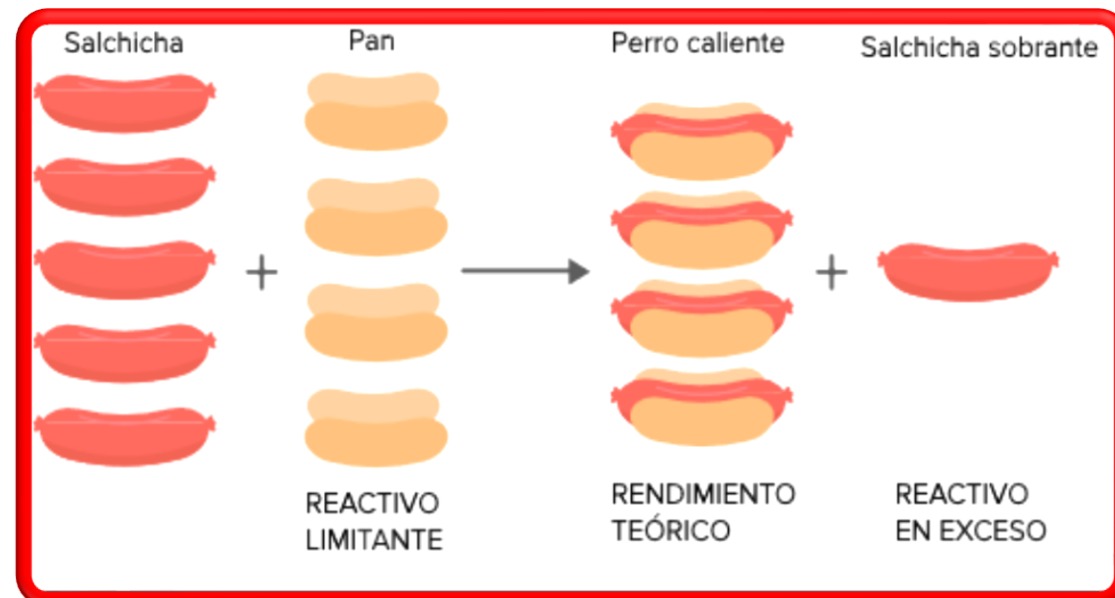
Rendimiento de la reacción

Cantidad de producto realmente formado.

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

REACTIVO LIMITANTE Y EN EXCESO

En casos reales, los reactivos no siempre estarán en las proporciones adecuadas. Habrá alguna sustancia que se consumirá completamente denominada **LIMITANTE** pues cuando está se acaba, termina la reacción. La otra(s) sustancia(s) que no se consumieron del todo, por lo tanto sobra, se denomina **EXCESO**.

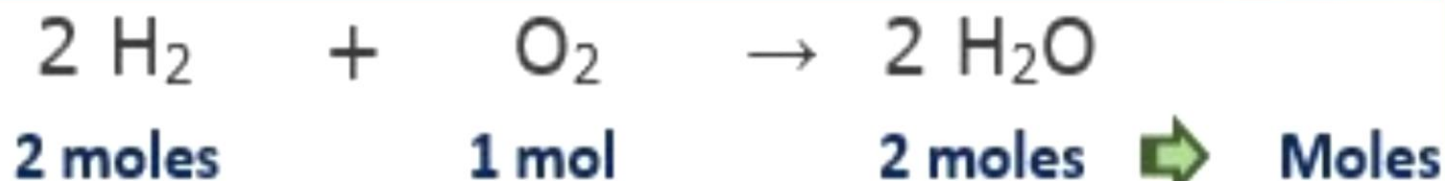
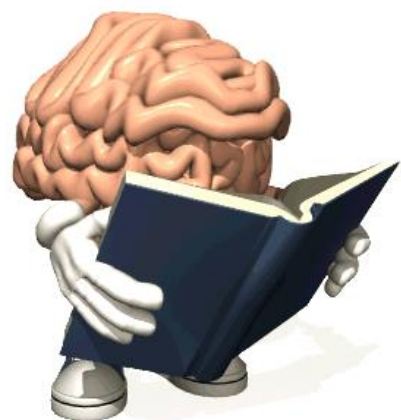


El que está en menor proporción será siempre el limitante (pan) y de éste depende toda la estequiometría de la reacción.

CONDICIONES NORMALES

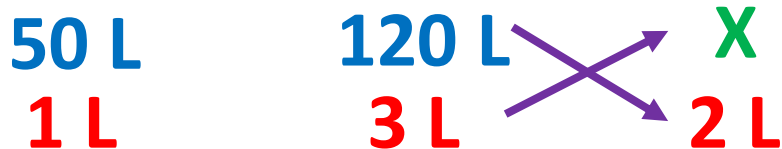
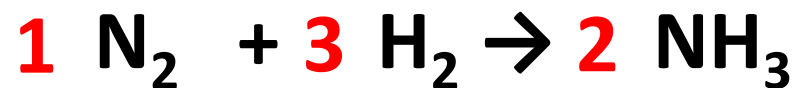
Recordando que una mol de cualquier gas a condiciones normales ocupa **22,4 L**.

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 O₂** se obtendría **10 moles de H₂O**. Sabiendo que 1 mol a C.N ocupa 22,4L entonces se **produciría 224 L** de H₂O_(g) a C.N.

**1. Si se emplean 50 litros de N_2 con 120 litros de H_2 .
¿Cuántos litros de NH_3 se producen y cuál es el reactivo en exceso? Considera presión y temperatura constante**



$$\frac{50}{1} = 50$$

R. EXCESO

$$\frac{120}{3} = 40$$

R. LIMITANTE

Litros de NH_3 :

$$3X = (120) (2)$$

$$X = 80 \text{ L}$$

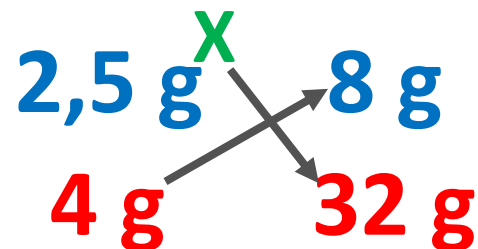
El R.Exceso.: N_2





2. Se combinan 8 gramos de O_2 con 2,5 gramos de H_2 para formar agua, entonces los gramos en exceso en la reacción ? MA:

Datos: M.A.(H = 1, O = 16)



$$\frac{2.5}{4} = 0.625$$

R. EXCESO

$$\frac{8}{32} = 0.25$$

R. LIMITANTE

Masa H_2 que reacciona :

$$32X = (8) (4)$$

$$X = 1 \text{ g}$$

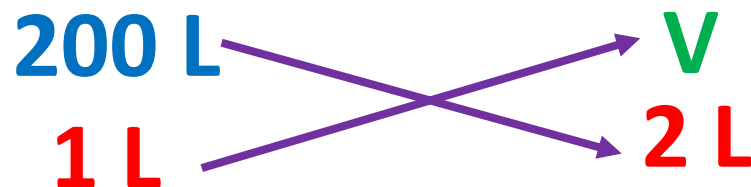
Masa H_2 en exceso:

$$m(H_2) = 2.5 \text{ g} - 1 \text{ g}$$

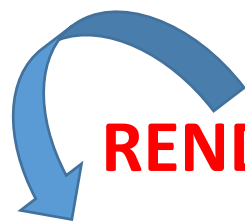
$$m(H_2) = 1.5 \text{ g}$$



3. ¿Qué volumen de NH_3 con un rendimiento de 80% se producirá con 200 litros de N_2 a presión y temperatura constante?



El rendimiento es el 80% :



RENDIMIENTO

$$V = 400 \text{ L } (0.8)$$

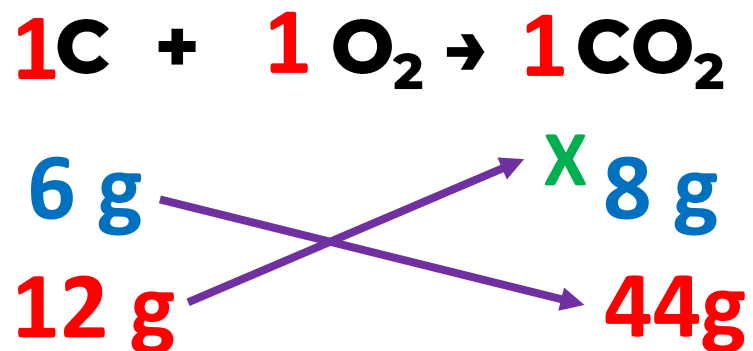
$$V = 320 \text{ L}$$

Hallando el volumen NH_3

$$(1) V = (200) (2)$$

$$V = 400 \text{ L}$$

4. A partir de 6 gramos carbono se obtiene 8 g de CO₂ . Determine el rendimiento. MA: (C = 12, O = 16)



Determinando la producción ideal :

$$12X = (6) (44)$$

$$X = 22 \text{ g}$$

El rendimiento (R) :

$$22 \text{ g} \text{ ----- } 100\%$$

$$8 \text{ g} \text{ ----- } R$$

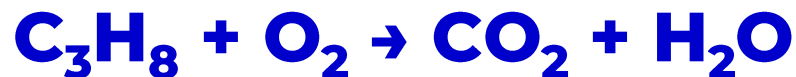
$$22R = (8) (100)$$

$$R = 36.36 \%$$





5. ¿Qué volumen de agua con un rendimiento del 20% se producirá con 400 litros de oxígeno?



Considera presión y temperatura constante.

Resolución:

$$\%R = 20\%$$

Balanceamos: $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$

Estequiométricamente: 400 L $\swarrow \searrow$ $V = ?$ \rightarrow $V = 320 \text{ L}$
 5 L $\swarrow \searrow$ 4 L Cantidad teórica

Cantidad real: $V_{REAL} = 320 \text{ L} \times (0.2)$

$$V_{REAL} = 64 \text{ L}$$

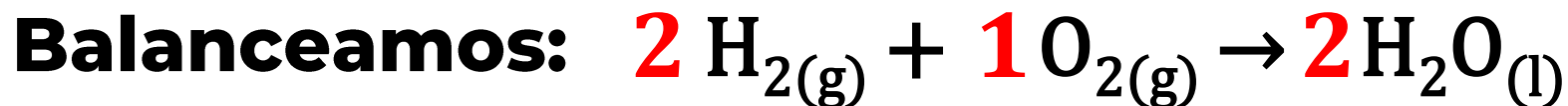


6. Si al reaccionar 6 g de hidrógeno gaseoso con suficiente oxígeno se obtuvo 18 g de agua, determine la eficiencia de la reacción. Datos: MA (H = 1, O = 16)

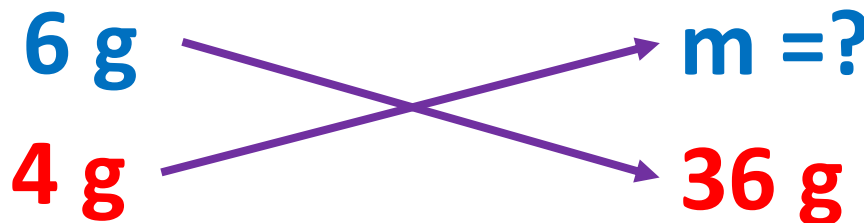


Resolución:

$$\%R = ?$$



Estequiométricamente:



m = 18 g
Cantidad real

m = 54 g
Cantidad teórica

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

$$\%R = \frac{18}{54} \times 100\% \rightarrow \%R = 33,33 \%$$



7. A partir de 300 g de CaCO_3 se obtienen 56 g de CaO . Determine el rendimiento de la reacción.

Datos: MA (Ca=40, C=12, O=16)



Resolución:

¡Ya está balanceado! $\text{\%}R = ?$
 $1 \text{ CaCO}_3 \rightarrow 1 \text{ CaO} + 1 \text{ CO}_2$

300 g \rightarrow m = ?

Estequiométricamente: 100 g \rightarrow 56 g

m = 56 g
Cantidad real

\rightarrow m = 168 g
Cantidad teórica

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

$$\%R = \frac{56}{168} \times 100\% \rightarrow \%R = 33,33 \%$$



8. Obtención del ácido sulfúrico.

En la actualidad se obtiene principalmente por el método de contacto. En un quemador, a partir de los minerales que contienen azufre (pirita), se obtiene dióxido de azufre. Luego éste se convierte en trióxido de azufre en presencia de un catalizador: el trióxido de azufre se pone en contacto con el agua para obtener ácido sulfúrico (de allí el nombre del método).

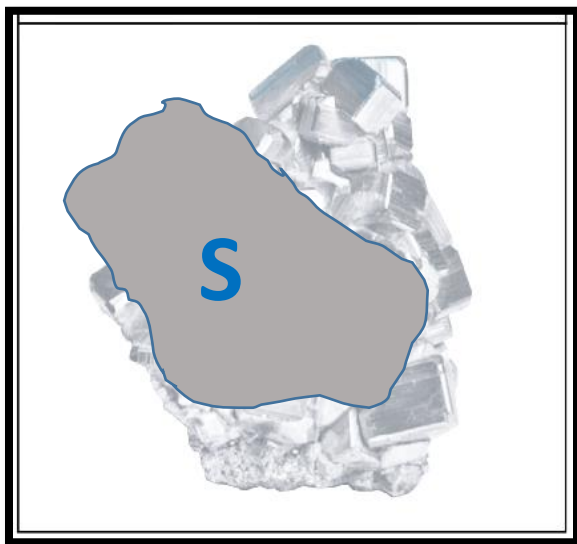


Sabiendo que la pirita tiene 56% de azufre puro aproximadamente, ¿cuántos gramos de ácido sulfúrico se producirán con un kilogramo de pirita?

Datos: MA (H=1; S=32)

Resolución:

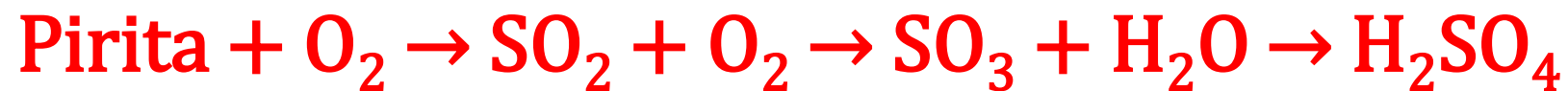
Pirita 1000 g



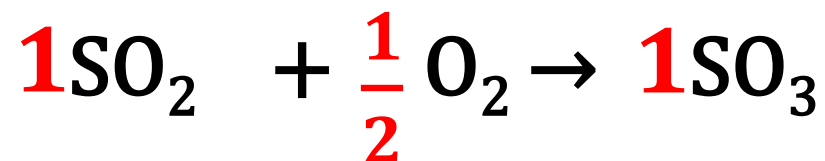
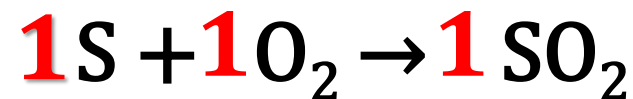
%Pureza = 56 %

Para el Azufre (S):

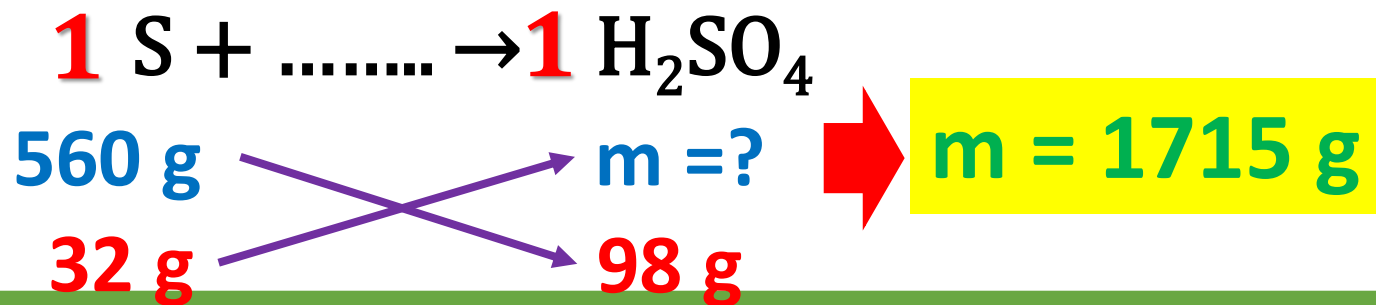
$$m = 0,56 \times 1000 = 560 \text{ g}$$



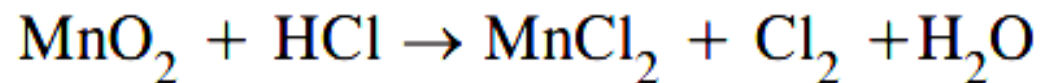
Balanceamos:



Por lo tanto:



5. Al reaccionar 6 moles de MnO_2 con suficiente HCl , ¿cuántos moles de gas cloro (Cl_2) se producen si la eficiencia del proceso es 80 %?



Resolución:

$$\%R = 80\%$$



6 mol

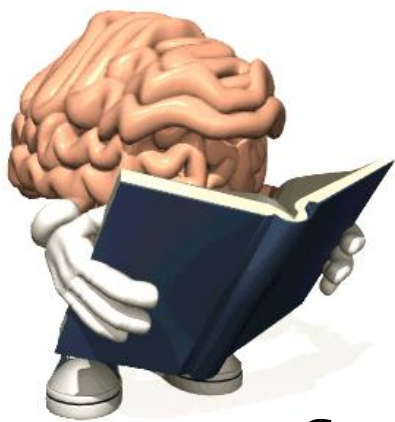
1 mol

$n = ?$

1 mol

$n = 6 \text{ mol}$

Cantidad teórica

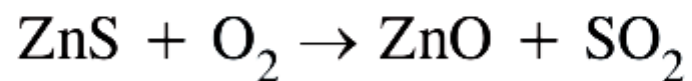


Cantidad real

$$n_{\text{REAL}} = 6 \text{ mol} \times (0.8)$$

$$n_{\text{REAL}} = 4,8 \text{ mol}$$

6. 1940 g de una muestra contiene 40% de ZnS, al calentarlo fuertemente en el aire, qué cantidad de ZnO se obtendrá según

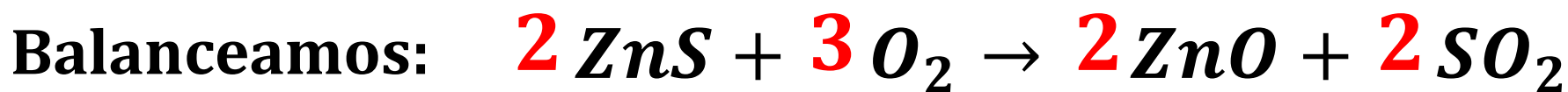


Datos: m. A. (Zn=65, S=32)



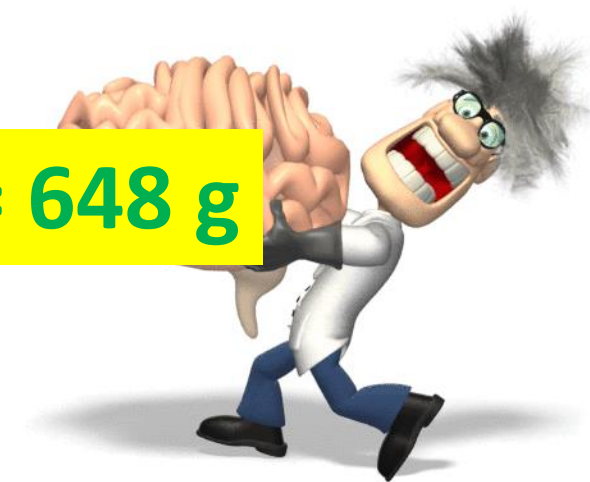
$$m = 0,4 \times 1940 = 776 \text{ g}$$

Resolución:



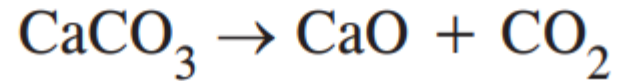
776 g \rightarrow m = ?
194 g \rightarrow 162 g

m = 648 g



7. ¿Qué masa en gramos de óxido de calcio (CaO) se obtiene con 200 g de CaCO_3 si el rendimiento de la reacción es del 80 %?

Datos: m. A. (Ca = 40, C = 12, O = 16)



Resolución:

$$\%R = 80\%$$

¡Ya está balanceado!



$$200 \text{ g} \quad \quad \quad m = ?$$

Estequiométricamente:

$$100 \text{ g} \quad \quad \quad 56 \text{ g}$$



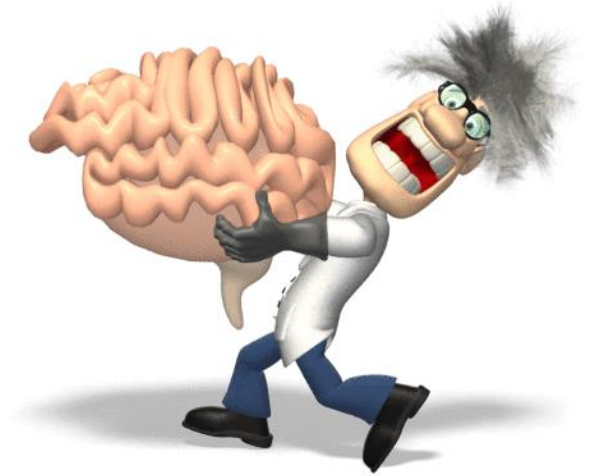
$$m = 112 \text{ g}$$

Cantidad teórica

$$n_{REAL} = 112 \text{ g} \times (0.8)$$

Cantidad real

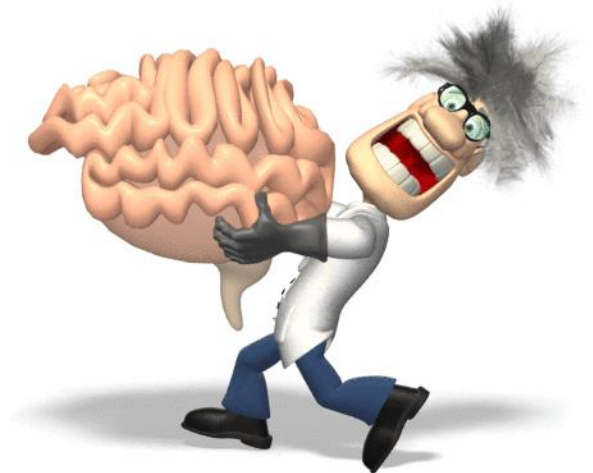
$$n_{REAL} = 89,6 \text{ g}$$



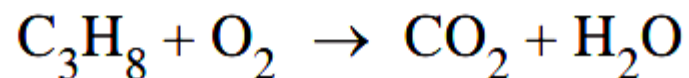
8. Los combustibles

Algunas sustancias como la gasolina, la madera, el carbón o la parafina de una vela, se queman al entrar en contacto con el oxígeno. Estas sustancias reciben el nombre de combustibles. Los combustibles orgánicos son sustancias que tienen enlaces químicos entre carbono e hidrógeno muy estables. Al romperse violentamente, liberan grandes cantidades de energía en forma de luz y calor.

Para que se produzca una combustión no es suficiente que el combustible entre en contacto con el oxígeno del aire: es necesaria una energía inicial para que las sustancias alcancen una temperatura adecuada y empiecen a reaccionar. Esta energía aporta, por ejemplo, la chispa de un encendedor. Cuando las sustancias empiezan a reaccionar, liberan su propio calor, lo que permite que la reacción siga produciéndose espontáneamente.



En la siguiente combustión, determine el volumen que se produce de CO_2 a condiciones normales si se tiene 220 gramos de propano.



1 mol de un gas X $\xrightarrow{\text{C.N.}}$ 22,4 L

Resolución:

Balanceamos: $1 \text{ C}_3\text{H}_8 + 5 \text{ O}_2 \rightarrow 3 \text{ CO}_{2(g)} + 4 \text{ H}_2\text{O}$

220 g

44 g

V = ?



V = 336 L

3 (22,4) L

