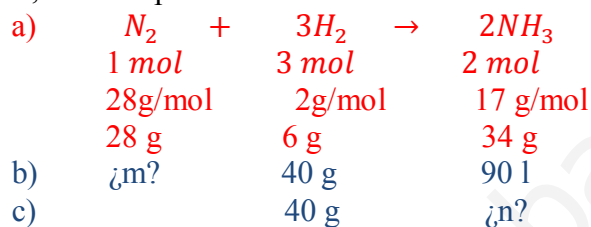


1. Para crear amoníaco gaseoso a partir de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2) introducimos en un recipiente de 90 L una masa de 40 gramos de H_2 .
 - a. Escribe y ajusta la ecuación química
 - b. ¿Qué masa de N_2 hizo falta?
 - c. ¿Qué cantidad de sustancia se forma de amoníaco a partir de las cantidades de reactivos dadas?
 - d. Teniendo en cuenta que el volumen que se forma de amoníaco es de 90 litros, ¿qué presión se registró en el recipiente, si la temperatura era de 20 °C?



$$\text{b)} \quad \frac{28 \text{ g } N_2}{6 \text{ g } H_2} = \frac{m}{40 \text{ g } H_2}; \quad m_{N_2} = 186.7 \text{ g}$$

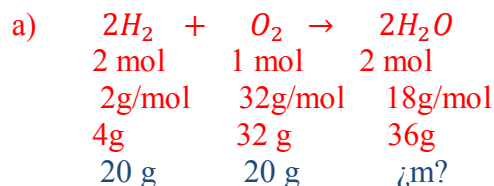
$$\text{c)} \quad \frac{6 \text{ g } H_2}{34 \text{ g } NH_3} = \frac{40 \text{ g}}{m}; \quad m_{NH_3} = 226.7 \text{ g};$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{226.7 \text{ g}}{17 \text{ g/mol}} = 13.34 \text{ mol } NH_3$$

Se podría haber calculado la masa de amoníaco, aplicando la ley de Conservación de la masa, es decir: $186.7 \text{ g} + 40 \text{ g} = 226.7 \text{ g}$

$$\text{d)} \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T; \quad P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \frac{13.34 \cdot 0.082 \cdot 293}{90} = 3.56 \text{ atm}$$

2. En la reacción de formación de agua (gas) a partir de hidrógeno y oxígeno (gaseosos) usamos 20 gramos de O_2 y 20 gramos de H_2 . Deducir:
 - a. Escribe y ajusta la ecuación química
 - b. ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿cuál es el gas que está en exceso y en qué cantidad?
 - c. masa de agua que se ha formado.



$$\text{b)} \quad \frac{4 \text{ g } H_2}{32 \text{ g } O_2} = \frac{20 \text{ g } H_2}{m}; \quad m = 160 \text{ g } O_2;$$

si reaccionaran los 20 g de hidrógeno se necesitarían 160 g de oxígeno que no tenemos

$$\frac{4 \text{ g } H_2}{32 \text{ g } O_2} = \frac{m}{20 \text{ g } O_2}; \quad m = 2.5 \text{ g } H_2;$$

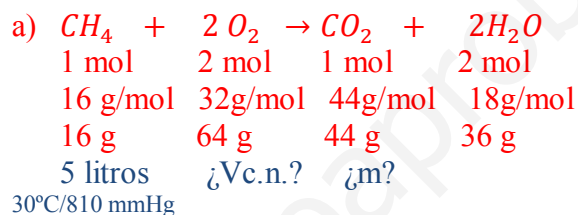
si reaccionaran los 20 g de oxígeno se necesitarían 2.5 g de hidrógeno que SÍ tenemos

Luego el reactivo limitante es el OXÍGENO, el hidrógeno está en exceso, concretamente 17.5 g de hidrógeno en exceso. A partir de aquí, todos los cálculos que se tengan que hacer, se deberá tomar como reactivo el limitante

$$\frac{32 \text{ g de } O_2}{36 \text{ g } H_2O} = \frac{20 \text{ g } O_2}{m}; \quad m_{agua} = 22.5 \text{ g}$$

3. El metano (CH_4) es un gas inflamable que cuando se combina con oxígeno (O_2) puede provocar una explosión violenta (combustión)

- Escribe y ajusta la reacción química de combustión del metano
- ¿Qué volumen de O_2 en c.n. hace falta usar con 5 L de CH_4 medidos a $30^\circ C$ y 810 mm Hg?
- ¿Cuántos gramos de CO_2 se obtienen en el apartado anterior?



$$b) \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T; \quad \frac{810}{760} \cdot 5 = n \cdot 0.082 \cdot 303;$$

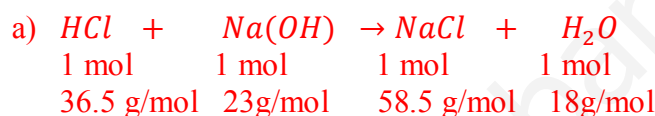
$$n_{CH_4} = 0.214 \text{ mol} = 3.24 \text{ g}$$

$$\frac{16 \text{ g } CH_4}{64 \text{ g } O_2} = \frac{3.24 \text{ g}}{m}; \quad m_{O_2} = 13.696 \text{ g} = 0.428 \text{ mol}$$

$$\frac{1 \text{ mol gas Oxígeno c.n.}}{22.4 \text{ l}} = \frac{0.428 \text{ mol}}{V}; \quad V_{O_2} = 9.59 \text{ l}$$

$$c) \quad \frac{2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } CO_2} = \frac{0.428 \text{ mol}}{n}; \quad n_{CO_2} = 0.214 \text{ mol} = 9.416 \text{ g}$$

4. El Clorano reacciona químicamente con el Hidróxido de sodio para generar Cloruro de sodio y agua.
- Escribe y ajusta la reacción.
 - En el laboratorio disponemos de un frasco de disolución de clorano 0,52 M y de otro de hidróxido de sodio 0,86 M. Si usamos 80 mL de la disolución de clorano, ¿qué volumen de disolución de hidróxido de sodio necesitamos?
 - ¿Qué masa de cloruro de sodio se habrá formado?
 - Si en otra experiencia distinta hacemos reaccionar 40 mL de cada frasco de disolución, ¿habrá alguna sustancia de las anteriores que **NO habrá reaccionado por completo**? Deduce cuál es y cuántos mol han sobrado de él.



$$\text{disolución: } \left\{ \begin{array}{l} 0.52 \text{ M} \\ 80 \text{ ml} \end{array} \right. \quad \text{disolución: } \left\{ \begin{array}{l} 0.86 \text{ M} \\ V? \end{array} \right.$$

$$\text{b)} \quad M = \frac{n}{V}; \quad 0.52 \text{ M} = \frac{n}{80 \cdot 10^{-3}}; \quad n = 0.0416 \text{ mol HCl}$$

$$\begin{array}{l} \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Na(OH)}} = \frac{0.0416 \text{ mol HCl}}{n}; \quad n = 0.0416 \text{ mol Na(OH)} \\ M = \frac{n}{V}; \quad 0.86 \text{ M} = \frac{0.0416 \text{ mol}}{V \text{ (l)}}; \quad V = 0.04837 \text{ l} = 48.37 \text{ ml Na(OH)} \end{array}$$

$$\text{c)} \quad \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = \frac{0.0416 \text{ mol}}{n}; \quad n_{\text{NaCl}} = 0.0416 \text{ mol} = 2.43 \text{ g}$$

- d) Primero tendremos que calcular que cantidad de sustancia contiene cada una de las cantidades expresadas en ml de los reactivos.

$$M = \frac{n}{V}; \quad 0.52 \text{ M} = \frac{n}{40 \cdot 10^{-3}}; \quad n = 0.0208 \text{ mol HCl}$$

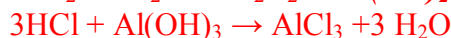
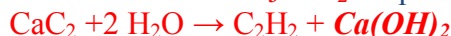
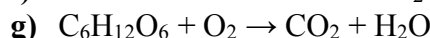
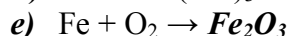
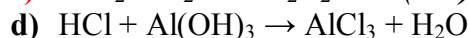
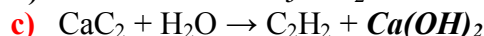
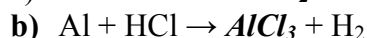
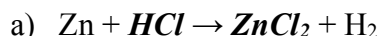
$$M = \frac{n}{V}; \quad 0.86 \text{ M} = \frac{n}{40 \cdot 10^{-3}}; \quad n = 0.0344 \text{ mol Na(OH)}$$

Al tener los dos reactivos habrá que saber cuál es el limitante

$$\frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Na(OH)}} = \frac{0.0208 \text{ mol}}{n}; \quad n_{\text{Na(OH)}} = 0.0208 \text{ mol, que tenemos suficiente}$$

$$\frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Na(OH)}} = \frac{n}{0.0344}; \quad n_{\text{HCl}} = 0.0344 \text{ mol, que NO tenemos suficiente, luego el limitante es el HCl, y habrán sobrado de Na(OH) 0.0136 mol}$$

AJUSTA LAS SIGUIENTES ECUACIONES QUÍMICAS, en el 50% de ellas debe aparecer el método algebraico



De las reacciones anteriores, indica de qué tipo son las siguientes: a, b, e, f, g

Nombra los compuestos, que están en negrita y cursiva, por todas las formas que conozcas