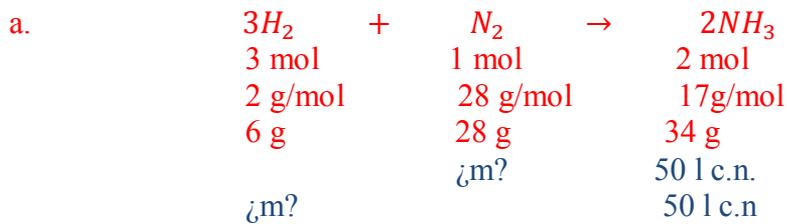


1. El nitrógeno (N<sub>2</sub>) y el hidrógeno (H<sub>2</sub>) se combinan para dar amoníaco (NH<sub>3</sub>). Calcula:
- Escribe y ajusta la ecuación química
  - ¿Cuántos gramos de nitrógeno se necesitan para obtener 50 L de amoníaco, medidos en condiciones normales?
  - ¿cuántos gramos de hidrógeno se necesitan para llevar a cabo la reacción, y que se formen 50 litros de amoníaco?



b.  $\frac{1 \text{ mol gas } NH_3 \text{ c.n.}}{22.4 \text{ l}} = \frac{n}{50 \text{ l}}; n = 2.232 \text{ mol } NH_3$

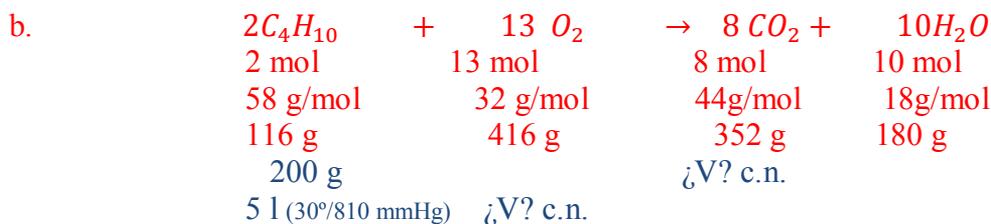
$$\frac{1 \text{ mol } N_2}{2 \text{ mol } NH_3} = \frac{n}{2'232 \text{ mol}}; n = 1'116 \text{ mol } N_2 = 31.25 \text{ g}$$

c.  $\frac{3 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } NH_3} = \frac{n}{2'232 \text{ mol}}; n = 3.35 \text{ mol } H_2 = 6'696 \text{ g}$

2. En la reacción de combustión del butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>):

- ¿qué compuestos se producen?
- Escribe y ajusta la ecuación química
- ¿Cuántos litros de dióxido de carbono medidos en condiciones normales se producen en la combustión de 200 g de butano?
- ¿Qué volumen de O<sub>2</sub> en c.n. hace falta usar con 5 L de C<sub>4</sub> H<sub>10</sub> medidos a 30°C y 810 mm Hg?

- a. Se producen dióxido de carbono y agua, al ser una combustión (oxidación completa), ya que reacciona un compuesto orgánico con el oxígeno



c.  $\frac{116 \text{ g } C_4H_{10}}{352 \text{ g } CO_2} = \frac{200 \text{ g}}{m}; m_{CO_2} = 606'90 \text{ g} = 13.80 \text{ mol } CO_2$

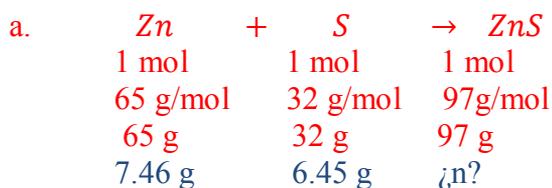
$$\frac{1 \text{ mol gas } CO_2 \text{ c.n.}}{22.4 \text{ l}} = \frac{13.80 \text{ mol } CO_2}{V}; V = 308'97 \text{ litros } CO_2$$

d.  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T; \frac{810 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg}} \cdot 5 = n \cdot 0.082 \cdot 303; n = 0.215 \text{ mol } C_4 H_{10};$

$$\frac{2 \text{ mol } C_4H_{10}}{13 \text{ mol } O_2} = \frac{0.215 \text{ mol}}{n}; n = 1'395 \text{ mol } O_2; \frac{1 \text{ mol } O_2}{22.4 \text{ l}} = \frac{1'395 \text{ mol}}{V}; V = 31.16 \text{ l}$$

3. En la reacción del Zn con el S, para formar Sulfuro de Cinc:

- Escribe y ajusta la ecuación química
- ¿Qué cantidad de sulfuro de zinc (ZnS) se produjo en un experimento en el que se calentaron 7.36 g de zinc (Zn) con 6.45 g de azufre (S)?
- ¿Cuál es el reactivo limitante y por qué?
- ¿Cuál es el reactivo que está en exceso? ¿qué masa de este reactivo queda sin reaccionar?



- c. Como tenemos cantidades de los dos reactivos, habrá que determinar cuál es el reactivo limitante. Si utilizamos todo el Zn, necesitamos de S:

$$\frac{65 \text{ g Zn}}{32 \text{ g S}} = \frac{7.46 \text{ g}}{m}; \quad m = 3.67 \text{ g S tenemos cantidad suficiente}$$

Si utilizamos toda la cantidad de S, necesitamos de Zn:

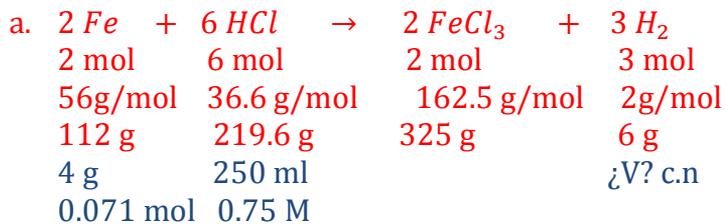
$$\frac{65 \text{ g Zn}}{32 \text{ g S}} = \frac{m}{6.45}; \quad m = 13.10 \text{ g S no tenemos cantidad suficiente}$$

Luego el reactivo limitante es el Zn

- d. El reactivo que está en exceso es el S, y hay un exceso de 2.78 g

b.  $\frac{65 \text{ g Zn}}{97 \text{ g ZnS}} = \frac{7.46 \text{ g}}{m}; \quad m = 11.13 \text{ g ZnS} = 0.115 \text{ mol}$

4. Tenemos 250 ml de disolución de HCl 0,75 M y echamos en ella un trozo de hierro de 4,0 g, el cual reacciona con el HCl para dar cloruro de hierro(III) y gas hidrógeno que se desprende.
- Escribe y ajusta el proceso que tiene lugar.
  - Deduce cuál es el reactivo limitante
  - ¿Qué volumen de H<sub>2</sub> se desprende medio en c.n.?



- b. Primero calcular cuánto tenemos de HCl, según los datos de disolución que dan en el problema

$$M = \frac{n}{V}; \quad 0.75 \text{ M} = \frac{n}{250 \cdot 10^{-3} \text{ l}}; \quad n = 0.1875 \text{ mol de HCl}$$

si utilizamos todo el Fe:

$$\frac{2 \text{ mol Fe}}{6 \text{ mol HCl}} = \frac{0.071 \text{ mol}}{n}; \quad n = 0.214 \text{ mol HCl no tenemos cantidad suficiente de HCl}$$

Si utilizamos todo el HCl

$$\frac{2 \text{ mol Fe}}{6 \text{ mol HCl}} = \frac{n}{0.1875 \text{ mol}}; \quad n = 0.0625 \text{ mol Fe SÍ tenemos cantidad suficiente de Fe}$$

Luego el reactivo limitante es el HCl

- c. 
$$\frac{6 \text{ mol HCl}}{3 \text{ mol H}_2} = \frac{0.1875 \text{ mol}}{n}; \quad n = 0.094 \text{ mol hidrógeno}$$

$$\frac{1 \text{ mol de H en c. n.}}{22.4 \text{ l}} = \frac{0.094 \text{ mol}}{V}; \quad V = 2.1 \text{ l de H}_2$$