

## Problemas de estequiometría resueltos. Con disoluciones y Gases

- 1.- Para crear amoníaco gaseoso ( $\text{NH}_3$ ) a partir de nitrógeno ( $\text{N}_2$ ) e hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) introducimos en un recipiente de 90 L una masa de 40 gramos de  $\text{H}_2$ .
- ¿Que masa de  $\text{N}_2$  hizo falta?
  - Una vez que se formó  $\text{NH}_3$  ¿qué presión se registró en el recipiente, si la temperatura era de  $20^\circ\text{C}$ ?

**Sol:**

La reacción es, ya ajustada:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

- a) Como partimos de 40 g de  $\text{N}_2$  lo convertimos a moles, usamos la estequiometría de la reacción y luego a gramos de  $\text{N}_2$

$$40 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2} \frac{28 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = \mathbf{186,67 \text{ g de N}_2}$$

- b) Para hacer el apartado b) tenemos que calcular los moles de  $\text{NH}_3$  que se producen y usando la ley de los gases ideales halla la presión:

$$40 \text{ g H}_2 \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} \frac{2 \text{ moles NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 13,33 \text{ moles NH}_3$$

$$p = \frac{nRT}{V} = \frac{13,33 \text{ moles NH}_3 \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot (273 + 20)\text{K}}{90 \text{ L}} = \mathbf{3,55 \text{ atm}}$$

- 2.- El HCl ataca químicamente al  $\text{CaCO}_3$  generando  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{CO}_2$  (gas) y  $\text{H}_2\text{O}$ . En una experiencia de laboratorio usamos 210 mL de una disolución de HCl (riqueza 38%, densidad 1,16 g/mL) para atacar una muestra de  $\text{CaCO}_3$ . Calcula:

- masa del  $\text{CaCO}_3$  empleado.
- volumen de  $\text{CO}_2$  obtenido en c.n.
- gramos de  $\text{CaCl}_2$  que se han obtenido.

**Sol:**

La reacción ajustada es:  $2\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- a) Vamos a averiguar el nº de moles que hemos empleado de disolución de HCl.

$$210 \text{ mL disol.} \frac{1,16 \text{ g disol.}}{1 \text{ mL disol.}} \frac{38 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disol.}} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 2,54 \text{ moles HCl}$$

Podemos hacer todos los apartados con este dato

El primero sería:

$$2,54 \text{ moles HCl} \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{2 \text{ moles HCl}} \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = \mathbf{127 \text{ g CaCO}_3}$$

- b) Para halla el volumen de  $\text{CO}_2$  en c.n. hallamos los moles de  $\text{CO}_2$  y podemos usar la equivalencia 1 mol de gas en c.n.=22,4 L

$$2,54 \text{ moles HCl} \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{22,4 \text{ L c. n.}}{1 \text{ mol CO}_2} = \mathbf{28,45 \text{ L CO}_2 \text{ en c. n.}}$$

- c) Para hallar la cantidad de  $\text{CaCl}_2$

$$2,54 \text{ moles HCl} \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} = \mathbf{140,97 \text{ g CaCl}_2}$$

- 3.- Hacemos reaccionar cierto volumen de disolución de  $H_2SO_4$  de concentración 0,64 M con 110 gramos de aluminio para producir la reacción:  $Al + H_2SO_4 \rightarrow H_2 + Al_2(SO_4)_3$ . Calcula:
- Volumen de la disolución de  $H_2SO_4$  que se ha empleado.
  - Gramos de  $Al_2(SO_4)_3$  que se obtuvieron.
  - ¿Qué presión ejerció el  $H_2$  si se recoge en un recipiente de 0,42 L a 25°C?

**Sol:**

La reacción ajustada es  $2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow 3H_2 + Al_2(SO_4)_3$  (la pista para el ajuste la da la fórmula del sulfato)

- a) Partimos de la cantidad de aluminio, que es la que sabemos, y mediante relaciones de equivalencia la convertimos en volumen de disolución empleado

$$100 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ moles } H_2SO_4}{2 \text{ moles Al}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,64 \text{ moles } H_2SO_4} = \mathbf{8,68 \text{ L disolución}}$$

- b) Hacemos lo mismo pero el objetivo ahora es la cantidad de  $Al_2(SO_4)_3$

$$100 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{1 \text{ moles } Al_2(SO_4)_3}{2 \text{ moles Al}} \cdot \frac{344 \text{ g } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = \mathbf{637 \text{ g sulfato aluminico}}$$

- c) Hallaremos el nº de moles de  $H_2$  producido y luego, con la fórmula  $pV=nRT$ , hallaremos la presión:

$$100 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{3 \text{ moles } H_2}{2 \text{ moles Al}} = 5,56 \text{ moles } H_2$$

$$p = \frac{5,56 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298 \text{ K}}{0,42 \text{ L}} = \mathbf{323,2 \text{ atm}}$$

- 4.- En la reacción de formación de agua (gas) a partir de hidrogeno y oxígeno (gaseosos) usamos 20 gramos de  $O_2$  y 20 gramos de  $H_2$ . Deducir:

- ¿cuál es el gas que está en exceso y en qué cantidad?
- masa de agua que se ha formado.
- presión total que habrá en el recipiente (de 50 L) si la temperatura fue de 14 °C.

**Sol:**

El primer paso, como siempre, es escribir la reacción ajustada:  $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

Las cantidades de partida son las de los 2 reactivos, por lo que lo primero será calcular cuál de ellos está en exceso y cual se consume completamente (reactivo limitante)

Para ellos, vemos que la relación estequiométrica es:

$$\frac{2 \text{ moles } H_2 \cdot \frac{2 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2}}{1 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2}} = \frac{4 \text{ g } H_2}{32 \text{ g } O_2} = 0,125$$

Nuestro cociente es  $\frac{20 \text{ g } H_2}{20 \text{ g } O_2} = 1 > 0,125$ , por lo que deducimos que sobra del de arriba, del  $H_2$ , y el limitante, el que se consume entero (y por tanto usaremos para nuestros cálculos) es el  $O_2$

- a)  $20 \text{ g } O_2 \cdot \frac{4 \text{ g } H_2}{32 \text{ g } O_2} = 0,031 \text{ g de } H_2$  se consumen, por lo que sobran  $20 - 0,031 = \mathbf{19,969 \text{ g de } H_2}$

- b) El cálculo lo haremos con el reactivo limitante (el  $O_2$ ), aunque ya también lo podríamos hacer con los 0,031 g de  $H_2$  consumidos (aunque como este es el resultado de una operación, con su correspondiente redondeo, nos saldría un resultado menos preciso)

$$20 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ moles } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = \mathbf{22,5 \text{ g } H_2O}$$

- c) El gas sobrante en el recipiente es el  $H_2$ , concretamente los 19,969 g del apartado a).

Hallaremos el nº de moles que son y con  $pV=nRT$  la presión que ejercen sobre el recipiente:

$$19,969 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} = 9,985 \text{ moles } H_2$$

$$p = \frac{9,985 \text{ moles} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 287 \text{ K}}{50 \text{ L}} = \mathbf{4,7 \text{ atm}}$$

5.- El metano (CH<sub>4</sub>) es un gas inflamable que cuando se combina con oxígeno (O<sub>2</sub>) puede provocar una explosión violenta según la reacción CH<sub>4</sub> + O<sub>2</sub> → CO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O (todas las especies gaseosas).

- a) ¿Que volumen de O<sub>2</sub> en c.n. hace falta usar con 5 L de CH<sub>4</sub> medidos a 30°C y 810 mm Hg?  
 b) ¿Cuántos gramos de CO<sub>2</sub> se obtienen en el apartado anterior?

**Sol:**

**CH<sub>4</sub>+2O<sub>2</sub>→CO<sub>2</sub>+2H<sub>2</sub>O (ajustada)**. Te recuerdo que para ajustar una combustión es bueno fijarse en que todo el carbono va al CO<sub>2</sub> y todo el H<sub>2</sub> va al H<sub>2</sub>O y luego se ajusta el O<sub>2</sub> necesario.

a) Hallaremos el nº de moles de metano que nos dan

$$n = \frac{810 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}} = 0,214 \text{ moles CH}_4$$

$$0,214 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ moles O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2 \text{ c.n.}}{1 \text{ mol O}_2} = \mathbf{9,61 \text{ L O}_2 \text{ c.n.}}$$

b) Se obtiene de CO<sub>2</sub>

$$0,214 \text{ moles CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = \mathbf{9,42 \text{ g CO}_2}$$

6.- El HCl reacciona químicamente con el NaOH para generar NaCl + agua.

- a) Escribe y ajusta la reacción.  
 b) En el laboratorio disponemos de un frasco de disolución de HCl 0,52 M y de otro de NaOH 0,86 M. Si usamos 80 mL de la disolución de HCl, ¿qué volumen de disolución de NaOH necesitamos?  
 c) ¿qué masa de NaCl se habrá formado?  
 d) 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 cual y cuanto ha sobrado.

**Sol:**

a) **HCl+NaOH→NaCl+H<sub>2</sub>O (ajustada)**

b) Partimos de los 80 mL de disolución de sosa

$$80 \text{ mL disol. NaOH} \cdot \frac{0,86 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol. NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol. HCl}}{0,52 \text{ moles HCl}} = \mathbf{132 \text{ mL disol. HCl}}$$

c) Se habrá formado

$$80 \text{ mL disol. NaOH} \cdot \frac{0,86 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol. NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = \mathbf{4,02 \text{ g NaCl}}$$

d) Típico problema de descubrir el reactivo limitante. Lo haremos en moles

$$40 \text{ mL disol. NaOH} \cdot \frac{0,86 \text{ moles NaOH}}{1000 \text{ mL disol. NaOH}} = 0,0344 \text{ moles NaOH}$$

$$40 \text{ mL disol. HCl} \cdot \frac{0,52 \text{ moles HCl}}{1000 \text{ mL disol. HCl}} = 0,0208 \text{ moles HCl}$$

Como la proporción es 1 mol/1 mol, 0,0208 moles de HCl reaccionan con 0,0208 moles de NaOH y sobran 0,0344-0,0208=**0,0136 moles de NaOH que sobran**