

## 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  $20^\circ\text{C}$ ?

**S: 186,67 g de  $\text{N}_2$ ; 3,55 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.

**S: 127 g de  $\text{CaCO}_3$ ; 28,45 L  $\text{CO}_2$  en c.n.; 140,97 g  $\text{CaCl}_2$**

- 3.- Hacemos reaccionar cierto volumen de disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  de concentración 0,64 M con 110 gramos de aluminio para producir la reacción:  $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Calcula:
- Volumen de la disolución de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  que se ha empleado.
  - Gramos de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  que se obtuvieron.
  - ¿Qué presión ejerció el  $\text{H}_2$  si se recoge en un recipiente de 0,42 L a  $25^\circ\text{C}$ ?

**S: 8,68 L disolución; 637 g de Sulfato de aluminio; 323,2 atm**

- 4.- En la reacción de formación de agua (gas) a partir de hidrógeno y oxígeno (gaseosos) usamos 20 gramos de  $\text{O}_2$  y 20 gramos de  $\text{H}_2$ . 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  $14^\circ\text{C}$ .

**S: 19,969 g de  $\text{H}_2$ ; 22,5 g de  $\text{H}_2\text{O}$ ; 4,7 atm**

- 5.- El metano ( $\text{CH}_4$ ) es un gas inflamable que cuando se combina con oxígeno ( $\text{O}_2$ ) puede provocar una explosión violenta según la reacción  $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (todas las especies gaseosas).
- ¿Que volumen de  $\text{O}_2$  en c.n. hace falta usar con 5 L de  $\text{CH}_4$  medidos a  $30^\circ\text{C}$  y 810 mm Hg?
  - ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  se obtienen en el apartado anterior?

**S: 9,61 L  $\text{O}_2$  en c.n.; 9,42 g  $\text{CO}_2$**

- 6.- El HCl reacciona químicamente con el NaOH para generar NaCl + agua.
- Escribe y ajusta la reacción.
  - 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?
  - ¿qué masa de NaCl 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 cual es y cuantos moles han sobrado de él.

**S: 132 mL disolución HCl; 4,02g NaCl; sobran 0,0136 moles de NaOH**

- 7.- Cuando atacamos un metal con un ácido se desprende hidrógeno:  
 $\text{Fe} (\text{s}) + \text{HCl} (\text{ac}) \rightarrow \text{FeCl}_3 (\text{ac}) + \text{H}_2 (\text{g})$  (sin ajustar). Ajusta la reacción y calcula:
- Si disponemos de 70 g de hierro, ¿qué masa de  $\text{FeCl}_3$  obtendremos en g?
  - ¿Qué volumen de disolución 2 M emplearíamos para completar la reacción?
  - Si la disolución anterior tiene una densidad de  $1,05 \text{ g/cm}^3$ , ¿Cuál sería su concentración en %?
  - ¿Qué volumen ocuparía el hidrógeno obtenido, medido a  $25^\circ\text{C}$  y 1 atm de presión?

**S: 203 g de  $\text{FeCl}_3$ ; 1,88 g L de disolución; 6,95%; 46 L  $\text{H}_2$**

**SOLUCIONES**

1.- La reacción es, ya ajustada:  **$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$**

- a) Como partimos de 40 g de  $N_2$  lo convertimos a moles, usamos la estequiometría de la reacción y luego a gramos de  $N_2$

$$40 \text{ g } H_2 \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 \text{ g } H_2} \frac{1 \text{ mol } N_2}{3 \text{ mol } H_2} \frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = \mathbf{186,67 \text{ g de } N_2}$$

- b) Para hacer el apartado b) tenemos que calcular los moles de  $NH_3$  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.- La reacción ajustada es:  **$2HCl + CaCO_3 \rightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$**

- 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  $CO_2$  en c.n. hallamos los moles de  $CO_2$  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  $CaCl_2$

$$2,54 \text{ moles HCl} \frac{1 \text{ mol } CaCl_2}{2 \text{ moles HCl}} \frac{111 \text{ g } CaCl_2}{1 \text{ mol } CaCl_2} = \mathbf{140,97 \text{ g } CaCl_2}$$

3.- 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  $Al_2(SO_4)_3$

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

- 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.- 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  $20 - 0,031 = 19,969 \text{ g de } H_2$

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)

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

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:

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

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

5.-  **$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$  (ajustada)**. Te recuerdo que para ajustar una combustión es bueno fijarse en que todo el carbono va al  $CO_2$  y todo el  $H_2$  va al  $H_2O$  y luego se ajusta el  $O_2$  necesario.

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

$$n = \frac{810 \text{ mm Hg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} \cdot 5 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 303 \text{ K}} = 0,214 \text{ moles } CH_4$$

$$0,214 \text{ moles } CH_4 \cdot \frac{2 \text{ moles } O_2}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L } O_2 \text{ c. n.}}{1 \text{ mol } O_2} = 9,61 \text{ L } O_2 \text{ c. n.}$$

b) Se obtiene de  $CO_2$

$$0,214 \text{ moles } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } CH_4} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 9,42 \text{ g } CO_2$$

6.- La solución es la siguiente:

a)  $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$  (ajustada)

b) Partimos de los 80 mL de disolución de sosa

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

$$= 132 \text{ mL disol. HCl}$$

c) Se habrá formado

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

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

7.- La reacción ajustada es  $2\text{Fe}(s) + 6\text{HCl}(ac) \rightarrow 2\text{FeCl}_3(ac) + 3\text{H}_2(g)$ . La pista la da el 3 del  $\text{FeCl}_3$ . Si ajustamos ese elemento nos queda  $\text{Fe}(s) + 3\text{HCl}(ac) \rightarrow \text{FeCl}_3(ac) + 3/2 \text{H}_2(g)$  y para evitar la fracción multiplicamos reactivos y productos por 2.

a) Pasamos los 70 g de Fe a moles, usamos la reacción como factor de conversión para llegar a los moles de  $\text{FeCl}_3$  y luego pasamos esos moles a gramos:

$$70 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{2 \text{ moles FeCl}_3}{2 \text{ moles Fe}} \cdot \frac{162,3 \text{ g FeCl}_3}{1 \text{ mol FeCl}_3} = \mathbf{203,6 \text{ g FeCl}_3}$$

b) empezamos otra vez con los 70 g de Fe, usamos la reacción como factor de conversión para llegar a los moles de HCl y luego, usando la molaridad como factor, hallamos el volumen de disolución necesario para contener el nº de moles de HCl anterior. Ojo que usaremos que 2 M es 2 moles HCl/ 1 L de disolución, pero invertido, pues queremos obtener el volumen.

$$70 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6 \text{ moles HCl}}{2 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{1 \text{ L de disolución}}{2 \text{ moles HCl}} = \mathbf{1,88 \text{ L disolución } 2 \text{ M HCl}}$$

c) La disolución contiene 2 moles de HCl por cada litro y necesitamos conocer la masa de soluto (HCl) y la masa de disolución que tiene ese litro.

$$\begin{aligned} \text{masa HCl en 1 L} &= 2 \text{ moles HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 73 \text{ g HCl}; \\ \text{masa disolución en 1 L} &= 1000 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1,05 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 1050 \text{ g disolución} \\ \% \text{ masa} &= \frac{73 \text{ g soluto (HCl)}}{1050 \text{ g disolución}} \cdot 100 = \mathbf{6,95\%} \end{aligned}$$

Se puede hacer todo en un paso partiendo de la molaridad y con factores de conversión:

$$\frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ cm}^3} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1,05 \text{ g disolución}} \cdot 100 = \mathbf{6,95\%}$$

d) Los mismo que el a) y el b), pero parándonos en moles de  $\text{H}_2$  para luego usar la ley de los gases ideales.

$$\begin{aligned} 70 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{3 \text{ moles H}_2}{2 \text{ mol Fe}} &= 1,88 \text{ moles de H}_2 \\ V &= \frac{nRT}{p} = \frac{1,88 \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 298,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = \mathbf{46 \text{ L H}_2} \end{aligned}$$