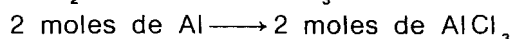
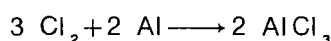


Reacciones químicas. Estequiometría

1. Calcular la cantidad de cloruro de aluminio AlCl_3 que se obtiene al hacer pasar una corriente de cloro gaseoso sobre 0,500 g de aluminio.

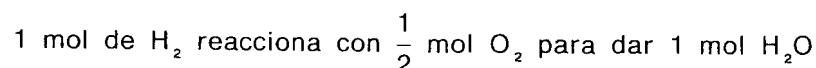
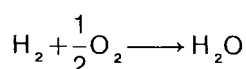


$$\text{Masas moleculares Al} = 26,98 ; \text{AlCl}_3 = 26,98 + 3 \cdot 35,45 = 133,33$$

$$\text{N.}^\circ \text{ moles de Al} = \frac{0,500}{26,98} = 0,019 ; \text{N.}^\circ \text{ moles de AlCl}_3 = 0,019$$

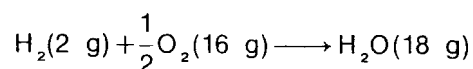
$$\text{Cantidad de AlCl}_3 \text{ formado: } 0,019 \cdot 133,33 = 2,53 \text{ g}$$

2. Calcular la cantidad de agua que se forma al reaccionar 5 g de hidrógeno con 5 g de oxígeno. ¿Sobra algún elemento? ¿Qué cantidad de agua se forma?

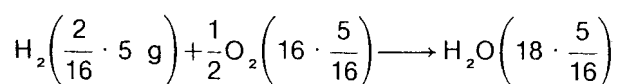


$$\text{Masas moleculares: H}_2 = 2 ; \text{O}_2 = 32 ; \text{H}_2\text{O} = 2 + 16 = 18$$

2 g de H_2 reaccionan con 16 g de O_2 para dar 18 g de H_2O :



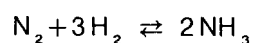
Al reaccionar 5 g de O_2 :



$$\text{Sobran de H}_2: \left(5 - \frac{2}{16} \cdot 5\right) = 4,375 \text{ g.}$$

Se forman $5 + 0,625 = 5,625$ g de H_2O .

3. Se mezclan 10 moles de N_2 con 10 moles de H_2 a una cierta temperatura, apareciendo 2 moles de NH_3 . Indicar el número de moles que existen de cada especie química después de haberse producido la reacción.



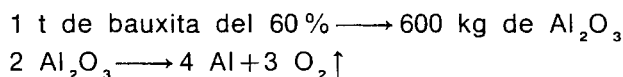
1 mol de N_2 reacciona con 3 moles de H_2 y da 2 moles de NH_3 . Al final habrá:

$$(10 - 1) = 9 \text{ moles de N}_2$$

$$(10 - 3) = 7 \text{ moles de H}_2$$

$$2 \text{ moles de NH}_3$$

4. ¿Qué cantidad de aluminio se podrá obtener teóricamente a partir de 1 t de bauxita cuya riqueza en alúmina, Al_2O_3 , es del 60%?



2 moles de Al_2O_3 dan lugar a 4 moles de Al:

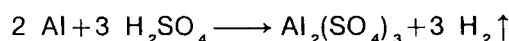
$$\text{Masa molecular } \text{Al}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16 = 101,96$$

$$\text{N.}^\circ \text{ moles de } \text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{600 \cdot 10^3}{101,96} = 5884,66$$

$$\text{N.}^\circ \text{ moles producidos de Al: } 5884,66 \cdot \frac{4}{2} = 11769,32$$

Cantidad de Al: $11769,32 \cdot 26,98 = 317,536 \text{ kg}$.

5. Se tratan 6,00 g de aluminio en polvo con 50,0 ml de disolución 0,6 M de H_2SO_4 . Calcular:
- El volumen de hidrógeno gaseoso que se obtendrá en la reacción, medido en condiciones normales.
 - La cantidad en gramos de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ que se obtendrá por evaporación de la disolución resultante de la reacción.
 - El reactivo que se halla en exceso, y el valor de este exceso en gramos.



$$\text{Masa molecular Al} = 26,98 ; \text{N.}^\circ \text{ moles de Al} = \frac{6,00}{26,98} = 0,22$$

$$\text{N.}^\circ \text{ moles de } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ puro: } 0,6 \cdot 50 \cdot 10^{-3} = 0,030$$

Con 0,030 moles de H_2SO_4 reaccionan: $0,030 \cdot \frac{2}{3} = 0,020$ moles de Al.

Sobran $(0,22 - 0,020) = 0,20$ moles de Al.

- Con 3 moles de H_2SO_4 se forman 3 moles de H_2 .
Con 0,030 moles de H_2SO_4 se forman 0,030 moles de H_2 .

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,030 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 0,67 \text{ l}$$

- Con 3 moles de H_2SO_4 se forma 1 mol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

Con 0,030 moles de H_2SO_4 se forman $0,030 \cdot \frac{1}{3} = 0,010$ moles $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

$$\text{Masa molecular } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 32 + 16 \cdot 12 = 309,96$$

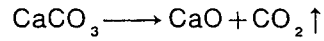
$$\text{Cantidad de } \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 309,96 \cdot 0,010 = 3,10 \text{ g}$$

- Sobra aluminio $(0,20 \text{ moles}) = 0,20 \cdot 26,98 = 5,40 \text{ g}$.

6. Un horno de cal utiliza como materia prima una piedra caliza CaCO_3 , con un 15% de impureza silícica. Calcular:

- Los metros cúbicos de dióxido de carbono, CO_2 , que se desprenden medidos a 740 mm de Hg y a 17°C por cada tonelada de piedra caliza utilizada.
- La masa de cal viva, CaO , que se obtendrá.

a) 1 t de piedra caliza \longrightarrow 850,000 kg de CaCO_3 puro:



Masa molecular $\text{CaCO}_3 = 40,08 + 12 + 16 \cdot 3 = 100,08$

$$\text{N.}^\circ \text{ moles de } \text{CaCO}_3 = \frac{850\,000}{100,08} = 8\,493,2$$

1 mol de CaCO_3 produce 1 mol de CO_2 .

8 493,2 moles de CaCO_3 producen 8 493,2 de CO_2

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{8\,493,2 \cdot 0,082 \cdot 290}{\frac{740}{760}} = 207\,426,9 \text{ l} = 207,4269 \text{ m}^3$$

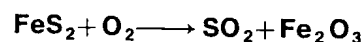
b) 1 mol de CaCO_3 produce 1 mol de CaO .

8 493,2 moles de CaCO_3 producen 8 493,2 moles de CaO .

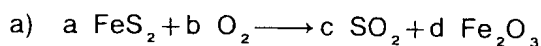
Masa molecular $\text{CaO} = 40,08 + 16 = 56,08$

Cantidad de $\text{CaO} = 56,08 \cdot 8\,493,2 = 476,298 \text{ kg}$.

7. La tostación de la pirita transcurre según la ecuación:



- a) Ajustar la reacción.
 b) Calcular la cantidad de óxido de hierro (III) que se obtiene de una tonelada de pirita del 80 % de riqueza en peso.
 c) Calcular el volumen de aire (21 % de O_2) en C.N. que se precisa para la tostación.

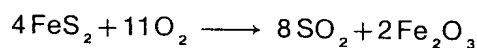
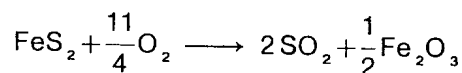


$$a = 2d$$

$$2a = c$$

$$2b = 2c + 3d$$

Si hacemos $a = 1 \Rightarrow d = \frac{1}{2}$, $c = 2$, $b = \frac{4 + \frac{3}{2}}{2} = \frac{11}{4}$



b) 1 t de pirita del 80 % \longrightarrow 800 kg de FeS_2 .

$$\text{N.}^\circ \text{ moles de FeS}_2 = \frac{\text{g de FeS}_2}{\text{m} \cdot \text{mol} \cdot \text{FeS}_2} = \frac{800 \cdot 10^3}{119,85} = 6,68 \cdot 10^3$$

Con 4 moles de FeS_2 , se obtienen 2 moles de Fe_2O_3 .

$$\text{Se obtendrán: } 6,68 \cdot 10^3 \cdot \frac{2}{4} = 3,34 \cdot 10^3 \text{ moles de Fe}_2\text{O}_3$$

Cantidad de $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 3,34 \cdot 10^3 \cdot 159,70 = 533,4 \text{ kg de Fe}_2\text{O}_3$ ($\text{m} \cdot \text{mol} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3 = 159,70$).

c) 4 moles de FeS_2 necesitan 11 moles de O_2 , luego:

$$6,68 \cdot 10^3 \text{ de FeS}_2 \text{ necesitarán } 6,68 \cdot 10^3 \cdot \frac{11}{4} = 18,37 \cdot 10^3 \text{ moles de O}_2$$

$18,37 \cdot 10^3$ moles ocupan en C.N.: $18,37 \cdot 10^3 \cdot 22,4 = 411,49 \text{ m}^3$.

Como el aire tiene 21 % de O_2 , hará falta un volumen de aire de:

$$V = 411,49 \cdot \frac{100}{21} = 1959,48 \text{ m}^3$$

8. El cloro se obtiene en el laboratorio según la siguiente reacción:



Calcular:

a) La cantidad de reactivos necesarios para obtener 10 l de cloro en C.N.

b) El volumen de HCl 0,5 M que habrá que utilizar.

a) La cantidad de Cl_2 correspondiente a 10 l en C.N. es:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{1 \cdot 10}{0,082 \cdot 273} = 0,45 \text{ moles}$$

Según la estequiometría de la reacción serán necesarios:

0,45 moles de MnO_2

$4 \cdot 0,45$ moles de H Cl (1,80 moles)

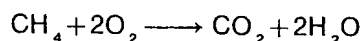
Masa molecular $\text{Mn O}_2 = 55 + 16 \cdot 2 = 87$; Cantidad de $\text{MnO}_2 = 0,45 \cdot 87 = 39,15 \text{ g}$

Masa molecular H Cl $1 + 35,45 = 36,45$; Cantidad de H Cl $= 1,80 \cdot 36,45 = 65,61 \text{ g}$

b) Hará falta un volumen:

$$V = \frac{1,80}{0,5} = 3,6 \text{ l.}$$

9. Calcular el volumen de aire necesario (21 % de O_2) para la combustión completa de 1 m^3 de metano, CH_4 , a 700 mm de Hg y a 5°C .



Según la ley de Gay-Lussac, 1 volumen de CH_4 reacciona con 2 volúmenes de oxígeno. Por tanto, 1 m^3 de CH_4 ha de reaccionar con 2 m^3 de oxígeno.

Luego el volumen de aire será:

$$\frac{2 \cdot 100}{21} = 9,52 \text{ m}^3$$

10. Una disolución acuosa de ácido fosfórico, H_3PO_4 , contiene a 20°C , 300 g/l de dicho ácido; su densidad a esta temperatura es $1,153 \text{ g/cm}^3$. Calcular:

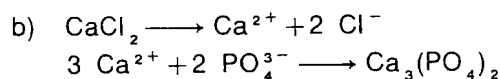
- a) La molaridad de dicha disolución.
 b) Los gramos de cloruro de calcio, CaCl_2 , que se necesitan para precipitar todo el ion fosfato, PO_4^{3-} , en forma de fosfato cálcico $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

a) Masa molecular $\text{H}_3\text{PO}_4 = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98$;

En 98 g hay 1 mol de H_3PO_4

En 300 g/l hay:

$$\frac{300}{98} = 3,06 \text{ moles/l} = 3,06 \text{ M}$$



1 mol de CaCl_2 ocasiona 1 mol de Ca^{2+} . Se necesitan 3 moles de Ca^{2+} para precipitar 1 mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Por lo que se necesitan 3 moles de CaCl_2 por mol de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

N.º moles de $\text{PO}_4^{3-} = \text{n.º moles de } \text{H}_3\text{PO}_4 = 3,06$

N.º moles que se necesita de $\text{CaCl}_2 = \frac{3}{2} \cdot 3,06 = 4,59$

Masa molecular $\text{CaCl}_2 = 40,08 + 2 \cdot 35,45 = 110,98$

Cantidad de $\text{CaCl}_2 = 110,98 \cdot 4,59 = 509,40 \text{ g}$.

11. Una muestra de 2,890 g de estaño puro se trata con gas flúor hasta alcanzar un peso constante de 4,720 g. Determinar:

- a) La fórmula del fluoruro de estaño formado.
 b) La reacción que ha tenido lugar.
 c) El volumen de flúor, en condiciones normales, que ha reaccionado.

a) Fórmula del fluoruro $\text{Sn}_x \text{F}_y$

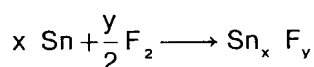
Flúor gastado: $4,720 - 2,890 = 1,83 \text{ g}$

Números de moles de $\text{F}_2 = \frac{1,83}{38} = 0,048$; ($P_m \text{F}_2 = 38$)

Estaño gastado: 2,890 g

Número de moles de $\text{Sn} = \frac{2,890}{118,7} = 0,024$;

(Masa atómica del $\text{Sn} = 118,7$)



$$\left. \begin{array}{l} x = 0,02 \\ \frac{y}{2} = 0,05 \end{array} \right\} \text{Fórmula } \text{Sn}_{0,024} \text{F}_{0,096} \equiv \text{SnF}_4$$

b) $\text{Sn} + 2 \text{F}_2 \longrightarrow \text{SnF}_4$

c) Número de moles de F_2 : 0,048

Volumen en C.N. = $0,048 \cdot 22,4 = 1,075 \text{ l}$.

12. ¿Cuántos centímetros cúbicos de disolución concentrada de HCl, de 40 % de riqueza en peso y densidad 1,20 g/cm³ hacen falta para preparar dos litros de disolución $\frac{1}{10}$ M de dicho ácido?

Una vez preparada dicha disolución, se toman 100 cm³ y se valoran con una disolución de NaOH 0,40 M gastándose, hasta llegar al viraje del indicador, 25,5 cm³ de esta última disolución. ¿Cuál será la verdadera molaridad de la disolución de ácido clorhídrico?

- a) Una disolución 0,1 M $\left(\frac{1}{10} \text{ M}\right)$ contiene 0,1 moles/l

Masa molecular HCl = 1 + 35,5 = 36,5 1 mol de HCl = 36,5 g

1 litro 0,1 M de HCl contiene 3,65 g de HCl puro

2 litros 0,1 M de HCl contienen $2 \cdot 3,65 = 7,30$ g de HCl puro

Una disolución de HCl al 40 % en peso contiene por cada 100 g:

— 40 g de HCl puro

— 60 g de agua

Por lo que 7,30 g de HCl puro estarán contenidos en $7,30 \cdot \frac{100}{40} = 18,25$ g de disolución.

Si la densidad de la disolución es 1,20 g/cm³ el volumen será:

$$V = \frac{\text{masa}}{d} = \frac{18,25}{1,20} \approx 15,2 \text{ cm}^3$$

- b) $\text{HCl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$

N.º moles de HCl = N.º moles de NaOH

N.º moles de NaOH = $M \cdot V = 0,40 \cdot 0,0255 = 0,0102$

$$M = \frac{\text{N.º moles de HCl}}{V} = \frac{0,0102}{0,100} = 0,102 \text{ M}$$