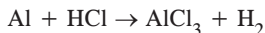


QUÍMICA

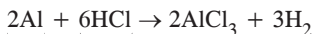
1. De la siguiente ecuación química:



reacciona 2 mol de aluminio y 12 mol de cloruro de hidrógeno (HCl). Indique al reactivo limitante.

- A) Al B) HCl
C) AlCl_3 D) H_2

Resolución:



2 mol 12 mol

Relación estequiométrica

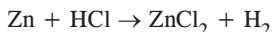
$$\frac{\frac{2}{2}}{\frac{6}{6}} < \frac{12}{6}$$

Menor Mayor
proporción proporción

Reactivo limitante = Al

Rpta.: Al

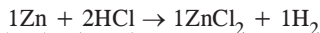
2. De la ecuación química



reacciona 1 mol de zinc y 4 mol de cloruro de hidrógeno (HCl). Indique al reactivo en exceso.

- A) Zn B) HCl
C) ZnCl_2 D) H_2

Resolución:



1 mol 4 mol

Relación estequiométrica

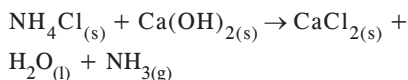
$$\frac{\frac{1}{1}}{\frac{2}{2}} < \frac{4}{2}$$

Menor Mayor
proporción proporción

Reactivo en exceso = HCl

Rpta.: HCl

3. El amoníaco es un gas incoloro y venenoso utilizado como materia prima para elaborar fertilizantes que se usan ampliamente en la agricultura desde inicios del siglo XX. En el laboratorio, se prepara a partir de la reacción:



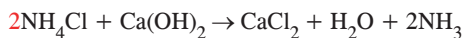
Cuando se mezclan 21,4 gramos de NH_4Cl con 30 gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ para que reaccionen, ¿cuál es el reactivo limitante y cuántos gramos del reactivo en exceso no se combinan?

Datos: masa molar: $\text{NH}_4\text{Cl} = 53,5 \text{ g/mol}$;
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74 \text{ g/mol}$

- A) $\text{Ca}(\text{OH})_2 - 14,8 \text{ g}$
B) $\text{NH}_4\text{Cl} - 21,4 \text{ g}$
C) $\text{NH}_4\text{Cl} - 15,2 \text{ g}$
D) $\text{Ca}(\text{OH})_2 - 21,4 \text{ g}$

Resolución:

Balanceando la ecuación:

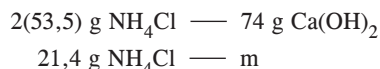


$$\frac{21,4}{2(53,5)} = 0,2 \qquad \frac{30}{1(74)} = 0,4$$

Reactivo limitante Reactivo en exceso

Determinando la masa del reactivo en exceso que reacciona:

De la ecuación:



$$m_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = \frac{21,4 \text{ g} \times 74 \text{ g}}{107 \text{ g}} = 14,8 \text{ g}$$

La masa del reactivo en exceso que no reacciona.

$$m_{\text{exceso}} = 30 - 14,8 = 15,2 \text{ g}$$

Rpta.: $\text{NH}_4\text{Cl} - 15,2 \text{ g}$

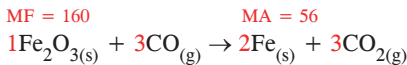
4. Los objetos de hierro y acero son parte de nuestra vida cotidiana. Es importante tomar conciencia del efecto ambiental que provoca la obtención de estos productos mediante la reducción del metal por el carbón. De la reducción de la hematita (Fe_2O_3) por acción del monóxido de carbono (gas tóxico) y calor se obtiene el hierro metálico con liberación de dióxido de carbono (contaminante ambiental). ¿Cuántos kilogramos de Fe se producen a partir de 0,48 kilogramos de hematita, con 80 % de rendimiento?

Datos: M.A: Fe = 56, C = 12, O = 16

- A) 0,168 kg B) 0,235 kg
C) 0,302 kg D) 0,269 kg

Resolución:

Realizando y balanceando la ecuación:



$$160 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ ————— } 112 \text{ g}$$

$$0,48 \text{ kg } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ ————— } m\text{Fe}$$

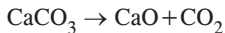
$$m_{\text{Fe}} = \frac{0,8 \times 0,48 \times 112}{160}$$

$$\therefore m_{\text{Fe}} = 0,2688 \text{ kg} = 0,269 \text{ kg}$$

Rpta.: 0,269 kg

5. A partir de 800 g de CaCO_3 se obtiene 336 de CaO. Determine el rendimiento de la reacción.

Datos: mA (ca=40; C=12; O=16)

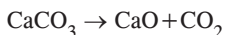


- A) 25 % B) 37,5 %
C) 50 % D) 75 %

Resolución:

Sea la ecuación:

$$\overline{M}=100 \quad \overline{M}=56$$



$$100 \text{ g} \text{ — } 56 \text{ g}$$

$$800 \text{ g} \text{ — } x \text{ (valor teórico)}$$

$$x = \frac{56(800)}{100}$$

$$x = 448 \text{ g}$$

Determinando rendimiento:

$$448 \text{ g} \xrightarrow{\text{teórico}} 100\%$$

$$336 \text{ g} \xrightarrow{\text{real}} R$$

$$R = \frac{336}{448} \times 100\%$$

$$R = 75\%$$

Rpta.: 75 %

6. Indique el compuesto que presenta mayor parámetro de carga.

- A) H_2SO_4 B) $\text{Al}(\text{OH})_3$
C) Fe_2O_3 D) NaClO_4

Resolución:

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : \theta = 2$$

$$\text{Al}(\text{OH})_3 : \theta = 3$$

$$\text{Fe}_2\text{O}_3 : \theta = 3 \times 2 = 6$$

$$\text{Na}^+\text{ClO}_4^- : \theta = 1$$

Rpta.: Fe_2O_3

7. Halle la masa equivalente del $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Dato: mA (Ca=40; P=31; O=16)

- A) 51,67 B) 155
C) 103,33 D) 77,5

Resolución:

$$\text{Como: } m_{\text{Eq}} = \frac{\overline{M}}{\theta}, \text{ se calcula:}$$

$$M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 3 \times 40 + 2 \times 31 + 8 \times 16$$

$$M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 310$$

$$\theta = (\text{carga del catión})(3)$$

$$\theta = (+2)(3) = 6$$

$$m_{\text{Eq}} = \frac{310}{6} = 51,67$$

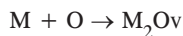
Rpta.: 51,67

8. Los metales se combinan con el oxígeno para formar compuestos binarios llamados óxidos básicos. Estos metales y el oxígeno se combinan en igual número de equivalentes (Eq-g) de tal forma que sus masas de combinación son directamente proporcionales a sus respectivas masas equivalentes.

El número de oxidación de un metal es x . Si 45 g de dicho metal se combinan con oxígeno para formar 85 g del respectivo óxido, halle el valor de x para el metal de $\text{MA} = 27$.

- A) 1+ B) 2+
C) 3+ D) 4+

Resolución:



$$\text{mO}_2 = 85 - 45 = 40 \text{ g}$$

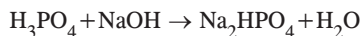
$$\# \text{Eq}(\text{M}) = \# \text{Eq}(\text{O}_2)$$

$$\text{m}/\text{ME}(\text{M}) = \text{m}/\text{ME}(\text{O}_2)$$

$$45/27/x = 40/8 \rightarrow x = \text{E.O}(\text{M}) = 3+$$

Rpta.: 3+

9. En la reacción química

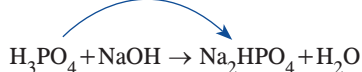


Determine la masa equivalente del ácido fosfórico H_3PO_4 ($\text{M}=98$).

- A) 19,8 B) 24,5
C) 49 D) 98

Resolución:

Libera 2H^+ ($\theta=2$)



$$m_{\text{Eq}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{\overline{\text{M}}}{\theta}$$

$$m_{\text{Eq}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{98}{2}$$

$$m_{\text{Eq}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 49$$

Rpta.: 49

10. Los óxidos de hierro son pigmentos que han sido utilizados desde los inicios de la humanidad, para pintar sus cuerpos, así como para decorar sus cuevas y viviendas. El polvo de óxido ferroso FeO puede causar explosiones ya que entra fácilmente en combustión, el óxido férrico Fe_2O_3 en su estado natural es conocido como hematita. Esta es la forma de óxido comúnmente vista en hierros y estructuras de acero oxidadas y que es tremendamente destructiva. Si se tiene 500 g de FeO y 250 g de Fe_2O_3 en sus respectivos frascos. Determine cuantos equivalentes de cada compuesto se tiene respectivamente en cada frasco.

$$\text{M.A: Fe} = 56 \text{ u} ; \text{O} = 16 \text{ u}$$

- A) 27,8 – 18,8 B) 13,9 – 9,4
C) 27,8 – 9,4 D) 13,9 – 18,8

Resolución:

- 500 g de FeO ($\text{MF} = 72 \text{ u}$)

$$\text{ME} = \text{MF}/\ominus = 72/2 = 36$$

$$\# \text{Eq } \text{m}/\text{ME} = 500/36 = 13,9$$

- 200g de Fe_2O_3 ($\text{MF} = 160 \text{ u}$)

$$\text{ME} = \text{MF}/\ominus = 160/6 = 26,7$$

$$\# \text{Eq } \text{m}/\text{ME} = 250/26,7 = 9,4$$

Rpta.: 13,9 - 9,4

11. Determine la masa de 5 Eq-g de Al^{3+} .

$$\text{Dato: mA}(\text{Al}=27)$$

- A) 45 g B) 60 g
C) 15 g D) 30 g

Resolución:

$$\text{Sea: } \# \text{Eq-g} = \frac{m}{m_{\text{Eq}}}; m_{\text{Eq}} = \frac{\overline{M}}{\theta}$$

$$m_{\text{Eq}}(\text{Al}^{3+}) = \frac{27}{3} = 9$$

$$\text{Luego: } m = (\# \text{Eq-g})(m_{\text{Eq}})$$

$$m = (5)(9) = 45 \text{ g}$$

Rpta.: 45 g

12. ¿Cuál es la m_{Eq} del CaSO_4 y el $\# \text{Eq-g}$ de 120 g de Mg^{2+} ?

Datos:

$$m\text{A}(\text{Ca} = 40; \text{S} = 32; \text{O} = 16; \text{Mg} = 24)$$

- A) 34 - 5 B) 34 - 10
C) 68 - 5 D) 68 - 10

Resolución:

$$\text{I. } \overline{M}(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 4 \times 16 = 136$$

$$m_{\text{Eq}} = \frac{\overline{M}}{\theta} = \frac{136}{2} = 68$$

$$\text{I. } \# \text{Eq-g } \text{Mg}^{2+} = \frac{m}{m_{\text{Eq}}} = \frac{m\theta}{\overline{M}}$$

$$\# \text{Eq-g } \text{Mg}^{2+} = \frac{120(2)}{24} = 10$$

Rpta.: 68 - 10

13. Un grupo de estudiantes de Saco Oliveros realiza un experimento, para esto, ellos preparan una solución acuosa a partir de 0,5 gramos de NaOH al 80 % de masa, disolviendo en agua destilada y completando en una fiola de 1 litro. Determine la concentración molar de NaOH.

Dato: MF NaOH = 40 g/mol

- A) $1,0 \times 10^{-3}$ B) $1,0 \times 10^{-4}$
C) $1,0 \times 10^{-1}$ D) $1,0 \times 10^{-2}$

Resolución:

$$\begin{aligned} \text{➤ } m_{\text{total}} &= 0,5 \text{ g} \rightarrow \text{el } 80 \% \text{ de Na OH es:} \\ 0,5 \times 80/100 &= 0,4 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{➤ } m\text{NaOH} &= 0,4 \text{ g} \Rightarrow \text{Como: } n = m/\text{MF} \\ \rightarrow n\text{NaOH} &= 0,4 \text{ g}/40 \text{ g/mol} = 0,01 \text{ mol} \\ \text{MF Na OH} &= 40 \text{ g/mol} \end{aligned}$$

La molaridad es:

$$\begin{aligned} M &= n/V = 0,01 \text{ mol}/1 \text{ L} = 0,01 \text{ mol/L} \\ &= 10^{-2} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Rpta.: 10^{-2} mol/L

14. El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es un ácido oxácido usado en muchos procesos industriales; por ello, es importante conocer los valores de concentración y acidez en sus mezclas. Si en determinada solución está contenida una masa de 0,196 gramos de ácido sulfúrico en un volumen total de cuatro litros, determine la concentración molar del ácido.

Datos: M.A: H = 1, S = 32, O = 16

- A) $5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$
B) $5 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$
C) $5 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$
D) $5 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$

Resolución:**MOLARIDAD (M)**

Indica la cantidad de mol de soluto presente por cada litro de solución

Datos: $m_{\text{sto}} = 0,196 \text{ g}$; MF = 98 g/mol

$$n = m/\text{MF}$$

$$n = 0,196 \text{ g}/98 \text{ g/mol} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$V_{\text{sol}} = 4 \text{ L}$$

$$M = n(\text{sto})/v \text{ sol(L)}$$

Reemplazando:

$$M = 2 \times 10^{-3} \text{ mol}/4 \text{ L}$$

$$M = 5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Rpta.: $5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$

15. Los metales son elementos químicos caracterizados por ser buenos conductores del calor y electricidad, en general, poseen alta densidad y son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio), sus sales forman cationes en solución. Determine la masa equivalente de un metal si 1120 g del mismo reaccionan con 320 g de oxígeno.

A) 14 B) 21
C) 28 D) 56

Resolución:

Se cumple:

$$\frac{m_M}{m_{Eq}(M)} = \frac{m_{O_2}}{m_{Eq}(O_2)}$$

$$\frac{1120}{m_{Eq}(M)} = \frac{320}{8}$$

$$mE(M) = 28$$

Rpta.: 28