



REACCIÓN 2

Son problemas en los que se nos plantea una ecuación química y tras su ajuste se nos piden gramos, moles o moléculas mediante fórmulas de conversión. Además en este apartado, será importante que nos aprendamos la siguiente fórmula

$$\text{número de moles (n)} = \text{masa de la sustancia (m-gr)} / \text{masa atómica (M)}$$

Ahora haremos ejercicios siguiendo los pasos indicados más arriba para resolver este tipo de ejercicios.

Ejercicios resueltos

El sulfato de sodio reacciona con cloruro de bario obteniéndose cloruro de sodio y sulfato de bario ¿cuánto cloruro de sodio se obtendrá a partir de 100gr de sulfato de sodio?

PASO1: ESCRIBIMOS LAS ECUACION



PASO3: ¿QUE NOS PIDEN?

100gr de Na_2SO_4 ¿Cantidad de NaCl ?

PASO2: AJUSTAMOS



PASO 4: EXPRESAR EN MOLES LO QUE YA NOS DAN

$$n = \text{m-gr} / M (\text{Na}_2\text{SO}_4) \quad n = 100\text{gr} \cdot 1\text{mol}/142\text{g/mol}$$
$$n = 0,70$$

PASO5: COMPRARÁ MOLE DEL DATO Y LA INCÓGNITA

1mol de Na_2SO_4 es igual a dos 2 mol NaCl

$$0,70 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol de Na}_2\text{SO}_4} = \frac{2 \cdot 0,70}{1} = 1,40 \text{ mol de NaCl}$$

PASO 6= EXPRESA EN LA UNIDADES QUE SE PIDE

Nos piden cantidad por lo tanto gramos

$$1,40 \text{ mol de NaCl} \cdot \frac{58,443 \text{ g de NaCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} = \frac{1,40 \cdot 58,443}{1} = 81,9 \text{ gr de NaCl}$$



En este proceso químico: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$. EJERCICIOS.- a) Ajusta la ecuación b) Calcula la cantidad de H_2O c) Calcula en 400gramos de Óxido de hierro (III) la cantidad de hidrógeno que reacciona.

1: ESCRIBIMOS LAS ECUACION



2: AJUSTAMOS



3: CANTIDAD DE H_2O

$$\text{¿Cantidad de H}_2\text{O? } 320+12=224 + x \quad x = 108$$

4: CANTIDAD DE HIERRO QUE REACCIONA

Si 320g de óxido de hierro reaccionan con 12 de H_2

Si 400g de óxido de hierro reaccionan con x de H_2

En este proceso químico: $\text{CaO} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. EJERCICIOS.- a) Cuantos gramos de hidrogeno de cloruro se necesitan para que 56g de calcio reaccionen totalmente

CALCULAR PESO ATOMICO

$$\text{HCl: } \text{H} 1 + \text{Cl} 35,5 = 36,5$$

$$\text{CaO: } \text{Ca} 40 + \text{O} 16 = 56$$

PASO4: EXPRESAR EN MOLES

$$56\text{gr de CaO} \times \frac{1 \text{ mol de CaO}}{56\text{g de CaO}} = 1 \text{ mol de CaO}$$

PASO6: RESOLVER LA PROPORCION

$$1 \text{ mol de CaO} = \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol de CaO}} = \frac{2}{1} = 2 \text{ mol de HCl}$$

Paso 3: DATOS E INCÓGNITA

$$56 \text{ g de calcio} \quad ? \text{Gramos de HCl?}$$

PASO 5: COMPRARÁ MOLE DEL DATO Y LA INCÓGNITA

$$1 \text{ mol de CaO es igual a 2 moles de HCl}$$

PASO7: EXPRESAR EN LA UNIDAD QUE SE PIDE

$$2 \text{ mol deHCl} = \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = \frac{2 \cdot 36,5}{1} = 73 \text{ gr de HCl}$$

En este proceso químico: $\text{Oxido de Hierro (II)} + \text{hidrogeno} \rightarrow \text{hierro} + \text{agua}$ EJERCICIOS.- a) cual es la ecuación b) cuál es su ajuste c) Calcula la cantidad de hierro que lograremos de 50 gr de Óxido de hierro (II) $M = \text{Fe} 56 + \text{O} 16 = 72$

PASO1: ESCRIBIMOS LAS ECUACION



PASO2: AJUSTAMOS



PASO3: DATOS E INCÓGNITA

$$50\text{gr de Óxido de hierro} \quad ? \text{Cantidad de Fe?}$$

$$(\text{II})$$

PASO 4: EXPRESAR EN MOLES $M = \text{Fe} 56 + \text{O} 16 = 72$

$$n = \text{m-gr} / M (\text{FeO}) \quad n = 50\text{gr}/72\text{g/mol} \quad n = 0,69$$

PASO4: COMPRARÁ MOLE DEL DATO Y LA INCÓGNITA

$$1 \text{mol de FeO es igual a 1 mol Fe}$$

PASO5: RESOLVER LA PROPORCION

$$0,69 \text{ mol de FeO} = \frac{1 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol de FeO}} = \frac{1 \cdot 0,69}{1} = 0,69 \text{ mol de NaCl}$$

PASO 6= EXPRESA EN LA UNIDADES QUE SE PIDE

Nos piden cantidad por lo tanto gramos

$$N = \text{m-gr} / M$$

$$\text{m-gr} = n \cdot M \quad 0,69\text{mol} \cdot 56(\text{g/mol}) = 38,64\text{gr de NaCl}$$

OTRO METODO:

En 50 gr de FeO hay 72 M de FeO que se convierte en 56 gramos de Fe

$$50 \text{ gr de FeO} \times \frac{56 \text{ gramos de Fe}}{72 \text{ gramos de FeO}} = 38,88 \text{ g de Fe}$$

En este proceso químico: $\text{Mg} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{Mg Cl}_2 + \text{H}_2$ EJERCICIO .- a) ¿Cuál es la cantidad de magnesio cloruro que se forma al reaccionar 0.154 mol magnesio y acido?

PASO3: DATOS E INCÓGNITA

$$0,154 \text{ mol de magnesio y acido} \quad ? \text{Cantidad de Mg Cl}_2 ?$$

PASO 4: EXPRESAR EN MOLES $M = \text{Fe} 56 + \text{O} 16 = 72$

$$N = 0,154 \text{ de magnesio y acido}$$

PASO4: COMPRARÁ MOLE DEL DATO Y LA INCÓGNITA

$$1 \text{mol de Mg es igual a 1 mol de MgCl}_2$$

PASO5: RESOLVER LA PROPORCION

$$0,154 \text{ mol de FeO} = \frac{1 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ mol de Mg}} = \frac{0,154}{1} = 0,154 \text{ mol de MgCl}_2$$

PASO 6= EXPRESA EN LA UNIDADES QUE SE PIDE

$$\text{m-gr} = n \cdot M \quad 0,154\text{mol} \cdot 95(\text{g/mol}) = 14,63 \text{ gr de MgCl}_2$$

Cuando queremos operar con volúmenes

Hasta ahora como has podido ver los ejercicios tan solo hablaban de moles, moléculas y gramos ¿pero hay algún elemento más que podamos descubrir mediante la estequioometría? ¡Desde luego! El volumen y lo mediremos en litros. Pero hay dos situaciones:

3. **TIPO 1.- Condiciones normales** de presión y temperatura($p= 1\text{ atm}$ y $T= 0^\circ\text{C}$)
 - Donde cada mol equivale a 22,4 litros
4. **TIPO 2.-** Cualquier situación que no sea la anterior
 - P (presión) . V (volumen) = n (moles) . R (constante de los gases perfectos) . T (temperatura)

Ejemplo 1 tipo

En este proceso químico: $\text{CaO} + 2 \text{ HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. EJERCICIOS.- a) ¿Cuál es el volumen del hidrógeno de cloruro para que 56g de calcio reaccionen totalmente

CALCULAR PESO ATOMICO

$$\text{HCl.- H1} + \text{Cl} 35,5 = 36,5$$
$$\text{CaO.- Ca} 40 + \text{O} 16 = 56$$

PASO4: EXPRESAR EN MOLES

$$56\text{gr de CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaO}}{56 \text{ g de CaO}} = 1 \text{ mol de CaO}$$

PASO6: RESOLVER LA PROPORCIÓN

$$1 \text{ mol de CaO} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol de CaO}} = \frac{2}{1} = 2 \text{ mol de HCl}$$

Paso 3: DATOS E INCÓGNITA

56 g de calcio

¿Gramos de HCl?

PASO 5: COMPRARÁ MOLE DEL DATO Y LA INCÓGNITA

1 mol de CaO es igual a 2 moles de HCl

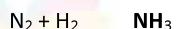
PASO7: EXPRESAR EN LA UNIDAD QUE SE PIDE

$$2 \text{ mol de HCl} \cdot \frac{22,4 \text{ l de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} = \frac{2 \cdot 22,4}{1} = 44,8 \text{ l de HCl}$$

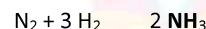
Ejemplo 2 tipo

El amoniaco se puede obtener directamente haciendo reaccionar el nitrógeno y el hidrógeno a la temperatura de 200°C y a la presión de 30 atm. ¿Qué volumen de amoniaco se obtiene, en estas condiciones de presión y temperatura, a partir de 50 litros de hidrógeno?

PASO1: ESCRIBIMOS LAS ECUACION



PASO2: AJUSTAMOS



PASO3: DATOS E INCÓGNITA

200°C 30 atm ¿Volumen de amoniaco en 50 l?

PASO 4: EXPRESAR EN MOLES

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{30 \text{ atm} \cdot 50 \text{ l}}{0,082 \cdot 473 \text{ K}} = 38,67 \text{ mol H}_2$$

PASO4: COMPRARÁ MOLE DEL DATO Y LA INCÓGNITA

2 mol NH₃ es igual a 3 mol de H₂

PASO5: RESOLVER LA PROPORCIÓN

$$38,67 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol de H}_2} = \frac{2 \cdot 38,67}{3} = 25,78 \text{ mol NH}_3$$

PASO 6= EXPRESA EN LA UNIDADES QUE SE PIDE

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T / P$$

$$V = \frac{25,78 \text{ mol} \cdot 0,082 \cdot 473 \text{ K}}{30 \text{ atm}} = 33,33 \text{ mol NH}_3$$

En la reacción del $\text{Ca}(\text{OH})_2$ con el HNO_3 se forman 35 g de agua, además de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. a.- Volumen de disolución de hidróxido de 3 g./L. consumida. b.- Masa de disolución de ácido consumido si éste es del 30% en masa. c.- Moles de nitrato de calcio producidos.



$$\begin{array}{l}
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 35 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de agua}} \\
 \text{Cambio de sustancia} \\
 \text{El 1 y el 2 salen del} \\
 \text{ajuste de la reacción} \\
 \text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moleculas} \end{array} \right. \\
 \frac{74 \text{ g. de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión.}}{3 \text{ g. de Ca(OH)}_2} = 23,98 \text{ L}
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 35 \text{ g. de agua} \cdot \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HNO}_3}{2 \text{ mol de agua}} \cdot \frac{63 \text{ g. de HNO}_3}{1 \text{ mol de HNO}_3} \cdot \frac{100 \text{ g. de dión.}}{30 \text{ g. de HNO}_3} \\
 = 408,33 \text{ g.} \\
 \text{Cambio de sustancia} \\
 \text{El 2 y el 3 salen del} \\
 \text{ajuste de la reacción} \\
 \text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moleculas} \end{array} \right. \\
 \frac{1 \text{ mol de Ca(NO}_3)_2}{18 \text{ g. de agua}} \cdot \frac{2 \text{ mol de agua}}{2 \text{ mol de agua}} = 0,97 \text{ moles.}
 \end{array}$$

60 g. de Zn reaccionan con HCl de 2 g./L. Se produce cloruro de Zn y se desprende dihidrógeno. a.- Volumen de ácido consumido. b.- Masa de cloruro formada. c.- Volumen de dihidrógeno producido medido en C.N.

$$\begin{array}{l}
 \text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \\
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 60 \text{ g. de Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn}}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} \cdot \frac{36,5 \text{ g. de HCl}}{1 \text{ mol de HCl}} \cdot \frac{1 \text{ L. de dión.}}{2 \text{ g. de HCl}} = 33,49 \text{ L.} \\
 \text{Cambio de sustancia} \\
 \text{El 2 y el 1 salen del} \\
 \text{ajuste de la reacción} \\
 \text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moleculas} \end{array} \right. \\
 \frac{1 \text{ mol de Zn}}{60 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnCl}_2}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{136,4 \text{ g. de ZnCl}_2}{1 \text{ mol de Zn}} = 125,14 \text{ g.} \\
 \text{Cambio de sustancia} \\
 \text{El 1 y el 1 salen del} \\
 \text{ajuste de la reacción} \\
 \text{de moles a} \left\{ \begin{array}{l} \text{litro} \\ \text{gramos} \\ \text{moleculas} \end{array} \right. \\
 \frac{1 \text{ mol de Zn}}{60 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{65,4 \text{ g. de Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L. de H}_2}{1 \text{ mol de H}_2} = 20,55 \text{ L}
 \end{array}$$

50 g de penteno (C_5H_{10}) reaccionan con dioxígeno. Se produce CO_2 y agua. a.- Moléculas de agua que se producen. b.- Masa de dióxido de carbono producida. c.- Volumen de aire consumido en C.N. si éste contiene un 20% en volumen de dioxígeno.

$$\begin{array}{l}
 \text{a.-} \\
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 50 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{10 \text{ moles de agua}}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de agua}} = \\
 = 2,15 \cdot 10^{24} \text{ moléculas.} \\
 \text{b.-} \\
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 50 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{10 \text{ moles CO}_2}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{44 \text{ g. de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \\
 = 157,14 \text{ g CO}_2. \\
 \text{c.-} \\
 \text{La cantidad conocida se} \\
 \text{pasa a moles} \\
 \hline
 50 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}}{70 \text{ g. de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{15 \text{ moles O}_2}{2 \text{ mol de C}_5\text{H}_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L. de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} \cdot \frac{100 \text{ L. de aire}}{20 \text{ L. de O}_2} \\
 = 600 \text{ L. de aire.}
 \end{array}$$

80 g. de una piedra caliza que contiene un 87% de CaCO_3 reaccionan con ácido nítrico concentrado. a. Calcular el volumen de gas producido a 35°C y 700 mm de Hg. b. 80 g. de una piedra caliza que contiene CaCO_3 reaccionan con ácido nítrico concentrado. Calcular la pureza de la caliza si sabemos que se producen 19'1 L. de gas a 35°C y 700 mm de Hg.

$$\begin{array}{l}
 \text{a.} \\
 \text{La reacción es: } \text{CaCO}_3 + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \\
 \text{La cantidad conocida la} \\
 \text{pasamos a moles} \\
 \hline
 80 \text{ g. de caliza} \cdot \frac{87 \text{ g. de CaCO}_3}{100 \text{ g. de caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 0,696 \text{ moles} \\
 \text{Aquí usamos la} \\
 \text{pureza del 87\%} \\
 \text{P.V} = \text{n. R. T} \rightarrow \text{V} = \frac{\text{n. R. T}}{\text{P}} = \frac{0,696 \cdot 0,082 \cdot (35 + 273)}{700} = 19'1 \text{ L.} \\
 \text{b.} \\
 \text{P.V} = \text{n. R. T} \rightarrow \text{n} = \frac{\text{P.V}}{\text{R.T}} = 0,696 \text{ moles.}
 \end{array}$$

A la pureza le llamamos X.

La cantidad conocida la pasamos a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

$$\frac{80 \text{ g. de caliza}}{100 \text{ g. de caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol de CaCO}_3}{100 \text{ g. de CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{1 \text{ mol de CaCO}_3} = 0'696 \text{ moles}$$

Aquí usamos la pureza.
Al ser desconocida ponemos x

De donde X = 87%.

Para calcular la pureza de un sulfato de amonio se hacen reaccionar 50 g. de la muestra con un exceso de hidróxido de calcio. Después de producirse la reacción, se desprenden 2,5 L. de amoníaco medidos a 710 mm. de Hg y 23 °C. ¿Qué porcentaje de sulfato de amonio hay en la muestra? Los otros productos de reacción son el sulfato de calcio y el agua.

$$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{710}{760} \cdot 2,5 = 0,096 \text{ moles.}$$

$$50 \text{ g. muestra} \cdot \frac{X \text{ g. de sulf. amonio}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol sulf. amonio}}{132 \text{ g. de sulf. amonio}} \cdot \frac{2 \text{ moles de NH}_3}{1 \text{ mol sulf. amonio}} = 0,096$$

$$X = \frac{0,096 \cdot 100 \cdot 132}{50 \cdot 2} = 12,67 \%$$

Al hacer reaccionar 13'162 g. de una muestra de sulfato amónico con un exceso de sosa caustica se desprenden 3'77 L. de amoníaco medidos a 18°C y 742 mmHg. Calcula la pureza de la muestra.

La reacción química es: $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow 2\text{NH}_3 + \dots$

$$\text{Moles de amoníaco: } n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0'154 \text{ moles de amoníaco.}$$

La cantidad conocida la pasamos a moles

Cambio de sustancia El 2 y el 1 salen del ajuste de la reacción

$$\frac{13'162 \text{ g. muestra}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{x \text{ g. sulfato}}{132 \text{ g. sulfato}} \cdot \frac{2 \text{ moles NH}_3}{1 \text{ mol sulfato}} = 0'154 \rightarrow x$$

Aquí usamos la pureza.
Al ser desconocida ponemos x

$$= 77'22\%$$

Se hacen reaccionar 20 g. de una muestra de aluminio del 70% de pureza en masa, con un exceso de ácido clorhídrico. Calcula el volumen de hidrógeno que se desprenderá medido a 15 °C y 710 mm de Hg suponiendo un rendimiento de los 80%.

$$\text{Al} + 3\text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3/2 \text{H}_2$$

$$20 \text{ g. muestra} \cdot \frac{70 \text{ g. de Al.}}{100 \text{ g. de muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al.}}{27 \text{ g. de Al.}} \cdot \frac{\frac{3}{2} \text{ moles de H}_2}{1 \text{ mol de Al.}} \cdot \frac{80}{100} = 0,62 \text{ moles}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,62 \cdot 0,082 \cdot (273 + 15)}{760} = 16,67 \text{ l.}$$

El sulfuro de zinc y el oxígeno reacciona según la ecuación: $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$ ¿Qué volumen de dióxido de azufre medido a 25 °C y 760 mm. de Hg se desprenden cuando reaccionan 20 g. de una muestra de sulfuro de cinc del 80% de pureza si el rendimiento es el 70%.

$$\text{ZnS} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$$

$$20 \text{ g. muestra} \cdot \frac{80 \text{ g. ZnS}}{100 \text{ g. muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol de ZnS}}{97,4 \text{ g. de ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2}{1 \text{ mol de ZnS}} \cdot \frac{70}{100} = 0,115 \text{ moles.}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,115 \cdot 0,082 \cdot (273 + 25)}{760} = 2,81 \text{ L. de SO}_2$$

a. En la combustión del C₃H₈ se producen 29 L. de CO₂ en C.N. Si el rendimiento es del 90%, calcula los gramos de propano quemados. b. En la combustión de 21'1 g. de C₃H₈ se producen 29 L. de CO₂ en C.N. Calcular el rendimiento de la reacción.

a. La reacción es: $\text{C}_3\text{H}_8 + 10 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

La cantidad conocida la pasamos a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

Terminamos, pasando de moles a... RTO.

$$\frac{29 \text{ L. de CO}_2}{22'4 \text{ L.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{3 \text{ moles de CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g. de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{100}{90} = 21'1 \text{ g. de C}_3\text{H}_8$$

b. La reacción es: $\text{C}_3\text{H}_8 + 10 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

Al rendimiento la llamamos X

La cantidad conocida la pasamos a moles

Cambio de sustancia El 1 y el 1 salen del ajuste de la reacción

Terminamos, pasando de moles a... RTO.

$$\frac{29 \text{ L. de CO}_2}{22'4 \text{ L.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{3 \text{ moles de CO}_2} \cdot \frac{44 \text{ g. de C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{100}{X} = 21'1 \text{ g. de C}_3\text{H}_8$$

De donde X = 90%

Janire Asso Psicopedagogía
www.janireassopsicopedagogia.com

11

El carbonato magnésico reacciona con HCl para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua. a.- Calcula el volumen de ácido clorhídrico de densidad 1'095 g/mL. y 20% en masa necesarios para reaccionar con 30'4 g. de carbonato. b.- Si en el proceso anterior se obtienen 7'4 L. de dióxido de carbono a 1 atm. y 27°C, ¿cuál es el rendimiento del proceso?

La reacción química es: $MgCO_3 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + CO_2 + H_2O$

Molaridad del ácido... = 6 M.

$$30'4 \text{ g. carbonato} \cdot \frac{1 \text{ mol carbonato}}{84'3 \text{ g. carbonato}} \cdot \frac{2 \text{ moles HCl}}{1 \text{ mol carbonato}} \cdot \frac{1 \text{ L. HCl}}{6 \text{ moles HCl}} = 0'12 \text{ L.}$$

Moles de CO_2 : $n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 0'3$ moles de dióxido de C.

$$30'4 \text{ g. carbonato} \cdot \frac{1 \text{ mol carbonato}}{84'3 \text{ g. carbonato}} \cdot \frac{1 \text{ moles } CO_2}{1 \text{ mol carbonato}} \cdot \frac{x}{100} = 0'3 \text{ L.} \rightarrow Rto. 83'19 \%$$

100 g. de perclorato de potasio reaccionan con 50 g. de azufre obteniéndose dióxido de azufre y cloruro de potasio. Volumen de dióxido de azufre que se desprende medidos a 20 °C y una atmósfera. ¿Qué cantidad de cloruro de potasio se formará? Suponer rendimiento del 70%.

$KClO_4 + 2S \rightarrow 2SO_2 + KCl$

$$R. L. \left\{ \begin{array}{l} 100 \text{ g. perclorato} \cdot \frac{1 \text{ mol de perclorato.}}{138,5 \text{ g. de perclorato.}} = 0,722 \text{ moles.} \\ 20 \text{ g. de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g. de S}} = 1,56 \text{ moles de S} \rightarrow \frac{1,56}{2} = 0,78 \end{array} \right. \text{ R. L. perclorato.}$$

$$0,722 \text{ moles de perclorato} \cdot \frac{2 \text{ moles de } SO_2}{1 \text{ mol de percl.}} \cdot \frac{70}{100} = 1,01 \text{ moles de } SO_2.$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,01 \cdot 0,082 \cdot (273 + 20)}{1} = 24,27 \text{ L. de } SO_2$$

$$0,722 \text{ moles de perclorato} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{1 \text{ mol de percl.}} \cdot \frac{74,5 \text{ g. de KCl}}{1 \text{ mol de KCl}} \cdot \frac{70}{100} = 37,65 \text{ g. de KCl}$$

El hidrogenosulfito de calcio se utiliza en la industria papelera. Se puede obtener según la reacción: $CaCO_3 + SO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HSO_3)_2 + CO_2$ a.- Calcula que masa de hidrogenosulfito de calcio se puede obtener a partir de 90 Kg. de carbonato y 100 Kg. de dióxido de azufre. b.- Si solo obtenemos 132 Kg. calcula el rendimiento del proceso.

La reacción es: $CaCO_3 + 2SO_2 + H_2O \rightarrow Ca(HSO_3)_2 + CO_2$

Me dan dos cantidades de reactivos y me preguntan otra cantidad → R.L.

Buscamos el reactivo limitante:

$$R. L. \left\{ \begin{array}{l} 90000 \text{ g. carbonato} \cdot \frac{1 \text{ mol de carbonato}}{100 \text{ g. de carbonato}} = 900 \text{ moles de carbonato} \\ 100000 \text{ g. de dióxido.} \cdot \frac{1 \text{ mol de dióxido.}}{64 \text{ g. de dióxido}} = 1562'5 \text{ moles} \rightarrow \frac{1562'5}{2} = 781'25 \rightarrow \text{R. L.} \\ \text{dividimos entre 2} \end{array} \right.$$

$$1562'5 \text{ moles de dióxido.} \cdot \frac{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}}{2 \text{ moles de dióxido}} \cdot \frac{202 \text{ g. de hidrogenosulfito}}{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}} = 157'8 \text{ Kg.}$$

b.-

$$1562'5 \text{ moles de dióxido.} \cdot \frac{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}}{2 \text{ moles de dióxido}} \cdot \frac{202 \text{ g. de hidrogenosulfito}}{1 \text{ mol de hidrogenosulfito}} \cdot \frac{x}{100} = 132000 \text{ Kg.} \rightarrow Rto = 83'64\%$$

Se mezclan 20 g. de zinc puro con 200 mL de ácido clorhídrico 6 M. Al terminar se desprende H_2 : a) ¿Qué quedará en exceso, zinc o ácido? ¿Cuántos de moles? b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y a la presión de 760 mm. de Hg, se desprenderán.

La reacción es: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

a.- Siempre que tengamos las cantidades de dos reactivos y me preguntan la cantidad de un producto, buscaré el reactivo limitante.

$$R. L. \left\{ \begin{array}{l} 20 \text{ g. Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn.}}{65'4 \text{ g. de Zn}} = 0'31 \text{ moles de Zn.} \\ 0'2 \text{ L. de dión HCl.} \cdot \frac{6 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ L. de dión HCl}} = 1'2 \text{ moles de HCl.} \rightarrow \frac{1'2}{2} = 0'6 \end{array} \right.$$

El R.L. es el Zn.

$$20 \text{ g. de Zn.} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn.}}{65'4 \text{ g. de Zn.}} \cdot \frac{2 \text{ moles de HCl}}{1 \text{ mol de Zn}} = 0'61 \text{ moles de HCl que reaccionan.}$$

Moles iniciales de HCl = 1'2 moles

Moles en exceso: 1'2 - 0'61 = 0'59 moles de HCl en exceso.

b.-

$$20 \text{ g. de Zn.} \cdot \frac{1 \text{ mol de Zn.}}{65'4 \text{ g. de Zn.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } H_2}{1 \text{ mol de Zn}} = 0'31 \text{ moles de hidrógeno.}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0'31 \cdot 0'082 \cdot (27 + 273)}{1} = 7'63 \text{ L. de } H_2.$$

Una mezcla gaseosa compuesta por propano, C_3H_8 , y butano, C_4H_{10} , tiene una masa de 248,6 g. Cuando se quema completamente, el volumen de CO_2 recogido sobre un recipiente de 1 m³ a 20 °C ejerce una presión de 310,4 mmHg. Calcula la composición porcentual de la mezcla.

$$\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ m}^3 \\ 20^\circ C \\ 310,4 \text{ mmHg} \end{array} \right. \rightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = 17 \text{ moles de } CO_2$$

$$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$$

$$x \text{ g. de } C_3H_8 \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_3H_8}{44 \text{ g. de } C_3H_8} \cdot \frac{3 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_3H_8} = \frac{3}{44} \cdot x \text{ moles de } CO_2$$

$$C_4H_{10} + 13/2 O_2 \rightarrow 4CO_2 + 5H_2O$$

Janire Asso Psicopedagogía
www.janireassopsicopedagogia.com

11

$$y \text{ g. de } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol de } C_4H_{10}}{58 \text{ g. de } C_4H_{10}} \cdot \frac{4 \text{ moles de } CO_2}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = \frac{4}{58} y \text{ moles de } CO_2$$

$$\begin{cases} x + y = 248,6 \\ \frac{3}{44}x + \frac{4}{58}y = 17 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} x(C_3H_8) = 184,8 \text{ g.} \\ y(C_4H_{10}) = 63,8 \text{ g.} \end{cases}$$

8 gramos de una mezcla de cloruro de potasio y cloruro de sodio se hacen reaccionar con un exceso de nitrato de plata produciéndose 18,55 gramos de cloruro de plata. Calcular la composición de la mezcla inicial.

$$KCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + KNO_3$$

$$x \text{ g. KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de KCl}}{74,55 \text{ g. de KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de KCl}} \cdot \frac{143,32 \text{ g. de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = \frac{143,32}{74,55} x$$

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl + NaNO_3$$

$$y \text{ g. NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol de NaCl}}{58,5 \text{ g. de NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol de AgCl}}{1 \text{ mol de NaCl}} \cdot \frac{143,32 \text{ g. de AgCl}}{1 \text{ mol de AgCl}} = \frac{143,32}{58,5} y$$

$$\begin{cases} x + y = 8 \\ \frac{143,32}{74,55} x + \frac{143,32}{58,5} y = 18,55 \end{cases} \rightarrow \begin{cases} x(KCl) = 2 \text{ g.} \\ y(NaCl) = 6 \text{ g.} \end{cases}$$

Una determinada cantidad de tricloruro de hierro ha sido oxidada completamente y todo el cloro se ha desprendido en forma de dicloro, mientras que el hierro ha pasado a formar óxido de hierro(III). Este cloro gaseoso se ha empleado para transformar silicio en tetracloruro de silicio. Se han producido un total de 7,44 moles de tetracloruro de silicio. ¿Cuántos moles de tricloruro de hierro fueron oxidados?

$$2FeCl_3 + 3/2 O_2 \rightarrow 3Cl_2 + Fe_2O_3$$

$$2Cl_2 + Si \rightarrow SiCl_4$$

$$7,44 \text{ moles de } SiCl_4 \cdot \frac{2 \text{ moles de } Cl_2}{1 \text{ mol de } SiCl_4} \cdot \frac{2 \text{ moles de } FeCl_3}{3 \text{ moles de } Cl_2} = 9,92 \text{ moles de } FeCl_3$$