



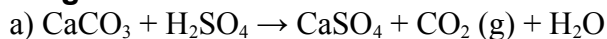
Comentario general: se resuelven los ejercicios siempre que es posible utilizando factores de conversión, lo que creo que supone más claridad y mayor precisión en el cálculo final siempre que no se obtengan resultados intermedios no solicitados en los que se realizan redondeos.

Cualitativamente se intenta razonar como texto cada factor de conversión como una operación en la que se obtiene un posible resultado intermedio y así razonar la secuencia de pasos.

Solamente se incluyen los pocos ejercicios que son completamente de estequiometría, ya que la estequiometría suele formar parte de cálculos generales de otros ejercicios.

## 2012-Septiembre

### Pregunta B4.-



b) Usamos factores de conversión, pero como son muchos lo hacemos en varias fases. Además así obtenemos como resultado parcial el número de moles de  $\text{CaCO}_3$  de partida, que nos será útil en otros apartados.

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} = 0,147 \text{ mol CaCO}_3$$

Con el primer factor vemos cuantos g de  $\text{CaCO}_3$  tenemos en 15 g de calcita con un 98 % en peso  
 Con el segundo factor, usando  $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol}$ , tenemos los moles de  $\text{CaCO}_3$ .

$$0,147 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 14,406 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los de moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Con el segundo factor, usando  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$ , tenemos los g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (puro).

$$14,406 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}}{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}} = 8,16 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ comercial}$$

Con el primer factor, usando la pureza del ácido comercial, obtenemos los g de ácido comercial.

Con el segundo factor, usando la densidad del ácido comercial, obtenemos el volumen necesario.

c) Partimos de los moles de  $\text{CaCO}_3$  que hemos calculado en el apartado b.

$$0,147 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{0,082 \cdot (273 + 25) / 1 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3,59 \text{ L CO}_2$$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de  $\text{CO}_2$ .

Con el segundo factor, usando la ley de los gases ideales  $V = nRT/P$ , obtenemos el volumen de  $\text{CO}_2$ .

d) Partimos de los moles de  $\text{CaCO}_3$  que hemos calculado en el apartado b.

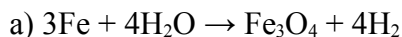
$$0,147 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{136 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 20 \text{ g CaSO}_4$$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de  $\text{CaSO}_4$ .

Con el segundo factor, usando  $M(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136 \text{ g/mol}$ , obtenemos los g de  $\text{CaSO}_4$ .

## 2009-Modelo

### Problema 2B.-



b) Usamos factores de conversión para calcular el número de moles de  $\text{H}_2$  obtenidos

$$558 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2}{3 \text{ mol Fe}} = \frac{40}{3} \text{ mol H}_2$$

Con el primer factor, usando la masa atómica del enunciado, obtenemos los moles de Fe.

Con el segundo factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de  $\text{H}_2$ .

$$\text{luego } V = \frac{n_{\text{H}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{40/3 \cdot 0,082 \cdot (273 + 127)}{5} = 87,46 \text{ L}$$

c) Usamos factores de conversión para calcular el número de gramos de  $\text{Fe}_3\text{O}_4$  obtenidos

$$3 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{231,4 \text{ g Fe}_3\text{O}_4}{1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4} = 231,4 \text{ g mol Fe}_3\text{O}_4$$





Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de  $Fe_3O_4$ .  
 Con el segundo factor, usando  $M(Fe_3O_4)=3 \cdot 55,8+4 \cdot 16=231,4$  g/mol, tenemos los g de  $Fe_3O_4$ .  
 d) Usamos factores de conversión para calcular el número de moles de  $H_2O$  necesarios

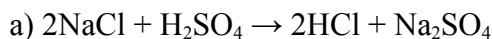
$$3 \text{ mol Fe} \cdot \frac{4 \text{ mol } H_2O}{3 \text{ mol Fe}} = 4 \text{ mol } H_2O$$

Usamos como único factor la estequiometría de la reacción

$$V = \frac{n_{H_2O} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot (273 + 127)}{10} = 13,12 \text{ L}$$

## 2008-Septiembre

### Problema 2B.-



b) Usamos factores de conversión, pero como son muchos lo hacemos en varias fases.

$$100 \text{ kg HCl} \cdot \frac{10^3 \text{ g HCl}}{1 \text{ kg HCl}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl puro}}{100 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl puro}}{36,5 \text{ g HCl puro}} = 958,9 \text{ mol HCl puro}$$

Con el primer factor convertimos de kg a g.

Con el segundo factor, vemos cuantos g de HCl puro tenemos en los g de HCl de 35% en peso.

Con el tercer factor, usando  $M(HCl)=1+35,5=36,5$  g/mol, tenemos los moles de HCl puro.

$$958,9 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{98 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{100 \text{ g } H_2SO_4 \text{ al } 90\%}{90 \text{ g } H_2SO_4} = 52207 \text{ g } H_2SO_4 \text{ al } 90\%$$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de  $H_2SO_4$ .

Con el segundo factor, usando  $M(H_2SO_4)=2+32+4 \cdot 16=98$  g/mol, tenemos los g de  $H_2SO_4$  puro.

Con el tercer factor, vemos cuantos g de  $H_2SO_4$  al 90% contienen los g de  $H_2SO_4$  puro anteriores

Como se pide el resultado en kg, necesitaremos 52,2 kg de  $H_2SO_4$  al 90%.

c) Usamos factores de conversión

$$1 \text{ t } Na_2SO_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g } Na_2SO_4}{1 \text{ t } Na_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{142 \text{ g } Na_2SO_4} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 823944 \text{ g NaCl}$$

Con el primer factor convertimos de t a g.

Con el segundo factor, usando  $M(Na_2SO_4)=2 \cdot 23+32+4 \cdot 16=142$  g/mol, tenemos los moles  $Na_2SO_4$

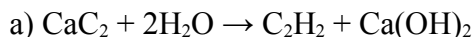
Con el tercer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de NaCl.

Con el cuarto factor, usando  $M(NaCl)=23+35,5=58,5$  g/mol, tenemos los g de NaCl.

Como se pide el resultado en kg, necesitaremos 823,9 kg de NaCl.

## 2008-Junio

### Problema 1B.-



*Nota:  $CaC_2$  está bien formulado, aunque pensemos en  $Ca_2C$  porque Ca solamente actúa con +2 y puede actuar con -2 ó -4, lo que ocurre es que, en este compuesto, C actúa con -1, ya que entre los dos carbonos hay un enlace triple.*

b) Usamos factores de conversión, calculando los moles de acetileno para usarlos luego

$$200 \text{ g } CaC_2 \cdot \frac{85 \text{ g } CaC_2 \text{ puro}}{100 \text{ g } CaC_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } CaC_2 \text{ puro}}{64 \text{ g } CaC_2 \text{ puro}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{1 \text{ mol } CaC_2 \text{ puro}} = 2,66 \text{ mol } C_2H_2$$

Con el primer factor, vemos cuantos g de  $CaC_2$  puro tenemos en los g de  $CaC_2$  de 85% en peso.

Con el segundo factor, usando  $M(CaC_2)=40+2 \cdot 12=64$  g/mol, tenemos los moles de  $CaC_2$  puro.

Con el tercer factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de acetileno.

$$2,66 \text{ mol acetileno} \cdot \frac{26 \text{ g } C_2H_2}{1 \text{ mol } C_2H_2} = 69,2 \text{ g } C_2H_2$$

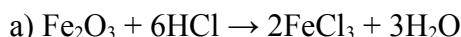
Con el factor, usando  $M(C_2H_2) = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 1 = 26$  g/mol, tenemos los g de acetileno.

c)  $V = nRT/P = 2,66 \cdot 0,082 \cdot (273+25)/2 = 32,5 \text{ L}$

## 2007-Junio

### Problema 2B.-





b) Usamos factores de conversión, calculando el número de moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  para usarlo luego

$$100 \text{ cm}^3 \text{ HCl} \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl}}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl puro}}{100 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl puro}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{6 \text{ mol HCl}} = 0,019 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

Con el primer factor, usando la densidad, calculamos la masa de 10 cm<sup>3</sup> de HCl.

Con el segundo factor vemos cuantos g de HCl puro tenemos en los g de HCl de 35% en peso.

Con el tercer factor, usando  $M(\text{HCl})=35,5+1 = 36,5$  g/mol, calculamos los moles de HCl.

Con el cuarto factor, usando la estequiometría de la reacción, calculamos los moles de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

$$0,019 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 3,03 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Con el factor, usando  $M(\text{Fe}_2\text{O}_3)=2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6$  g/mol, calculamos los g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

La pureza será  $3,03/5 = 60,6\%$

c)  $0,019 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol FeCl}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{162,3 \text{ g FeCl}_3}{1 \text{ mol FeCl}_3} = 6,17 \text{ g FeCl}_3$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, calculamos los moles de  $\text{FeCl}_3$ .

Con el segundo factor, usando  $M(\text{FeCl}_3)=55,8 + 3 \cdot 35,5 = 162,3$  g/mol, calculamos los g de  $\text{FeCl}_3$ .

### 2004-Septiembre

#### Problema 2B.-



b) Se trata de una reacción totalmente desplazada hacia los productos, por lo que tras la combustión sólo tenemos productos en la proporción estequiométrica.

Antes de la combustión: sólo tenemos en el aire  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$  y el propano añadido.

$$0,1 \text{ mol propano} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol propano}} = 0,5 \text{ mol O}_2$$

Con el factor, usando la estequiometría de la reacción, calculamos los moles de  $\text{O}_2$ .

Nota: el enunciado indica porcentajes en la composición del aire: 80%  $\text{N}_2$ , 20%  $\text{O}_2$ ; se debe sobreentender que es porcentaje en volumen y en número de moles, no porcentaje en masa.

$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_T} = \frac{0,80}{0,20 \cdot n_{\text{O}_2}} = \frac{4 \cdot 0,5}{0,1 + 0,5 + 4 \cdot 0,5} = 0,77$$

Después de la combustión: sólo tenemos en el aire  $\text{CO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{N}_2$ , siendo el número de moles de  $\text{N}_2$  el mismo ya que no han reaccionado.

$$0,1 \text{ mol propano} \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol propano}} = 0,3 \text{ mol CO}_2$$

$$0,1 \text{ mol propano} \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol propano}} = 0,4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

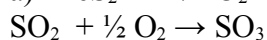
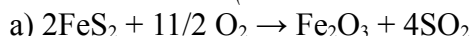
$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_T} = \frac{2}{n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{N}_2}} = \frac{2}{0,3 + 0,4 + 2} = 0,74$$

c) Antes combustión  $P = n_T \frac{RT}{V} = \frac{2,6 \cdot 0,082 \cdot (273 + 25)}{10} = 6,35 \text{ atm}$

Después combustión  $P = n_T \frac{RT}{V} = \frac{2,7 \cdot 0,082 \cdot (273 + 500)}{10} = 17,11 \text{ atm}$

### 2003-Modelo

#### Problema 1A.- (Cierta similitud a 2000-Modelo-Problema 2B)





$$\text{Masa molar pirita } FeS_2 = 55,8 + 2 \cdot 32,1 = 120 \text{ g/mol } FeS_2$$

$$b) \% \text{ peso S en } FeS_2 = \frac{2 \cdot 32,1}{120} \cdot 100 = 53,5 \%$$

$$\% \text{ peso S real} = 53,5 \% \cdot 0,90 = 48,15 \%$$

c) Usamos factores de conversión

$$100 \text{ kg pirita} \cdot \frac{10^3 \text{ g pirita}}{1 \text{ kg pirita}} \cdot \frac{90 \text{ g } FeS_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol } FeS_2}{120 \text{ g } FeS_2} \cdot \frac{4 \text{ mol } H_2SO_4}{2 \text{ mol } FeS_2} = 1500 \text{ mol } H_2SO_4$$

Con el primer factor pasamos de kg a g.

Con el segundo factor vemos cuantos g de  $FeS_2$  tenemos en los g de pirita de 90% en peso.

Con el tercer factor, usamos  $M(FeS_2) = 55,8 + 2 \cdot 32,1 = 120 \text{ g/mol}$ , tenemos los moles de  $FeS_2$ .

Con el cuarto factor, usando la estequiometría de las tres reacciones encadenadas, tenemos los moles de  $H_2SO_4$ .

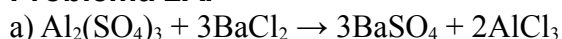
$$1500 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{85 \text{ g obtenidos}}{100 \text{ g teóricos}} = 125077,5 \text{ g } H_2SO_4$$

Con el primer factor, usando  $M(H_2SO_4) = 32,1 + 4 \cdot 16 + 2 = 98,1 \text{ g/mol}$  calculamos g teóricos de  $H_2SO_4$ .

Con el segundo factor, usando el 85% de rendimiento, calculamos los g obtenidos de  $H_2SO_4$

## 2002-Septiembre

### Problema 2A.-



b) Usamos factores de conversión, calculando los moles de  $BaCl_2$  para usarlos luego

$$2 \text{ g } BaSO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{233,4 \text{ g } BaSO_4} \cdot \frac{3 \text{ mol } BaCl_2}{3 \text{ mol } BaSO_4} = 0,00857 \text{ mol } BaCl_2$$

Con primer factor, usando  $M(BaSO_4) = 137,3 + 32,1 + 4 \cdot 16 = 233,4 \text{ g/mol}$ , tenemos los moles de  $BaSO_4$ .

Con el segundo factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de  $BaCl_2$ .

$$0,00857 \text{ mol } BaCl_2 \cdot \frac{208,3 \text{ g } BaCl_2}{1 \text{ mol } BaCl_2} = 1,785 \text{ g } BaCl_2$$

Con el factor, usando  $M(BaCl_2) = 137,3 + 2 \cdot 35,5 = 208,3 \text{ g/mol}$ , tenemos los g de  $BaCl_2$ .

c) % pureza de  $Al_2(SO_4)_3 = (\text{g de } Al_2(SO_4)_3 / \text{g muestra}) \cdot 100$

$$0,00857 \text{ mol } BaCl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3}{3 \text{ mol } BaCl_2} \cdot \frac{342,3 \text{ g } Al_2(SO_4)_3}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3} = 0,978 \text{ g } Al_2(SO_4)_3$$

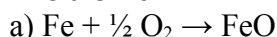
Con primer factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de  $Al_2(SO_4)_3$ .

Con segundo factor, usando  $M(Al_2(SO_4)_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot (32,1 + 4 \cdot 16) = 342,3 \text{ g/mol}$ , tenemos g  $Al_2(SO_4)_3$ .

% pureza de  $Al_2(SO_4)_3 = (0,978 \text{ g} / 1 \text{ g}) \cdot 100 = 97,8 \%$

## 2002-Junio

### Problema 2B.-



Calculamos primero los moles de  $O_2$  para luego obtener a partir de ellos la cantidad de  $FeO$ .

El número de moles de  $O_2$  lo obtenemos utilizando la ley de gases ideales,

$$n_{O_2} = \frac{P_{O_2} \cdot V}{RT} = \frac{P \cdot \chi_{O_2} \cdot V}{RT} = \frac{0,1 \cdot 0,21 \cdot 5}{(0,082 \cdot (273 + 239))} = 0,0025 \text{ mol } O_2$$

$$\text{Usamos factores de conversión } 0,0025 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } FeO}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{71,8 \text{ g } FeO}{1 \text{ mol } FeO} = 0,359 \text{ g } FeO$$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de  $FeO$ .

Con el segundo factor, usando  $M(FeO) = 55,8 + 16 = 71,8 \text{ g/mol}$ , tenemos los g de  $FeO$ .

b) Como todo el oxígeno ha reaccionado, sólo queda  $N_2$ , luego la presión final será la que era presión parcial de  $N_2$ ,  $P_{Final} = P_{N_2} = P \cdot \chi_{N_2} = 0,1 \cdot 0,79 = 0,079 \text{ atm}$

Una manera alternativa de plantearlo es calcular el número de moles totales tras la combustión, y luego la presión total con la ley de gases ideales





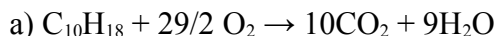
$$n_T = n(O_2) + n(N_2) = 0 + (79/21) \cdot 0,0025 = 0,0094 \text{ mol}$$

$$P = nRT/V = 0,0094 \cdot 0,082 \cdot (273 + 239)/5 = 0,079 \text{ atm}$$

$$c) \frac{n_{N_2}}{n_{O_2}} = \frac{0,79}{0,21}; n_{N_2} = n_{O_2} \cdot \frac{0,79}{0,21} = 0,0025 \cdot \frac{0,79}{0,21}; T = \frac{PV}{n_{N_2} \cdot R} = \frac{0,1 \cdot 5}{0,0025 \cdot \frac{0,79}{0,21} \cdot 0,082} = 648,35 \text{ K}$$

## 2001-Septiembre

### Problema 2B.-



b) Usamos factores de conversión  $276 \text{ g } C_{10}H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{10}H_{18}}{138 \text{ g } C_{10}H_{18}} \cdot \frac{29/2 \text{ mol } O_2}{1 \text{ mol } C_{10}H_{18}} = 29 \text{ mol } O_2$

Con primer factor, usando  $M(C_{10}H_{18}) = 10 \cdot 12 + 18 \cdot 1 = 138 \text{ g/mol}$ , tenemos moles de  $C_{10}H_{18}$ .

Con segundo factor, usando estequiometría de la reacción, tenemos moles de  $O_2$ .

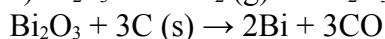
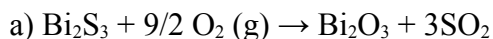
c) Según apartado b necesitamos 29 mol de  $O_2$ , y utilizando la ley de los gases ideales ocupan

$$V = nRT/P = 29 \cdot 0,082 \cdot (273 + 25)/1 = 708,6 \text{ L}$$

Como el 20% en volumen es solamente el de oxígeno, existe un 80% de volumen de aire adicional, luego el volumen de aire total será  $708,6 \text{ L} \cdot 100/20 = 3543 \text{ L}$

## 2001-Modelo

### Problema 2A.-



b) Usamos factores de conversión

$$1 \text{ kg } Bi \cdot \frac{10^3 \text{ g } Bi}{1 \text{ kg } Bi} \cdot \frac{1 \text{ mol } Bi}{209 \text{ g } Bi} \cdot \frac{1 \text{ mol } Bi_2S_3}{2 \text{ mol } Bi} \cdot \frac{514,3 \text{ g } Bi_2S_3}{1 \text{ mol } Bi_2S_3} = 1230 \text{ g } Bi_2S_3$$

Con el primer factor pasamos de kg a g.

Con el segundo factor, usando la masa atómica de Bi, tenemos los moles de Bi.

Con el tercer factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de  $Bi_2S_3$  puro.

Con el cuarto factor, usamos  $M(Bi_2S_3) = 209 \cdot 2 + 32 \cdot 3 = 514,3 \text{ g/mol}$ , tenemos los g de  $Bi_2S_3$  puro.

Como el mineral de partida tiene un 30% de impurezas, tiene un 70% de pureza, luego la masa necesaria de mineral de partida, teniendo en cuenta que enunciado pide en kg, será

$$1230 \text{ g } Bi_2S_3 \text{ puro} \cdot \frac{100 \text{ g mineral}}{70 \text{ g } Bi_2S_3 \text{ puro}} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 1,757 \text{ kg de mineral.}$$

c) De los gases que se producen en las reacciones puede producir lluvia ácida el  $SO_2$ .

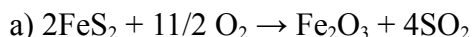
$$1 \text{ kg } Bi \cdot \frac{10^3 \text{ g } Bi}{1 \text{ kg } Bi} \cdot \frac{1 \text{ mol } Bi}{209 \text{ g } Bi} \cdot \frac{3 \text{ mol } SO_2}{2 \text{ mol } Bi} = 7,18 \text{ mol } SO_2$$

Repetimos factores, usando en el último la estequiometría de la reacción.

Utilizando la ecuación de los gases ideales  $V = nRT/P = 7,18 \cdot 0,082 \cdot 273/1 = 160,7 \text{ L}$

## 2000-Modelo

### Problema 2B.-



b) Usamos factores de conversión

$$0,5 \text{ t pirita} \cdot \frac{10^6 \text{ g pirita}}{1 \text{ t pirita}} \cdot \frac{80 \text{ g } FeS_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol } FeS_2}{119,97 \text{ g } FeS_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } FeS_2} = 1667 \text{ mol } Fe_2O_3$$

Con el primer factor pasamos de toneladas a g.

Con el segundo factor obtenemos la cantidad de  $FeS_2$  para una muestra de 80% de pureza.

Con el tercer factor, usando  $M(FeS_2) = 55,85 + 2 \cdot 32,06 = 119,97 \text{ g/mol}$ , tenemos los moles de  $FeS_2$ .

Con el cuarto factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de  $Fe_2O_3$ .

$$1667 \text{ mol } Fe_2O_3 \cdot \frac{159,7 \text{ g } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \cdot \frac{1 \text{ kg } Fe_2O_3}{10^3 \text{ g } Fe_2O_3} = 266,2 \text{ kg } Fe_2O_3$$





Con el primer factor, usando  $M(\text{Fe}_2\text{O}_3)=2 \cdot 55,85+3 \cdot 16=159,7 \text{ g/mol}$ , tenemos los g de  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

Con el segundo factor pasamos de g a kg.

$$c) \quad 1667 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{11/2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 9168,5 \text{ mol O}_2$$

Con el factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de  $\text{O}_2$ .

Utilizando la ley de los gases ideales esos moles de  $\text{O}_2$  ocuparán  $V=nRT/P=$

$$9168,5 \cdot 0,082 \cdot 273/1=205246 \text{ L}$$

(No se da en el enunciado R, se podría haber considerado que cada mol en condiciones normales ocupa 22,4 L, y se obtendría un resultado similar 205374 L)

Como el 21% en volumen es solamente el de oxígeno, existe un 79% de volumen de aire adicional, luego el volumen de aire total será  $205385 \text{ L} \cdot 100/21=978024 \text{ L}$

