



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.

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 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 CaCO_3 tenemos en 15 g de calcita con un 98 % en peso
Con el segundo factor, usando $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$ g/mol, tenemos los moles de 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 H_2SO_4 .
Con el segundo factor, usando $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98$ g/mol, tenemos los g de H_2SO_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 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 CO_2 .
Con el segundo factor, usando la ley de los gases ideales $V = nRT/P$, obtenemos el volumen de CO_2 .

d) Partimos de los moles de 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 CaSO_4 .
Con el segundo factor, usando $M(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136$ g/mol, obtenemos los g de CaSO_4 .

2009-Modelo

Problema 2B.-



b) Usamos factores de conversión para calcular el número de moles de 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 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 Fe_3O_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 $M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3 \cdot 55,8 + 4 \cdot 16 = 231,4$ g/mol, tenemos los g de Fe_3O_4 .





d) Usamos factores de conversión para calcular el número de moles de H₂O necesarios

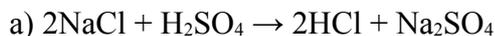
$$3 \text{ mol Fe} \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{3 \text{ mol Fe}} = 4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Usamos como único factor la estequiometría de la reacción

$$V = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{4 \cdot 0,082 \cdot (273+127)}{10} = 13,12 \text{ L}$$

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 $M(\text{HCl})=1+35,5=36,5$ g/mol, tenemos los moles de HCl puro.

$$958,9 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 90\%}{90 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 52207 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ al } 90\%$$

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de H₂SO₄.

Con el segundo factor, usando $M(\text{H}_2\text{SO}_4)=2+32+4 \cdot 16=98$ g/mol, tenemos los g de H₂SO₄ puro.

Con el tercer factor, vemos cuantos g de H₂SO₄ al 90% contienen los g de H₂SO₄ puro anteriores

Como se pide el resultado en kg, necesitaremos 52,2 kg de H₂SO₄ al 90%.

c) Usamos factores de conversión

$$1 \text{ Tm Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ Tm Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 823944 \text{ g NaCl}$$

Con el primer factor convertimos de Tm a g.

Con el segundo factor, usando $M(\text{Na}_2\text{SO}_4)=2 \cdot 23+32+4 \cdot 16=142$ g/mol, tenemos los moles Na₂SO₄

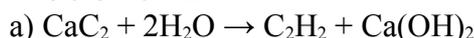
Con el tercer factor, usando la estequiometría de la reacción, obtenemos los moles de NaCl.

Con el cuarto factor, usando $M(\text{NaCl})=23+35,5=58,5$ 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: CaC₂ está bien formulado, aunque pensemos en Ca₂C 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

$$200 \text{ g CaC}_2 \cdot \frac{85 \text{ g CaC}_2 \text{ puro}}{100 \text{ g CaC}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaC}_2 \text{ puro}}{64 \text{ g CaC}_2 \text{ puro}} \cdot \frac{1 \text{ mol acetileno}}{1 \text{ CaC}_2 \text{ puro}} = 2,66 \text{ mol acetileno}$$

Con el primer factor, vemos cuantos g de CaC₂ puro tenemos en los g de CaC₂ de 85% en peso.

Con el segundo factor, usando $M(\text{CaC}_2)=40+2 \cdot 12=64$ g/mol, tenemos los moles de CaC₂ puro.

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

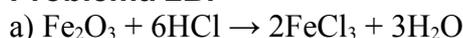
$$2,66 \text{ mol acetileno} \cdot \frac{26 \text{ g acetileno}}{1 \text{ mol acetileno}} = 69,2 \text{ g acetileno}$$

Con el factor, usando $M(\text{C}_2\text{H}_2) = 2 \cdot 12 + 2 \cdot 1 = 26$ 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 Fe₂O₃ 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 cm³ 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(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 Fe₂O₃.

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

Con el factor, usando M(Fe₂O₃)= 2·55,8 + 3·16 = 159,6 g/mol, calculamos los g de Fe₂O₃.

La pureza será 3,03/5 = 60,6 %

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

Con el primer factor, usando la estequiometría de la reacción, calculamos los moles de FeCl₃.

Con el segundo factor, usando M(FeCl₃)= 55,8 + 3·35,5 = 162,3 g/mol, calculamos los g de FeCl₃.

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 O₂, N₂ 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 O₂.

Nota: el enunciado indica porcentajes en la composición del aire: 80% N₂, 20% O₂; se debe sobreentender que es porcentaje en volumen y en número de moles, no porcentaje en masa.

$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{\frac{0,80}{0,20} \cdot n_{O_2}}{n_{\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{4 \cdot 0,5}{0,1 + 0,5 + 4 \cdot 0,5} = 0,77$$

Después de la combustión: sólo tenemos en el aire CO₂, H₂O y N₂, siendo el número de moles de N₂ el mismo ya que no han reaccionado.

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

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

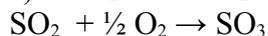
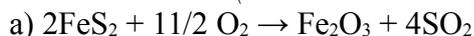
$$\chi_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_T} = \frac{2}{n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{N_2}} = \frac{2}{0,3 + 0,4 + 2} = 0,74$$

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

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

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 .

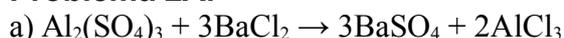
$$1500 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{85 \text{ g obtenidos}}{100 \text{ g teóricos}} = 125077,5 \text{ g } H_2SO_4$$

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

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

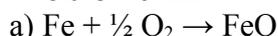
Con primer factor, usando la estequiometría de la reacción, tenemos los moles de $Al_2(SO_4)_3$.

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





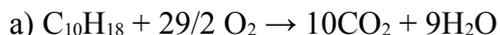
$$n_T = n(O_2) + n(N_2) = 0 + (79/21) \cdot 0,0025 = 0,0094 \text{ mol}$$

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

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

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 .

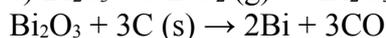
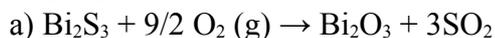
c) Según apartado b necesitamos 29 mol de O_2 , y utilizando la ley de los gases ideales ocupan

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

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 $M(\text{Fe}_2\text{O}_3)=2\cdot 55,85+3\cdot 16=159,7$ g/mol, tenemos los g de Fe_2O_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 O_2 .

Utilizando la ley de los gases ideales esos moles de 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 $205385 \text{ L} \cdot 100/21=978024 \text{ L}$

