

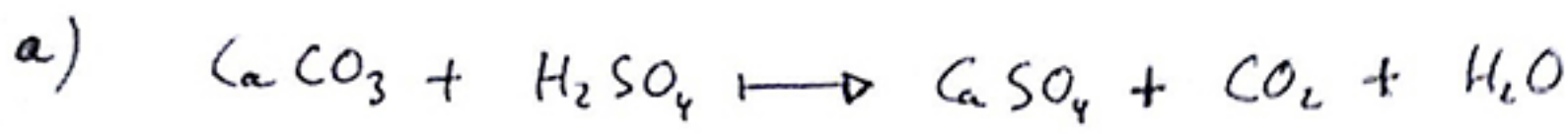
NOMBRE: _____

- Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98% en peso de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 96% y densidad $1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$, formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.
 - Formule y ajuste la reacción que ocurre. (1 puntos)
 - ¿Qué volumen de (disolución) ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita? (3 puntos)
 - ¿Cuántos litros de CO_2 se desprenderán, medidos a 1 atm y 25°C ? (3 puntos)
 - ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción? (3 puntos)
- La tostación de la pirita (FeS_2) se produce, en presencia de oxígeno, dando como productos el óxido de hierro(III) y el dióxido de azufre.
 - Escriba la reacción ajustada. (1 puntos)
 - ¿Cuántos kilogramos de óxido de Fe(III) se obtienen al tratar media tonelada de una pirita del 80% de riqueza en FeS_2 ? (4 puntos)
 - ¿Qué volumen de aire medido en C.N. se necesita para tostar dicha cantidad de pirita sabiendo que el aire contiene un 21 % en volumen de O_2 ? (Suponga que el resto de los componentes de la pirita no consumen oxígeno). (4 puntos)
- Calcular la concentración en g/L y la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico del 44,17% y $d = 1,34 \text{ g/mL}$. (5 puntos)
 - ¿Cuántos mL de la disolución anterior se precisan para preparar 500 mL de otra disolución 0,5 M de ácido? Indica como procederías en el laboratorio para prepararla. (5 puntos)

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

$M(\text{O}) = 16$; $M(\text{C}) = 12$; $M(\text{Ca}) = 40$; $M(\text{H}) = 1$; $M(\text{S}) = 32$; $M(\text{Fe}) = 56$; $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

① 15g calcita (98% CaCO_3) + ¿ V_A ? $\left(\text{H}_2\text{SO}_4 \left\{ \begin{array}{l} \rho = 1,84 \text{ g/cm}^3 \\ 96\% \end{array} \right. \right) \rightarrow \text{dis. A.}$



b) ¿ V_A ? $M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g dis. A.}}{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ dis. A.}}{1,84 \text{ g dis. A.}} =$$

$$\approx \boxed{8,156 \text{ cm}^3 \text{ disolución de H}_2\text{SO}_4}$$

c) ¿ V_{CO_2} ? $P = 1 \text{ atm}$
 $T = 273 + 25 = 298 \text{ K}$

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_2} = n_{\text{CO}_2} = 0$$

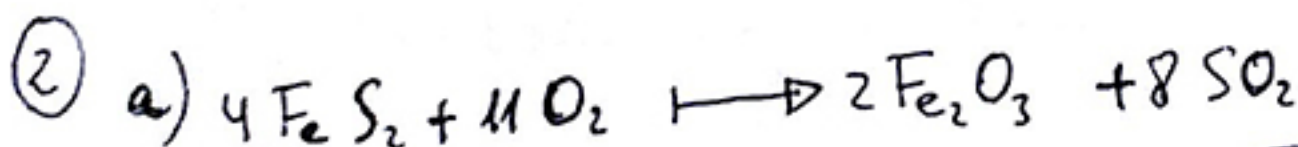
$$\Rightarrow n_{\text{CO}_2} = 0,147 \text{ mol CO}_2 \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,147 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 3,59 \text{ L}$$

$$\Rightarrow \boxed{V_{\text{CO}_2} \approx 3,59 \text{ L CO}_2}$$

d) Voy a partir de los 0,147 mol CO_2 para calcular $m(\text{CaSO}_4)$:

Nota: $M(\text{CaSO}_4) = 40 + 32 + 4 \cdot 16 = 136 \text{ g/mol}$

$$0,147 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{136 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} \approx \boxed{20 \text{ g CaSO}_4}$$



b) ¿Kg Fe_2O_3 ? a partir de 500 kg pirita (80% FeS_2) = $5 \cdot 10^5 \text{ g pirita}$

$M(\text{FeS}_2) = 56 + 2 \cdot 32 = 120 \text{ g/mol}$

$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol}$

$$5 \cdot 10^5 \text{ g pirita} \cdot \frac{80 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{120 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} \approx 266666,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$\approx \boxed{266,7 \text{ Kg Fe}_2\text{O}_3}$$

c) ¿Vaire?

$$5 \cdot 10^5 \text{ g pirita} \cdot \frac{80 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{120 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{11 \text{ mol O}_2}{4 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2 \text{ c.N.}} =$$

$$\approx 205333,3 \text{ L O}_2 \text{ en c.N.} = V_{\text{O}_2}$$

$$\text{Como } \frac{21}{100} V_{\text{aire}} = V_{\text{O}_2} \Rightarrow V_{\text{aire}} = \frac{V_{\text{O}_2} \cdot 100}{21} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \boxed{V_{\text{aire}} = \frac{205333,3 \cdot 100}{21} \approx 977777,7 \text{ L aire}}$$

③ a) ¿c(g/L)? ¿M? Disolución H₂SO₄ $\left\{ \begin{array}{l} 44,17\% \\ \rho = 1,34 \text{ g/ml} \end{array} \right.$

Partemos de 1 litro (= 1000 ml) de la disolución:

$$1000 \text{ ml dis.} \cdot \frac{1,34 \text{ g dis.}}{1 \text{ ml dis.}} \cdot \frac{44,17 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g dis.}} = 591,878 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{luego } \boxed{c(\text{g/L}) = 591,878 \text{ g/L}}$$

$$\text{Como } M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol} \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{Molaridad: } \boxed{M = \frac{591,878 \text{ g}}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \approx 6,04 \text{ mol/L}}$$

$$\boxed{6,04 \text{ M}}$$

b) $\left\{ \begin{array}{l} \text{H}_2\text{SO}_4 \\ 500 \text{ ml} \\ 0,5 \text{ M} \\ \text{dis. 2} \end{array} \right. \rightarrow 0,5 \text{ L dis. 2} \cdot \frac{0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis. 2}} \cdot \frac{1 \text{ L dis. 1}}{6,04 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1000 \text{ ml dis. 1}}{1 \text{ L dis. 1}} =$

$$= \boxed{41,39 \text{ ml de la disolución 1 (disolución concentrada) } 6,04 \text{ M}}$$

Procedimiento: Pipeteamos 41,39 ml de la disolución concentrada y la vertemos en un matraz de 500 ml. Añadimos agua, mientras agitamos, hasta completar el volumen de 500 ml. Ya tenemos preparada nuestra nueva disolución de H₂SO₄ 0,5 M.