

NOMBRE: _____

1. Tenemos una disolución de ácido nítrico (HNO_3) 6,97 M y densidad 1,22 g/mL.
 - a. Calcule la concentración de la misma en tanto por ciento en masa. (2 puntos)
 - b. Calcule la molalidad y la fracción molar de la misma. (2 puntos)
 - c. ¿Qué volumen de ese ácido debemos tomar para preparar 0,5 L de disolución 0,25 M?
Explica cómo procederías en el laboratorio para preparar dicha disolución. (2 puntos)

Masas atómicas (u): H = 1; N = 14; O = 16

2. Al tratar 5 g de galena, mineral rico en sulfuro de plomo(II), con ácido sulfúrico, se obtienen 410 mL de sulfuro de hidrógeno gaseoso, medidos en condiciones normales. (También se obtiene como producto sulfato de plomo(II)).

- a. Expresa la reacción ajustada. (0,5 puntos)
- b. Calcula la riqueza en sulfuro de plomo(II) de la galena. (3 puntos)

Masas atómicas (u): H = 1; S = 32; O = 16; Pb = 207

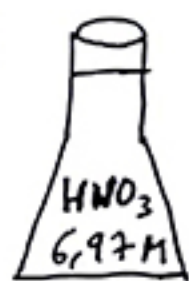
3. El ácido clorhídrico se obtiene industrialmente calentando cloruro de sodio con ácido sulfúrico concentrado. Además, se produce sulfato de sodio.

En un reactor se vierten 120 kg de cloruro de sodio con 34 L de ácido sulfúrico concentrado, de 90 % en masa y 1,81 g/mL de densidad.

- a. Formule y ajuste la reacción que tiene lugar. (0,5 puntos)
- b. ¿Cuántos litros de ácido clorhídrico concentrado 11,3 M, se obtendrá? (4 puntos)

Masas atómicas (u): H = 1; S = 32; O = 16; Na = 23; Cl = 35,5.

①



$$\rho = 1,22 \text{ g/ml} = 1220 \text{ g/L}$$

a) ¿% masa?

$$\text{Masa molar: } M(\text{HNO}_3) = 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 63 \text{ g/mol}$$

Vamos a proceder a calcular el % masa con factores de conversión:

$$\% \text{ masa} = \frac{6,97 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{1220 \text{ g disolución}} \cdot \frac{63 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot 100 \approx 36\%$$

b) ¿m? ¿ χ_s ?

En 100 g de disolución $\left\{ \begin{array}{l} 36 \text{ g HNO}_3 \text{ (soluto)} \\ 64 \text{ g H}_2\text{O} \text{ (disolvente)} \end{array} \right\} \rightarrow$

$$\rightarrow m = \frac{36 \text{ g HNO}_3}{64 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 8,9 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = \underline{8,9 \text{ m}}$$

La masa molar del disolvente: $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$

Moles de soluto y disolvente:

$$\left. \begin{array}{l} n_s = 36 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63 \text{ g HNO}_3} = 0,57 \text{ mol HNO}_3 \\ n_d = 64 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 3,5 \text{ mol H}_2\text{O} \end{array} \right\} \rightarrow$$

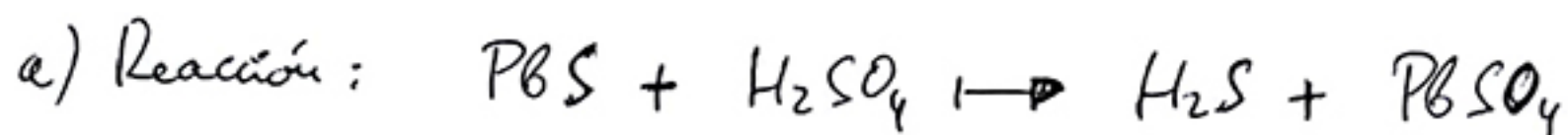
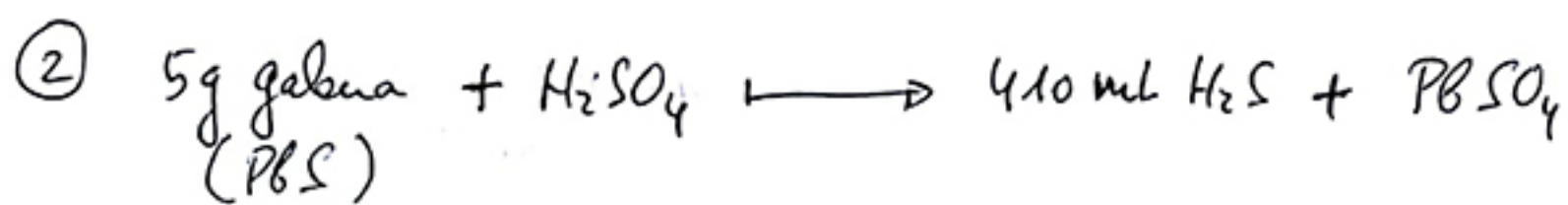
$$\rightarrow \chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,57}{0,57 + 3,5} = \underline{0,138}$$

c) ¿ V_d ?

0,5 L disolución 2
0,25 M.

$$\text{Veamos: } \left[0,5 \text{ L dis. 2} \cdot \frac{0,25 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L dis. 2}} \cdot \frac{1 \text{ L dis. 1}}{6,97 \text{ mol dis. 1}} = 0,0179 \text{ L} = \underline{17,9 \text{ ml disolución 1}} \right]$$

* Con una pipeta, por ejemplo, extraemos 17,9 ml de nuestra disolución inicial concentrada. Vertemos este volumen en un recipiente (un tarro por ejemplo) de 0,5 litros de volumen. Añadimos agua hasta completar el volumen (agitando). Ya tenemos nuestra disolución diluida.



b) "Partemos de los 410 ml H_2S obtenidos, y calculamos los gramos de PbS que han reaccionado".

- Masa molar: $M(\text{PbS}) = 207 + 32 = 239 \text{ g/mol}$

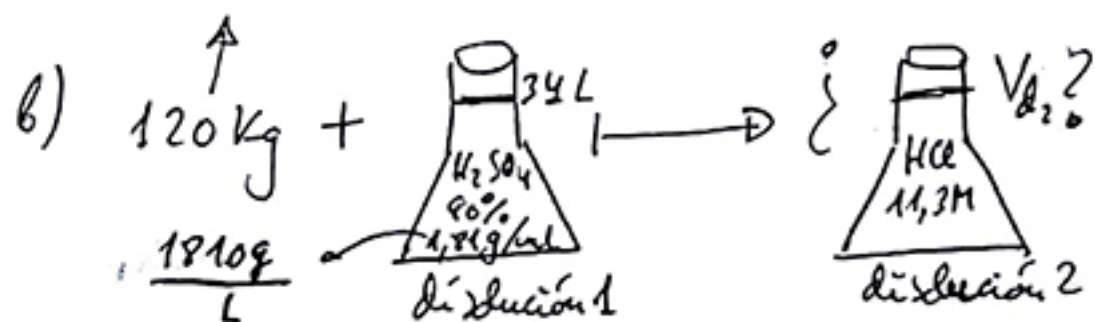
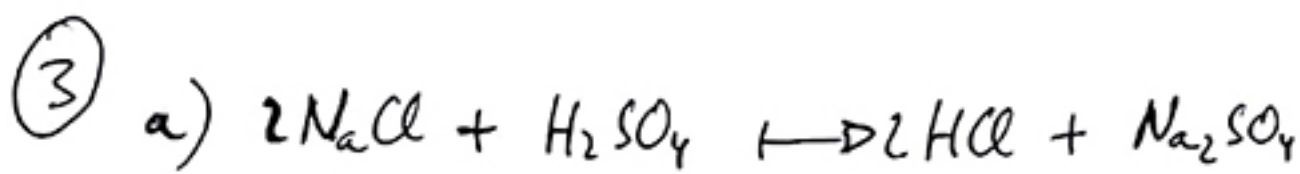
- N° moles H_2S en C.N: $PV = nRT \longrightarrow$

$$\longrightarrow n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 0,41}{0,082 \cdot 273} = \underline{\underline{0,0183 \text{ mol H}_2\text{S}}}$$

Veamos: $0,0183 \text{ mol H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{239 \text{ g PbS}}{1 \text{ mol PbS}} = 4,37 \text{ g PbS}$

* Por tanto la riqueza de la galena en PbS será:

$$\boxed{r = \frac{4,37 \text{ g}}{5 \text{ g}} \times 100 = 87,4 \%}$$



• Antes de ver que obtenemos, vamos a calcular quién es el limitante, para, a partir de él, hacer los cálculos.

Masas molares: $M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$

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

• Sabemos que la estequiometría nos dice que 2 mol NaCl reaccionan con 1 mol H_2SO_4 . Calculamos los moles que tenemos de ambos reactivos:

$$\boxed{\text{NaCl}} : 120000 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 2051,3 \text{ mol NaCl}$$

$$\boxed{\text{H}_2\text{SO}_4} : 34 \text{ L dis. 1} \cdot \frac{1810 \text{ g dis. 1}}{1 \text{ L dis. 1}} \cdot \frac{90 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g dis. 1}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 565,16 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como la proporción es 2:1, está claro que el limitante es el ácido sulfúrico. Partimos de él para calcular los litros de disolución de HCl concentrado, 11,3 M, que se obtendrán: (dis. 2)

$$565,16 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ L dis. 2}}{11,3 \text{ mol HCl}} \approx \boxed{100 \text{ L disolución HCl, 11,3 M}}$$