

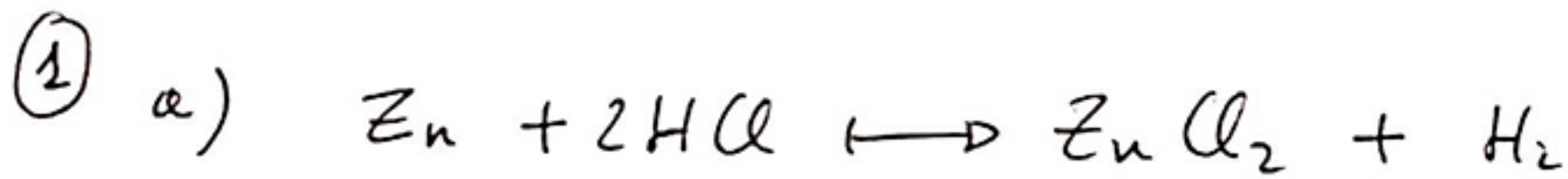
NOMBRE: _____

1. Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1,18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc.
 - a. Expresa la reacción ajustada. (1 punto)
 - b. Calcule el porcentaje de cinc en la muestra. (4 puntos)
 - c. Calcule el volumen de hidrógeno que se obtuvo medido en condiciones normales. (3 puntos)

2. La etiqueta de un frasco de ácido sulfúrico del laboratorio tiene las siguientes indicaciones: 93% en masa y densidad igual a 1,83 g/cm³.
 - a. Calcula la concentración molar, la molalidad y la fracción molar del ácido. (4 puntos)
 - b. Explica como prepararías 250 mL de una disolución 0,8 M de ácido sulfúrico, a partir de la disolución anterior. (4 puntos)

Datos necesarios para resolver los ejercicios:

H = 1; O = 16; S = 32; Cl = 35,5; Zn = 65,4; R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹



b) 50 g muestra (Zn)

126 ml disolución HCl
 $d = 1,18 \text{ g/ml}$; 37%

Masas molares:

$$M(Zn) = 65,4 \text{ g/mol}$$

$$M(HCl) = 1 + 35,5 = 36,5 \text{ g/mol}$$

Veamos:

$$126 \text{ ml dis.} \cdot \frac{1,18 \text{ g dis.}}{1 \text{ ml dis.}} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \approx 49,28 \text{ g Zn puro}$$

$$\% \text{ muestra} = \frac{49,28 \text{ g puro}}{50 \text{ g muestra}} \times 100 = \boxed{98,56\%}$$

c) ¿V_{H₂}? en C.N.:

$$49,28 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = \boxed{16,88 \text{ L H}_2}$$

② H_2SO_4
 93%
 $d = 1,83 \text{ g/cm}^3$

a) M? m? X_s ; $M(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol}$

Tomemos 1 L de disolución = 1000 ml disolución:

$$\bullet 1000 \text{ ml dis.} \cdot \frac{1,83 \text{ g dis.}}{1 \text{ ml dis.}} \cdot \frac{93 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \approx 17,37 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow$$

$$\Rightarrow \text{Por tanto la molaridad es: } \boxed{M = 17,37 \text{ mol/L} = 17,37 \text{ M}}$$

$$\bullet \text{ En } 100 \text{ g disolución} \Rightarrow \begin{cases} 93 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow n_s = 93 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \approx 0,95 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \\ 7 \text{ g H}_2\text{O} \Rightarrow n_d = 7 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} \approx 0,39 \text{ mol H}_2\text{O} \end{cases}$$

($M(H_2O) = 18 \text{ g/mol}$)

$$\text{En } 1000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{93 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{7 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 135,57 \text{ mol} \Rightarrow \boxed{m = 135,57 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}}$$

$$\boxed{X_{\text{ácido}} = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{0,95}{0,95 + 0,39} \approx 0,71}$$

2

b) $\boxed{250 \text{ mL disolución 2 (H}_2\text{SO}_4)$
 $0,8 \text{ M}$ \Rightarrow

\Rightarrow Veamos el n^o moles H₂SO₄ que necesitamos:

$$0,25 \text{ L dis. 2} \cdot \frac{0,8 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L dis. 2}} = 0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Que tendremos}$$

que extraído de la disolución concentrada anterior (17,37 M).

- Veamos en qué volumen hay 0,2 mol H₂SO₄:

$$0,2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L dis. 1}}{17,37 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \approx 0,0115 \text{ L dis. 1} = \boxed{11,5 \text{ mL dis. 1}}$$

Procedimiento:

Mediante una pipeta extraemos de la 1^a disolución concentrada 11,5 mL, y lo echamos en un matraz de 250 mL. Luego vamos añadiendo agua destilada hasta completar dicho volumen (agitando en todo momento).

Ya tenemos preparada nuestra disolución diluida:
250 mL de disolución 0,8 M.