

NOMBRE: \_\_\_\_\_

1. Calcula:

- Un lingote de oro tiene una masa de 1 kg, y su precio es de 50919,1 euros, calcula la masa y el precio de  $2 \cdot 10^{24}$  átomos de oro. Dato:  $M(\text{Au}) = 196,97 \text{ u}$ . (1 punto)
- El aire que está contenido en un recipiente de  $20 \text{ m}^3$  se encuentra a  $18 \text{ }^\circ\text{C}$ , y ejerce una presión de 1,04 atm. Si se duplica el valor de la temperatura y se reduce la presión a la mitad, ¿qué volumen tendrá ahora el recipiente? (1 punto)

2. Se dispone de ácido clorhídrico, de densidad  $1,19 \text{ g/mL}$  y que contiene 35% en peso de cloruro de hidrógeno. Una muestra impura de 60 g de zinc metal reacciona exactamente con 140 mL de dicha disolución ácida según el proceso sin ajustar:  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

- Ajusta la ecuación química. (0,25 puntos)
- Calcula la molaridad y la molalidad de la disolución de ácido clorhídrico. (1 punto)
- Calcula la pureza en zinc de la muestra. (1,5 puntos)
- ¿Qué volumen de hidrógeno se obtendrá medidos a 700 mmHg y a  $50 \text{ }^\circ\text{C}$ ? (1,5 puntos)
- Determina la molaridad de una disolución preparada al diluir 10 mL de la disolución de ácido anterior hasta formar 250 mL de disolución. (0,75 puntos)

Masas atómicas (u): O = 16; Cl = 35,5; H = 1; Zn = 65,4.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

3. Introducimos en un matraz 40 gramos de óxido de aluminio y se añaden 100 mL de ácido sulfúrico concentrado 15 M. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



- ¿Quién es el reactivo limitante, quién el que está en exceso? Calcula los gramos de reactivo no consumido. (1,5 puntos)
- Si el agua que se produce se recoge a temperatura ambiente en forma líquida. ¿Qué volumen de agua se habrá recogido? (1,5 puntos)

Datos:  $d_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$ ; Masas atómicas (u): Al = 27 ; H = 1; O = 16; S = 32.

1. Calcula:

- a) Un lingote de oro tiene una masa de 1 kg, y su precio es de 50919,1 euros, calcula la masa y el precio de  $2 \cdot 10^{24}$  átomos de oro. Dato:  $M(\text{Au}) = 196,97 \text{ u}$ . (1 punto)
- b) El aire que está contenido en un recipiente de  $20 \text{ m}^3$  se encuentra a  $18^\circ\text{C}$ , y ejerce una presión de  $1,04 \text{ atm}$ . Si se duplica el valor de la temperatura y se reduce la presión a la mitad, ¿qué volumen tendrá ahora el recipiente? (1 punto)

$$a) \quad 2 \cdot 10^{24} \text{ átomos Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au}} \cdot \frac{196,97 \text{ g Au}}{1 \text{ mol Au}} \approx 654,17 \text{ g Au} \rightarrow$$

$$\rightarrow \text{Masa: } \boxed{m = 654,17 \text{ g Au}}$$

Precio del trozo de oro:

$$654,17 \text{ g Au} \cdot \frac{50919,1 \text{ €}}{1000 \text{ g Au}} = \boxed{33309,75 \text{ €}}$$

$$b) \quad \text{Estado 1: } V_1 = 20 \text{ m}^3; P_1 = 1,04 \text{ atm}; T_1 = 18 + 273 = 291 \text{ K}$$

$$\text{Estado 2: } V_2 = ?; P_2 = \frac{1,04}{2} = 0,52 \text{ atm}; T_2 = 291 \cdot 2 = 582 \text{ K}$$

$$\text{Aplicamos la ecuación de Clapeyron: } \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{1,04 \text{ atm} \cdot 20 \text{ m}^3}{291 \text{ K}} = \frac{0,52 \text{ atm} \cdot V_2}{582 \text{ K}} \rightarrow V_2 = \frac{582 \cdot 1,04 \cdot 20}{291 \cdot 0,52} \rightarrow$$

$$\rightarrow \boxed{V_2 = 80 \text{ m}^3}$$

2. Se dispone de ácido clorhídrico, de densidad 1,19 g/mL y que contiene 35% en peso de cloruro de hidrógeno. Una muestra impura de 60 g de zinc metal reacciona exactamente con 140 mL de dicha disolución ácida según el proceso sin ajustar:  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

- Ajusta la ecuación química. (0,25 puntos)
  - Calcula la molaridad y la molalidad de la disolución de ácido clorhídrico. (1 punto)
  - Calcula la pureza en zinc de la muestra. (1,5 puntos)
  - ¿Qué volumen de hidrógeno se obtendrá medidos a 700 mmHg y a 50 °C? (1,5 puntos)
  - Determina la molaridad de una disolución preparada al diluir 10 mL de la disolución de ácido anterior hasta formar 250 mL de disolución. (0,75 puntos)
- Masas atómicas (u): O = 16; Cl = 35,5; H = 1; Zn = 65,4. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>



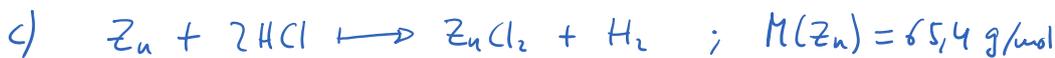
b) Disolución: HCl; 35% masa;  $d = 1,19 \text{ g/ml} = 1190 \text{ g/l}$

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

Molaridad:  $M = \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1190 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} \approx 11,41 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 11,41 \text{ M}$

Molalidad: En 100g de disolución  $\left\{ \begin{array}{l} 35 \text{ g HCl} \leftarrow \text{solute} \\ 65 \text{ g H}_2\text{O} \leftarrow \text{disolvente} \end{array} \right\}$

$$m = \frac{35 \text{ g HCl}}{65 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \approx 14,75 \frac{\text{mol}}{\text{kg}} = 14,75 \text{ m}$$



60g Zn impuro + 140ml disolución

Veamos los gramos de Zn puros que reaccionan con esos 140ml de disolución de HCl:

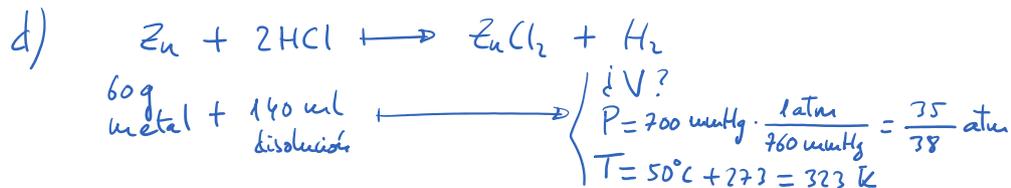
$$0,14 \text{ L disolución} \cdot \frac{11,41 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} \approx 52,23 \text{ g Zn puros}$$

Por tanto, el porcentaje de pureza en Zn del metal será:

$$\% \text{ pureza} = \frac{52,23 \text{ g Zn puro}}{60 \text{ g metal}} \cdot 100 = 87,05 \%$$

2. Se dispone de ácido clorhídrico, de densidad 1,19 g/mL y que contiene 35% en peso de cloruro de hidrógeno. Una muestra impura de 60 g de zinc metal reacciona exactamente con 140 mL de dicha disolución ácida según el proceso sin ajustar:  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

- Ajusta la ecuación química. (0,25 puntos)
  - Calcula la molaridad y la molalidad de la disolución de ácido clorhídrico. (1 punto)
  - Calcula la pureza en zinc de la muestra. (1,5 puntos)
  - ¿Qué volumen de hidrógeno se obtendrá medidos a 700 mmHg y a 50 °C? (1,5 puntos)
  - Determina la molaridad de una disolución preparada al diluir 10 mL de la disolución de ácido anterior hasta formar 250 mL de disolución. (0,75 puntos)
- Masas atómicas (u): O = 16; Cl = 35,5; H = 1; Zn = 65,4. R = 0,082 atm·L·mol<sup>-1</sup>·K<sup>-1</sup>



Veamos el número de moles de H<sub>2</sub> que se obtienen:

$$0,14 \text{ L disolución} \cdot \frac{11,41 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cong 0,7987 \text{ mol H}_2$$

Aplicamos la ley de los gases ideales:  $PV = nRT \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} \rightarrow$

$$\rightarrow V = \frac{0,7987 \cdot 0,082 \cdot 323}{35/38} \rightarrow \boxed{V = 22,97 \text{ L H}_2}$$

e)

Disolución 1 (concentrada):	Disolución 2 (diluida):
$V_1 = 10 \text{ mL}$	$V_2 = 250 \text{ mL}$
$M_1 = 11,41 \text{ M}$	$M_2 = ?$

Se cumple que:  $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2 \rightarrow M_2 = \frac{M_1 \cdot V_1}{V_2} = \frac{11,41 \text{ M} \cdot 10 \text{ mL}}{250 \text{ mL}} \rightarrow$

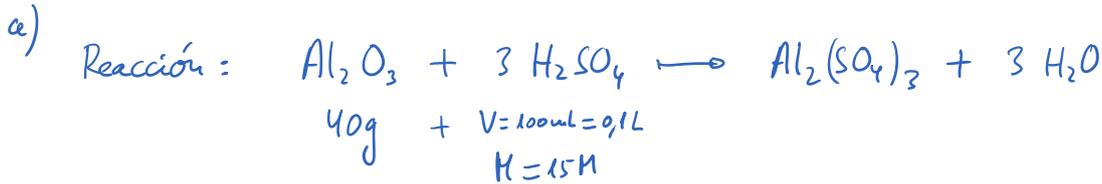
$$\rightarrow \boxed{M_2 = 0,456 \text{ M}}$$

3. Introducimos en un matraz 40 gramos de óxido de aluminio y se añaden 100 mL de ácido sulfúrico concentrado 15 M. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



- a) ¿Quién es el reactivo limitante, quién el que está en exceso? Calcula los gramos de reactivo no consumido. (1,5 puntos)  
 b) Si el agua que se produce se recoge a temperatura ambiente en forma líquida. ¿Qué volumen de agua se habrá recogido? (1,5 puntos)

Datos:  $d_{\text{agua}} = 1 \text{ g/mL}$ ; Masas atómicas (u): Al = 27 ; H = 1; O = 16; S = 32.



Masas molares de los reactivos:

$$\left\{ \begin{array}{l} M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol} \\ M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

Según la reacción, 1 mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  reacciona con 3 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . (Proporción  $\frac{3}{1} = 3$ )  
 Vamos a calcular los moles de cada reactivo que hay inicialmente:

$$40 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3} = 0,392 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

$$0,1 \text{ L dis.} \cdot \frac{15 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} = 1,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Proporción:

$$\frac{1,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{0,392 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \cong 3,83 > 3 \rightarrow$$

el limitante será el  $\text{Al}_2\text{O}_3$  y el  $\text{H}_2\text{SO}_4$  estará en exceso.

Veamos:

$$0,392 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 1,176 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ reaccionará con } 0,392 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3.$$

$$\text{Quedarán sin reaccionar: } 1,5 - 1,176 = 0,324 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,324 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 31,752 \text{ g H}_2\text{SO}_4, \text{ quedarán sin reaccionar}$$

- b) Masa molar del agua:  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$  ;  $d_{\text{agua}} = 1 \text{ g/ml}$   
 Con factores de conversión calculamos el Volumen de agua obtenido:

$$0,392 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{1 \text{ g H}_2\text{O}} = 21,168 \text{ mL H}_2\text{O}$$