

NOMBRE: _____

1. Se disuelven 180 g de sosa cáustica (NaOH) en 800 g de agua. La densidad de la disolución, a 20°C resulta ser de 1,340 g/cm³. Calcula la concentración de la disolución en:
 - a) Tanto por ciento en masa. (0,5 p)
 - b) Gramos por litro. (0,5 p)
 - c) Fracción molar. (0,5 p)Datos: Masas(u): Na =23; O = 16; H = 1.

2. Se dispone de ácido clorhídrico comercial del 37,5 % y densidad 1,19 g/cm³.
 - a) Calcular la molaridad de dicho ácido comercial. (0,5 p)
 - b) Calcular la molalidad de dicho ácido comercial. (0,5 p)
 - c) Queremos preparar 500 mL de disolución de ácido clorhídrico HCl 0,75 M, a partir del ácido comercial anterior. Calcula qué volumen del mismo debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución. (Se suponen los volúmenes aditivos). (0,5 p)Datos: Masas(u): H = 1; Cl = 35,5.

3. Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en masa de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 63 % y 1,7 g/cm³ de densidad, formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.
 - a) Formule y ajuste la reacción que ocurre. (0,5 p)
 - b) ¿Qué volumen de (la disolución de) ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita? (1,5 p)
 - c) ¿Cuántos litros de CO₂ se desprenderán, medidos a 1 atm y 25 °C? (1 p)
 - d) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción? (1 p)Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masas atómicas(u): H=1; C = 12; O = 16; S = 32 y Ca = 40

4. Una muestra impura de óxido de hierro(III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de concentración 11,4 M.
 - a) Escriba y ajuste la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro(III) y agua. (0,5 p)
 - b) Calcule la pureza del óxido de hierro(III) si 5 gramos de este compuesto impuro reaccionan exactamente con 10 cm³ del ácido. (1,5 p)
 - c) Si nos dicen que el rendimiento de la reacción es del 85 %, ¿qué masa de cloruro de hierro(III) se obtendrá? (1 p)Datos. Masas atómicas(u): Fe = 56; O = 16; H = 1; Cl = 35,5.

1. Se disuelven 180 g de sosa cáustica (NaOH) en 800 g de agua. La densidad de la disolución, a 20°C resulta ser de 1,340 g/cm³. Calcula la concentración de la disolución en:
- Tanto por ciento en masa. (0,5 p)
 - Gramos por litro. (0,5 p)
 - Fracción molar. (0,5 p)
- Datos: Masas(u): Na = 23; O = 16; H = 1.

Datos: Soluto: 180 g NaOH } (+) Disolución: 980 g ; d = 1,34 g/mL
Disolvente: 800 g H₂O

a) ¿% masa?

$$\% \text{ masa} = \frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 = \frac{180 \text{ g NaOH}}{980 \text{ g disolución}} \cdot 100 \cong 18,37 \% \text{ en masa}$$

b) ¿c(g/L)?

$$\frac{180 \text{ g NaOH}}{980 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1,34 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cong 246,12 \text{ g/L}$$

c) Fracción molar de soluto: ¿X_s?

Masas molares: M(NaOH) = 23 + 16 + 1 = 40 g/mol ; M(H₂O) = 2·1 + 16 = 18 g/mol

Moles de soluto y disolvente en la disolución:

$$\left. \begin{aligned} n_s(\text{NaOH}) &= 180 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{40 \text{ g}} = 4,5 \text{ mol NaOH} \\ n_d(\text{H}_2\text{O}) &= 800 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{18 \text{ g}} = 44,4 \text{ mol H}_2\text{O} \end{aligned} \right\} \rightarrow$$

$$\rightarrow X_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{4,5}{4,5 + 44,4} \rightarrow X_s \cong 0,092$$

2. Se dispone de ácido clorhídrico comercial del 37,5 % y densidad 1,19 g/cm³.
- Calcular la molaridad de dicho ácido comercial. (0,5 p)
 - Calcular la molalidad de dicho ácido comercial. (0,5 p)
 - Queremos preparar 500 mL de disolución de ácido clorhídrico HCl 0,75 M, a partir del ácido comercial anterior. Calcula qué volumen del mismo debemos añadir al matraz aforado, así como la cantidad de agua destilada necesaria para completar el volumen de disolución. (Se suponen los volúmenes aditivos). (0,5 p)
- Datos: Masas(u): H = 1; Cl = 35,5.

Datos: Disolución HCl : 37,5 % ; $d = 1,19 \text{ g/ml} = 1190 \text{ g/L}$

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

a)

$$\frac{37,5 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1190 \text{ g disolución}}{1 \text{ L disolución}} = \boxed{12,226 \text{ M}}$$

b)

En 100 g disolución : $\left\{ \begin{array}{l} \text{Soluto: } 37,5 \text{ g HCl} \\ \text{Disolvente: } 62,5 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \right\}$ Entonces:

$$\frac{37,5 \text{ g HCl}}{62,5 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = \boxed{16,438 \text{ m}}$$

c) Datos: Disolución diluida: $M_d = 0,75 \text{ M}$; $V_d = 500 \text{ ml}$

Disolución concentrada: $M_c = 12,226 \text{ M}$; $V_c = ??$

$$\text{Debe cumplirse que: } M_d \cdot V_d = M_c \cdot V_c \rightarrow V_c = \frac{M_d \cdot V_d}{M_c} = \frac{0,75 \text{ M} \cdot 500 \text{ ml}}{12,226 \text{ M}} \rightarrow$$

$\rightarrow \boxed{V_c = 30,672 \text{ ml disolución de HCl comercial}}$ que hemos de añadir al matraz aforado de al menos 500 ml.

Volumen de agua destilada que hemos de añadir:

$$V_{\text{agua}} = 500 \text{ ml dis.} - 30,672 \text{ ml} \rightarrow \boxed{V_{\text{agua}} = 469,328 \text{ ml de agua}}$$

hay que añadir al matraz para completar los 500 ml.

3. Una muestra de 15 g de calcita, que contiene un 98 % en masa de carbonato de calcio puro, se hace reaccionar con ácido sulfúrico del 63 % y 1,7 g/cm³ de densidad, formándose sulfato de calcio y desprendiéndose dióxido de carbono y agua.

a) Formule y ajuste la reacción que ocurre. (0,5 p)

b) ¿Qué volumen de (la disolución de) ácido sulfúrico será necesario para que reaccione totalmente la muestra de calcita? (1,5 p)

c) ¿Cuántos litros de CO₂ se desprenderán, medidos a 1 atm y 25 °C? (1 p)

d) ¿Cuántos gramos de sulfato de calcio se producirán en la reacción? (1 p)

Datos. R = 0,082 atm·L·mol⁻¹·K⁻¹; Masas atómicas(u): H=1; C=12; O=16; S=32 y Ca=40



b) $15 \text{ g calcita} \begin{matrix} 98\% \\ + \end{matrix} \begin{matrix} \text{¿V disolución?} \\ 63\% \\ d = 1,7 \text{ g/ml} \end{matrix} \quad \left| \quad \begin{matrix} \text{Masas molares:} \\ M(\text{CaCO}_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100 \text{ g/mol} \\ M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol} \end{matrix} \right.$

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g disolución}}{63 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,7 \text{ g disolución}} = 13,45 \text{ mL disolución}$$

c) Calculamos primero el número de moles de CO₂:

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,147 \text{ mol CO}_2 = n$$

Aplicamos la ley de los gases ideales: $PV = n \cdot R \cdot T$

$$\left. \begin{matrix} P = 1 \text{ atm} \\ T = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K} \end{matrix} \right\} \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,147 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} \rightarrow$$

$$\rightarrow V = 3,592 \text{ L CO}_2 \text{ se desprenderán}$$

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

$$15 \text{ g calcita} \cdot \frac{98 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g calcita}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{136 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 19,992 \text{ g CaSO}_4$$

4. Una muestra impura de óxido de hierro(III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de concentración 11,4 M.

- Escriba y ajuste la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro(III) y agua. (0,5 p)
- Calcule la pureza del óxido de hierro(III) si 5 gramos de este compuesto impuro reaccionan exactamente con 10 cm³ del ácido. (1,5 p)
- Si nos dicen que el rendimiento de la reacción es del 85 %, ¿qué masa de cloruro de hierro(III) se obtendrá? (1 p)

Datos. Masas atómicas(u): Fe = 56; O = 16; H = 1; Cl = 35,5.



b)
$$5 \text{ g muestra} + 10 \text{ ml dis. } 11,4 \text{ M} \quad \left| \quad \text{Masa molar: } M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160 \text{ g/mol}$$

Veamos los gramos de Fe_2O_3 puros que reaccionan con los 10 ml de disolución de HCl:

$$10 \text{ ml disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{11,4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 3,04 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \text{ puros, reaccionan}$$

Por tanto, la pureza de la muestra es:

$$\% \text{ pureza} = \frac{3,04 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{5 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 60,8 \% \text{ pureza}$$

c)
$$M(\text{FeCl}_3) = 56 + 3 \cdot 35,5 = 162,5 \text{ g/mol}$$

$$10 \text{ ml disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{1000 \text{ ml disolución}} \cdot \frac{11,4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol FeCl}_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{162,5 \text{ g FeCl}_3}{1 \text{ mol FeCl}_3} \cdot \frac{85}{100} = 5,25 \text{ g FeCl}_3$$