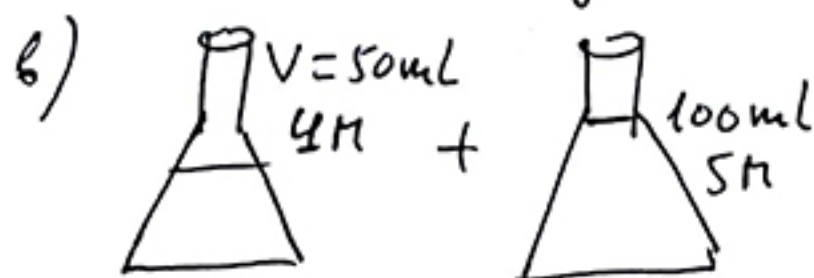
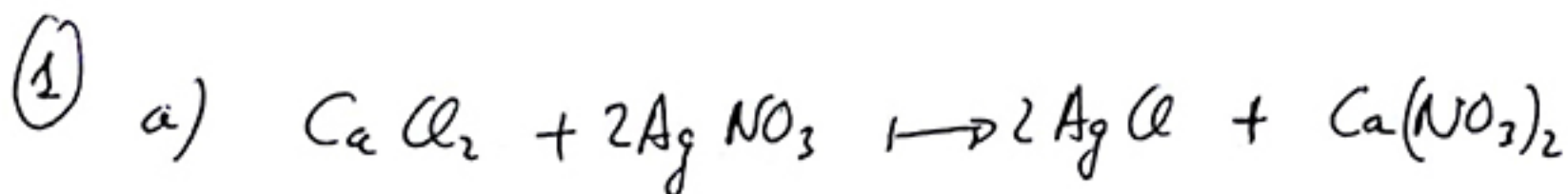


NOMBRE: _____

1. El cloruro de calcio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de calcio. Se mezclan 100 mL de disolución de nitrato de plata 5 M con 50 mL de disolución de cloruro de calcio 4 M.
- Expresa la reacción ajustada. (1 punto)
 - Razona quién es el reactivo limitante. (3 puntos)
 - Calcula la masa de cloruro de plata que se obtiene, si el rendimiento de la reacción es del 80 %. (3 puntos)
 - Calcula el tanto por ciento en masa de la disolución de cloruro de calcio sabiendo que la densidad de la misma es 1,25 g/mL. (3 puntos)
- Datos: Masas atómicas (u): N = 14; Ag = 107,9; Ca = 40; Cl = 35,5

2. Una muestra impura de óxido de hierro(III) (sólido) reacciona con un ácido clorhídrico comercial de densidad $1,19 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, que contiene el 35% en peso del ácido puro.
- Escriba y ajuste la reacción que se produce, si se obtiene cloruro de hierro(III) y agua. (1 punto)
 - Calcule la pureza del óxido de hierro(III), si 5 gramos de este compuesto reaccionan exactamente con 10 cm^3 del ácido comercial. (4 puntos)
 - ¿Qué masa de cloruro de hierro(III) se obtendrá? (2 puntos)
 - Si la reacción ocurre a $150 \text{ }^{\circ}\text{C}$ y a 700 mmHg de presión. ¿Qué volumen de vapor de agua se obtendrá? (3 puntos)
- Datos: $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masas atómicas (u): H = 1; O = 16; Fe = 56; Cl = 35,5



$$M(\text{AgCl}) = 107,9 + 35,5 = 143,4 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CaCl}_2) = 40 + 35,5 \cdot 2 = 111 \text{ g/mol}$$

Como vemos la relación molar es por cada 1 mol de CaCl_2 reaccionan 2 mol AgNO_3 . Veamos los moles que mezclamos:

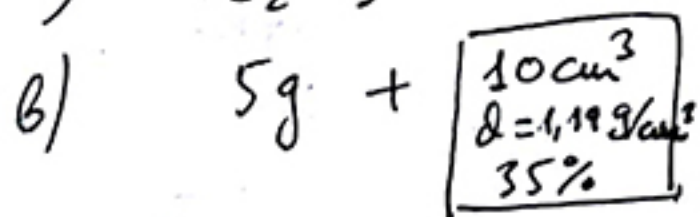
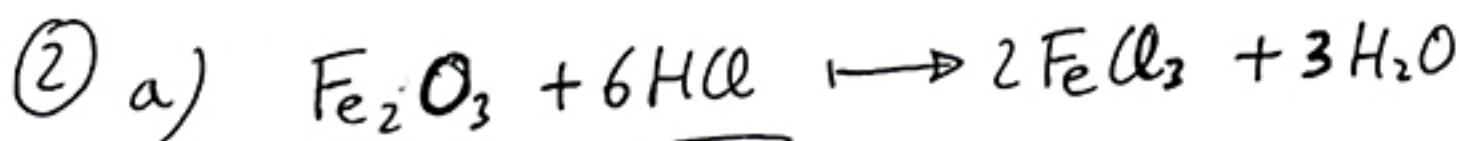
$$\left. \begin{array}{l} \text{CaCl}_2: 0,05 \text{ L} \cdot \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,2 \text{ mol CaCl}_2 \\ \text{AgNO}_3: 0,1 \text{ L} \cdot \frac{5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,5 \text{ mol AgNO}_3 \end{array} \right\} \Rightarrow \text{Por tanto}$$

reaccionarán los 0,2 mol CaCl_2 con 0,4 mol de AgNO_3 , y quedará $0,5 - 0,4 = 0,1$ mol AgNO_3 sin reaccionar.

Así: $\text{CaCl}_2 \rightarrow$ Reactivo limitante; $\text{AgNO}_3 \rightarrow$ Reactivo en exceso.

$$c) 0,2 \text{ mol CaCl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{80 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \boxed{45,89 \text{ g AgCl}}$$

$$d) 4M = \frac{4 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ L dis.}}{1000 \text{ mL dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mL dis.}}{1,25 \text{ g dis.}} \cdot \frac{111 \text{ g CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} \times 100 = \boxed{35,52\%}$$



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

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

Calculamos los gramos de Fe_2O_3 puro que hay en esos 5 g:

$$10 \text{ cm}^3 \text{ dis.} \cdot \frac{1,19 \text{ g dis.}}{1 \text{ cm}^3 \text{ dis.}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{100 \text{ g dis.}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = \boxed{3,04 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}$$

Por tanto la pureza del óxido de hierro(III) es:

$$\boxed{\% \text{ pureza} = \frac{3,04 \text{ g}}{5 \text{ g}} \times 100 = 60,8\%}$$

c) Partimos de los 3,04 g Fe_2O_3 que reaccionan:

$$3,04 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{FeCl}_3}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{162,5 \text{ g } \text{FeCl}_3}{1 \text{ mol } \text{FeCl}_3} = \boxed{6,175 \text{ g } \text{FeCl}_3}$$

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

d) $T = 150^\circ\text{C} + 273^\circ = 423 \text{ K}$

$$P = 700 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,921 \text{ atm}$$

} En esas condiciones, consideramos al H_2O como gas ideal.

Calculamos primero el n° de moles de H_2O que se obtienen:

$$3,04 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3}{160 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,057 \text{ mol } \text{H}_2\text{O} = n$$

Por tanto el volumen será: $PV = nRT \Rightarrow$

$$\Rightarrow \boxed{V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,057 \cdot 0,082 \cdot 423}{0,921} \approx \underline{2,15 \text{ L } \text{H}_2\text{O}}}$$