

**PAUTA TAEST 2**  
**QUÍMICA GENERAL I (531.140)**

$PV = nRT$	$R = 0.08206 \text{ atm L /mol K}$	$P_i = X_i P_t$
------------	------------------------------------	-----------------

**I. (18 puntos) Estequiometría**

**Forma A**

Al mezclar 593.2 g de  $Mg(NO_3)_2$  con 491.7 g de  $Na_3PO_4$  ocurre la siguiente reacción química cuya ecuación no está balanceada:



Responder las siguientes preguntas:

Datos M (g/mol):  $Mg(NO_3)_2 = 148.3$ ;  $Na_3PO_4 = 163.9$ ;  $Mg_3(PO_4)_2 = 262.9$ ;  $NaNO_3 = 85.00$

Si reacciona todo el reactivo limitante, se forman **[680.0]** g de  $NaNO_3$

Si reacciona todo el reactivo limitante, quedan sin reaccionar **[54.6]** g de reactivo en exceso

Si el rendimiento de la reacción es de un 70.00%, se obtienen **[245.4]** g de  $Mg_3(PO_4)_2$

	$3Mg(NO_3)_2$	+	$2 Na_3PO_4$	→	$Mg_3(PO_4)_2$	+	$6 NaNO_3$
Gramos	593.2		491.7				
M (g/mol)	148.3		163.9		262.9		85.00
Mol	4.000		3.000				
RL	1.33		1.50				

$$g NaNO_3 = 593.2 g Mg(NO_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol } Mg(NO_3)_2}{148.3 g Mg(NO_3)_2} \times \frac{6 \text{ mol } NaNO_3}{3 \text{ mol } Mg(NO_3)_2} \times \frac{85.00 g NaNO_3}{1 \text{ mol } NaNO_3} = 680.0 g$$

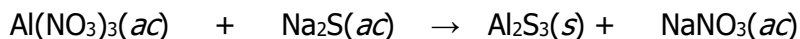
$$g Na_3PO_4 = 593.2 g Mg(NO_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol } Mg(NO_3)_2}{148.3 g Mg(NO_3)_2} \times \frac{2 \text{ mol } Na_3PO_4}{3 \text{ mol } Mg(NO_3)_2} \times \frac{163.9 g Na_3PO_4}{1 \text{ mol } Na_3PO_4} = 437.1 g$$

$$Queda sin reaccionar de  $Na_3PO_4 = \text{inicial} - \text{reacciona} = 491.7 - 437.1 = 54.6 g \text{ de } Na_3PO_4$$$

$$g Mg_3(PO_4)_2 = 593.2 g Mg(NO_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol } Mg(NO_3)_2}{148.3 g Mg(NO_3)_2} \times \frac{1 \text{ mol } Mg_3(PO_4)_2}{3 \text{ mol } Mg(NO_3)_2} \times \frac{262.9 g Mg_3(PO_4)_2}{1 \text{ mol } Mg_3(PO_4)_2} \times 0.7000 = 245.4 g$$

## Forma B

Al mezclar 593.2 g de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  con 491.7 g de  $\text{Na}_2\text{S}$  ocurre la siguiente reacción química cuya ecuación no está balanceada:



Responder las siguientes preguntas:

Datos M (g/mol):  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 213.0$ ;  $\text{Na}_2\text{S} = 78.05$ ;  $\text{Al}_2\text{S}_3 = 150.2$ ;  $\text{NaNO}_3 = 85.00$

Si reacciona todo el reactivo limitante, se forman **710.2** g de  $\text{NaNO}_3$

Si reacciona todo el reactivo limitante, quedan sin reaccionar **165.6** g de reactivo en exceso

Si el rendimiento de la reacción es de un 70.00%, se obtienen **146.4** g de  $\text{Al}_2\text{S}_3$

	2 $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$	+	3 $\text{Na}_2\text{S}$	→	$\text{Al}_2\text{S}_3$	+	6 $\text{NaNO}_3$
Gramos	593.2		491.7				
M (g/mol)	213.0		78.05		150.2		85.00
Mol	2.785		6.30				
RL	1.392		2.10				

$$g \text{ NaNO}_3 = 593.2 \text{ g Al}(\text{NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3}{213.0 \text{ g Al}(\text{NO}_3)_3} \times \frac{6 \text{ mol NaNO}_3}{2 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3} \times \frac{85.00 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = \mathbf{710.2 \text{ g}}$$

$$g \text{ Na}_2\text{S} = 593.2 \text{ g Al}(\text{NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3}{213.0 \text{ g Al}(\text{NO}_3)_3} \times \frac{3 \text{ mol Na}_2\text{S}}{2 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3} \times \frac{78.05 \text{ g Na}_2\text{S}}{1 \text{ mol Na}_2\text{S}} = 326.1 \text{ g}$$

$$\text{Queda sin reaccionar de Na}_2\text{S} = \text{inicial} - \text{reacciona} = 491.7 - 326.1 = \mathbf{165.6 \text{ g de Na}_2\text{S}}$$

$$g \text{ Al}_2\text{S}_3 = 593.2 \text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2}{213.0 \text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2} \times \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{S}_3}{2 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3} \times \frac{150.2 \text{ g Al}_2\text{S}_3}{1 \text{ mol Mg}_3(\text{PO}_4)_2} \times 0.7000 = \mathbf{146.4 \text{ g}}$$

## Forma C

Al mezclar 593.2 g de  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  con 491.7 g de  $\text{NaOH}$  ocurre la siguiente reacción química cuya ecuación no está balanceada:



Responder las siguientes preguntas:

Datos M (g/mol):  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 213.0$ ;  $\text{NaOH} = 40.00$ ;  $\text{Al}(\text{OH})_3 = 78.00$ ;  $\text{NaNO}_3 = 85.00$

Si reacciona todo el reactivo limitante, se forman **710.2** g de  $\text{NaNO}_3$

Sí reacciona todo el reactivo limitante, quedan sin reaccionar **[157.5]** g de reactivo en exceso

Si el rendimiento de la reacción es de un 70.00%, se obtienen **[152.1]** g de  $\text{Al(OH)}_3$

	$\text{Al(NO}_3)_3$	+	3 NaOH	→	$\text{Al(OH)}_3$	+	3 $\text{NaNO}_3$
Gramos	593.2		491.7				
M (g/mol)	213.0		40.00		78.00		85.00
Mol	2.785		12.29				
RL	<b>2.785</b>		4.097				

$$g \text{ NaNO}_3 = 593.2 \text{ g Al(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Al(NO}_3)_3}{213.0 \text{ g Al(NO}_3)_3} \times \frac{3 \text{ mol NaNO}_3}{1 \text{ mol Al(NO}_3)_3} \times \frac{85.00 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = \mathbf{710.2 \text{ g}}$$

$$g \text{ NaOH} = 593.2 \text{ g Al(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Al(NO}_3)_3}{213.0 \text{ g Al(NO}_3)_3} \times \frac{3 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol Al(NO}_3)_3} \times \frac{40.00 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 334.2 \text{ g}$$

$$\text{Queda sin reaccionar de NaOH} = \text{inicial} - \text{reacciona} = 491.7 - 334.2 = \mathbf{157.5 \text{ g de NaOH}}$$

$$g \text{ Al(OH)}_3 = 593.2 \text{ g Al(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Al(NO}_3)_3}{213.0 \text{ g Al(NO}_3)_3} \times \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{1 \text{ mol Al(NO}_3)_3} \times \frac{78.00 \text{ g Al(OH)}_3}{1 \text{ mol Al(OH)}_3} \times 0.7000 = \mathbf{152.1 \text{ g}}$$

## Forma D

Al mezclar 593.2 g de  $\text{K}_3\text{PO}_4$  con 491.7 g de  $\text{Ca(NO}_3)_2$  ocurre la siguiente reacción química cuya ecuación no está balanceada:



Responder las siguientes preguntas:

Datos M (g/mol):  $\text{K}_3\text{PO}_4$ = 212.3;  $\text{Ca(NO}_3)_2$ = 164.1;  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ = 310.2;  $\text{KNO}_3$ = 101.1

Sí reacciona todo el reactivo limitante, se forman **[605.8]** g de  $\text{KNO}_3$

Sí reacciona todo el reactivo limitante, quedan sin reaccionar **[169.2]** g de reactivo en exceso

Si el rendimiento de la reacción es de un 70.00%, se obtienen **[216.9]** g de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

	2 $\text{K}_3\text{PO}_4$	+	3 $\text{Ca(NO}_3)_2$	→	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	+	6 $\text{KNO}_3$
Gramos	593.2		491.7				
M (g/mol)	212.3		164.1		310.2		101.1
Mol	2.794		2.997				
RL	1.397		<b>0.999</b>				

$$g \text{ KNO}_3 = 491.7 \text{ g Ca(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Ca(NO}_3)_3}{164.1 \text{ g Ca(NO}_3)_3} \times \frac{6 \text{ mol KNO}_3}{3 \text{ mol Ca(NO}_3)_3} \times \frac{101.1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} = 605.8 \text{ g}$$

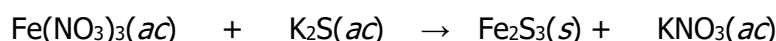
$$g \text{ Na}_3\text{PO}_4 = 491.7 \text{ g Ca(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Ca(NO}_3)_3}{164.1 \text{ g Ca(NO}_3)_3} \times \frac{2 \text{ mol K}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol Ca(NO}_3)_3} \times \frac{212.3 \text{ g K}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol K}_3\text{PO}_4} = 424.1 \text{ g}$$

$$\text{Queda sin reaccionar de K}_3\text{PO}_4 = \text{inicial} - \text{reacciona} = 593.2 - 424.1 = 169.1 \text{ g de K}_3\text{PO}_4$$

$$g \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 491.7 \text{ g Ca(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Ca(NO}_3)_3}{164.1 \text{ g Ca(NO}_3)_3} \times \frac{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{3 \text{ mol Ca(NO}_3)_3} \times \frac{310.2 \text{ g Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times 0.7000 = 216.9 \text{ g}$$

## Forma E

Al mezclar 593.2 g de  $\text{Fe(NO}_3)_3$  con 491.7 g de  $\text{K}_2\text{S}$  ocurre la siguiente reacción química cuya ecuación no está balanceada:



Responder las siguientes preguntas:

Datos M (g/mol):  $\text{Fe(NO}_3)_3 = 241.9$ ;  $\text{K}_2\text{S} = 110.3$ ;  $\text{Fe}_2\text{S}_3 = 207.9$ ;  $\text{KNO}_3 = 101.1$

Sí reacciona todo el reactivo limitante, se forman **743.8** g de  $\text{KNO}_3$

Sí reacciona todo el reactivo limitante, se quedan sin reaccionar **86.0** g de reactivo en exceso

Si el rendimiento de la reacción es de un 70.00%, se obtienen **178.4** g de  $\text{Fe}_2\text{S}_3$

	2 $\text{Fe(NO}_3)_3$	+	3 $\text{K}_2\text{S}$	→	$\text{Fe}_2\text{S}_3$	+	6 $\text{KNO}_3$
Gramos	593.2		491.7				
M (g/mol)	241.9		110.3		207.9		101.1
Mol	0.4078		4.458				
RL	0.2039		1.486				

$$g \text{ KNO}_3 = 593.2 \text{ g Fe(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe(NO}_3)_3}{241.9 \text{ g Fe(NO}_3)_3} \times \frac{6 \text{ mol KNO}_3}{2 \text{ mol Fe(NO}_3)_3} \times \frac{101.1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} = 743.8 \text{ g}$$

$$g \text{ Na}_3\text{PO}_4 = 593.2 \text{ g Fe(NO}_3)_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe(NO}_3)_3}{241.9 \text{ g Fe(NO}_3)_3} \times \frac{3 \text{ mol K}_2\text{S}}{2 \text{ mol Fe(NO}_3)_3} \times \frac{110.3 \text{ g K}_2\text{S}}{1 \text{ mol K}_2\text{S}} = 405.7 \text{ g}$$

$$\text{Queda sin reaccionar de g K}_2\text{S} = \text{inicial} - \text{reacciona} = 491.7 - 405.7 = 86.0 \text{ g de g K}_2\text{S}$$

$$g Fe_2S_3 = 593.2 g Fe(NO_3)_3 \times \frac{1 mol Fe(NO_3)_3}{241.9 g Fe(NO_3)_3} \times \frac{1 mol Fe_2S_3}{2 mol Fe(NO_3)_3} \times \frac{207.9 g Fe_2S_3}{1 mol Fe_2S_3} \times 0.7000$$

$$= 178.4 g$$

## II. (16 puntos) Disoluciones y Unidades de Concentración

### Forma A

Una disolución concentrada de HCl al 36.00% m/m, cuya densidad es 1.1791 g/mL.

Datos M (g/mol): HCl= 36.46

Equivale a una concentración [11.64] mol/L

Equivale a una concentración [15.43] molal

$$36.00 \% m/m \Rightarrow 15.00 g \text{ soluto} \rightarrow 100 g \text{ disolución}$$

$$36.00 g HCl \times \frac{1 mol HCl}{36.46 g} = 0.9874 \text{ moles HCl}$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{soln} = \frac{m_{soln}}{d}; V_{soln} = \frac{100 g}{1.1791 g/mL} = 84.81 mL = 0.08481 L$$

$$mol/L = \frac{n_{sto}}{V_{soln}} \Rightarrow mol/L = \frac{0.9874 \text{ moles}}{0.08481 L} = 11.64 mol/L$$

$$m = \frac{n_{soluto}}{m_{disolvente}} \quad m_{disolución} = m_{soluto} + m_{disolvente}$$

$$m_{disolvente} = m_{disolución} - m_{soluto}$$

$$m_{disolvente} = 100 g - 36.00 g = 64.00 g = 0.06400 kg$$

$$m = \frac{0.9874 \text{ moles}}{0.06400 kg} = 15.43 m$$

### Forma B

Una disolución concentrada de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> al 15.00 % m/m, cuya densidad es 1.1574 g/mL.

Datos M (g/mol): Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>= 106.0

Equivale a una concentración [1.638] mol/L

Equivale a una concentración [1.665] molal

$$15.00 \% m/m \Rightarrow 15.00g \text{ sto} \rightarrow 100 \text{ g sln}$$

$$15.00 \text{ g NaNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106.0 \text{ g}} = 0.1415 \text{ moles Na}_2\text{CO}_3$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{\text{sln}} = \frac{m_{\text{sln}}}{d}; V_{\text{sln}} = \frac{100 \text{ g}}{1.1574 \text{ g/mL}} = 86.401 \text{ mL} = 0.086401 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sln}}} \Rightarrow M = \frac{0.1415 \text{ moles}}{0.086401 \text{ L}} = 1.638 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}} \quad m_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{solute}}$$

$$m_{\text{ste}} = 100 \text{ g} - 15.00 \text{ g} = 85.00 \text{ g} = 0.08500 \text{ kg}$$

$$m = \frac{0.1415 \text{ moles}}{0.08500 \text{ kg}} = 1.665 \text{ m}$$

### Forma C

Una disolución concentrada de  $\text{NaNO}_3$  al 34.00% m/m, cuya densidad es 1.2610 g/mL.

Datos M (g/mol):  $\text{NaNO}_3 = 85.00$

Equivale a una concentración [5.044] mol/L

Equivale a una concentración [6.061] molal

$$34.00 \% m/m \Rightarrow 34.00g \text{ soluto} \rightarrow 100 \text{ g disolución}$$

$$34.00 \text{ g NaNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{85.00 \text{ g}} = 0.4000 \text{ moles NaNO}_3$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{\text{sln}} = \frac{m_{\text{sln}}}{d}; V_{\text{sln}} = \frac{100 \text{ g}}{1.2610 \text{ g/mL}} = 79.302 \text{ mL} = 0.079302 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_{\text{sto}}}{V_{\text{sln}}} \Rightarrow M = \frac{0.4000 \text{ mol}}{0.079302 \text{ L}} = 5.044 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}} \quad m_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{solute}}$$

$$m_{ste} = 100\text{ g} - 34.00\text{ g} = 66.00\text{ g} = 0.06600\text{ kg ste}$$

$$m = \frac{0.4000\text{ mol}}{0.06600\text{ kg}} = 6.061\text{ mol/kg}$$

### Forma D

Una disolución concentrada de  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  al 40.00% m/m, cuya densidad es 1.3786 g/mL.  
 Datos M (g/mol):  $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 262.0$

Equivale a una concentración [2.105] mol/L

Equivale a una concentración [2.545] molal

$$40.00\% \frac{m}{m} \Rightarrow 40.00\text{ g soluto} \rightarrow 100\text{ g disolución}$$

$$40.00\text{ g NaNO}_3 \times \frac{1\text{ mol Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{262.0\text{ g}} = 0.1527\text{ moles Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{sln} = \frac{m_{sln}}{d}; V_{sln} = \frac{100\text{ g}}{1.3786\text{ g/mL}} = 72.537\text{ mL} = 0.072537\text{ L}$$

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sln}} \Rightarrow M = \frac{0.1527\text{ mol}}{0.072537\text{ L}} = 2.105\text{ mol/L}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}}$$

$$m_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{solute}}$$

$$m_{ste} = 100\text{ g} - 40.00\text{ g} = 60.00\text{ g} = 0.06000\text{ kg ste}$$

$$m = \frac{0.1527\text{ mol}}{0.06000\text{ kg}} = 2.545\text{ mol/kg}$$

### Forma E

Una disolución concentrada de  $\text{K}_2\text{CO}_3$  al 40.00% m/m, cuya densidad es 1.4142 g/mL.  
 Datos M (g/mol):  $\text{K}_2\text{CO}_3 = 138.2$

Equivale a una concentración [4.093] mol/L

Equivale a una concentración [4.823] molal

$$40.00 \% \frac{m}{m} \Rightarrow 40.00g \text{ soluto} \rightarrow 100 \text{ g disolución}$$

$$40.00 \text{ g } NaNO_3 \times \frac{1 \text{ mol } K_2CO_3}{138.2 \text{ g}} = 0.2894 \text{ moles } K_2CO_3$$

$$d = \frac{m}{V} \Rightarrow V_{sln} = \frac{m_{sln}}{d}; V_{sln} = \frac{100 \text{ g}}{1.4142 \text{ g/mL}} = 70.711 \text{ mL} = 0.070711 \text{ L}$$

$$M = \frac{n_{sto}}{V_{sln}} \Rightarrow M = \frac{0.2894 \text{ mol}}{0.070711 \text{ L}} = 4.093 \text{ mol/L}$$

$$m = \frac{n_{\text{solute}}}{m_{\text{disolvente}}} \quad m_{\text{disolución}} = m_{\text{solute}} + m_{\text{disolvente}}$$

$$m_{\text{disolvente}} = m_{\text{disolución}} - m_{\text{solute}}$$

$$m_{ste} = 100 \text{ g} - 40.00 \text{ g} = 60.00 \text{ g} = 0.06000 \text{ kg ste}$$

$$m = \frac{0.2894 \text{ mol}}{0.06000 \text{ kg}} = 4.823 \text{ mol/kg}$$

### III. (10 puntos) Titulación Ácido – Base

#### Forma A

Un frasco que contiene 450 mL de HBr 0.500 mol/L se cayó accidentalmente al suelo. ¿Cuántos gramos de  $K_2CO_3$  se deben poner en el líquido derramado para neutralizar el ácido de acuerdo con la siguiente reacción?

Datos M (g/mol):  $K_2CO_3 = 138.2$



Se necesitan [15.6] g de  $K_2CO_3$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V$$

$$n_{HBr} = 0.500 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.450 \text{ L} = 0.225 \text{ mol}$$

$$n_{K_2CO_3} = 0.225 \text{ mol HBr} \times \frac{1 \text{ mol } K_2CO_3}{2 \text{ mol HBr}} = 0.113 \text{ mol}$$

$$m_{K_2CO_3} = 0.113 \text{ mol } K_2CO_3 \times \frac{138.2 \text{ g}}{1 \text{ mol } K_2CO_3} = 15.6 \text{ g}$$



### Forma B

Un frasco que contiene 450 mL de HBr 0.500 mol/L se cayó accidentalmente al suelo. ¿Cuántos gramos de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> se deben poner en el líquido derramado para neutralizar el ácido de acuerdo con la siguiente reacción?

Datos M (g/mol): Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = 106.0



Se necesitan [12.0] g de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = M \times V$$

$$n_{\text{HBr}} = 0.500 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.450 \text{ L} = 0.225 \text{ mol}$$

$$n_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 0.225 \text{ mol HBr} \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{2 \text{ mol HBr}} = 0.113 \text{ mol}$$

$$m_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 0.113 \text{ mol K}_2\text{CO}_3 \times \frac{106.0 \text{ g}}{1 \text{ mol NaCO}_3} = 12.0 \text{ g}$$

### Forma C

El permanganato de potasio, KMnO<sub>4</sub>, reacciona con ácido oxálico, H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>, en ácido sulfúrico de acuerdo con la siguiente reacción.



¿Cuántos mililitros se necesitan de una disolución 0.250 mol/L de KMnO<sub>4</sub> para que reaccionen completamente 3.225 g de ácido oxálico?

Datos M (g/mol): H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub> = 90.03

Se necesitan [57.3] mL de KMnO<sub>4</sub>

$$n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 3.225 \text{ g de H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{90.03} = 0.03582 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$0.03582 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0.01433 \text{ mol KMnO}_4$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{V} ; V = \frac{0.01433 \text{ mol}}{0.250 \text{ mol/L}} = 0.0573 \text{ L} = 57.3 \text{ mL}$$

### Forma D

El permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , reacciona con ácido oxálico,  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , en ácido sulfúrico de acuerdo con la siguiente reacción.



¿Cuántos mililitros se necesitan de una disolución 0.250 mol/L de  $\text{KMnO}_4$  para que reaccionen completamente 1.562 g de ácido oxálico?

Datos M (g/mol):  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 90.03$

Se necesitan **[27.8]** mL de  $\text{KMnO}_4$

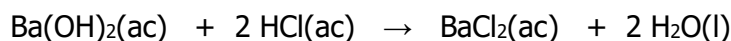
$$n_{\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 1.562 \text{ g de } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{90.03} = 0.01735 \text{ mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$0.01735 \text{ mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{2 \text{ mol } \text{KMnO}_4}{5 \text{ mol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0.006940 \text{ mol } \text{KMnO}_4$$

$$M = \frac{n}{V} \Rightarrow V = \frac{n_{\text{KMnO}_4}}{V} ; V = \frac{0.00694 \text{ mol}}{0.250 \text{ mol/L}} = 0.0278 \text{ L} = \text{27.8 mL}$$

### Forma E

Calcule la concentración de 300 mL de una disolución de  $\text{Ba(OH)}_2$  que se tituló con 200 mL de HCl 2.00 mol/L



La concentración de  $\text{Ba(OH)}_2$  es [0.667] mol/L

$$\text{mol HCl} = 2.00 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times 0.200 \text{ L} = 0.400 \text{ mol de HCl}$$

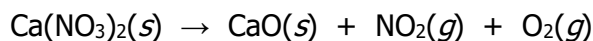
$$\text{mol de Ba(OH)}_2 = 0.400 \text{ mol de HCl} \times \frac{1 \text{ mol de Ba(OH)}_2}{2 \text{ mol de HCl}} = 0.200 \text{ mol de Ba(OH)}_2$$

$$\text{Ba(OH)}_2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = \frac{0.200 \text{ mol de Ba(OH)}_2}{0.300 \text{ L}} = \text{0.667 mol/L}$$

#### IV. (16 puntos) Gases ideales y Presiones parciales

##### Forma A

Una muestra de 3.150 g de nitrato de calcio,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , se descompone térmicamente según la siguiente ecuación no balanceada:



Los gases generados en la reacción, fueron recolectados en un sistema de paredes rígidas ocuparon un volumen de 750.0 mL y 298.15 K de temperatura. Si en el recipiente solo existen los gases generados del producto de la reacción. Conteste las siguientes preguntas. Datos M (g/mol):  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164.1 \text{ g/mol}$

La fracción molar de  $\text{O}_2$  en la fase gaseosa es [0.2000]

La presión total es [1.566] atm



$$m_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 3.150 \text{ g}$$

$$V = 350.0 \text{ mL} = 0.7500 \text{ L}$$

$$T = 298.15 \text{ K}$$

$$P.V = n.R.T$$

$$n_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 3.150 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{164.1 \text{ g}} = 1.920 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 1.920 \times 10^{-2} \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{4 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0.03840 \text{ mol NO}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = 1.920 \times 10^{-2} \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0.009600 \text{ mol O}_2$$

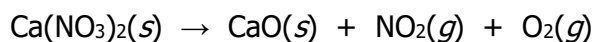
$$n_T = n_{\text{NO}_2} + n_{\text{O}_2} = 0.03840 \text{ mol NO}_2 + 0.009600 \text{ mol O}_2 = 0.04800 \text{ mol}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} = \frac{0.009600 \text{ mol O}_2}{0.04800 \text{ mol}} = 0.2000$$

$$P_T = \frac{n_T.R.T}{V} = \frac{0.04800 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}} \times 298.15 \text{ K}}{0.7500 \text{ L}} = 1.566 \text{ atm}$$

## Forma B

Una muestra de 9.452 g de nitrato de calcio,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ , se descompone térmicamente según la siguiente ecuación no balanceada:



Los gases generados en la reacción, fueron recolectados en un sistema de paredes rígidas ocuparon un volumen de 350.0 mL y 398.15 K de temperatura. Si en el recipiente solo existen los gases generados del producto de la reacción. Conteste las siguientes preguntas. Datos M (g/mol):  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 164.1$  g/mol

La fracción molar de  $\text{NO}_2$  en la fase gaseosa es **0.8000**

La presión total es **13.44** atm



$$m \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 9.452 \text{ g}$$

$$V = 350.0 \text{ mL} = 0.3500 \text{ L}$$

$$T = 398.15 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n_{\text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 9.452 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{164.1 \text{ g}} = 5.760 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NO}_2} = 5.760 \times 10^{-2} \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{4 \text{ mol NO}_2}{2 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0.1152 \text{ mol NO}_2$$

$$n_{\text{O}_2} = 5.760 \times 10^{-2} \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0.02880 \text{ mol O}_2$$

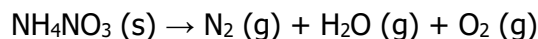
$$n_T = n_{\text{NO}_2} + n_{\text{O}_2} = 0.1152 \text{ mol} + 0.02880 \text{ mol} = 0.1440 \text{ mol}$$

$$X_{\text{NO}_2} = \frac{n_{\text{NO}_2}}{n_T} = \frac{0.1152 \text{ mol NO}_2}{0.1440 \text{ mol}} = \mathbf{0.8000}$$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.1440 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 398.15 \text{ K}}{0.3500 \text{ L}} = \mathbf{13.44 \text{ atm}}$$

### Forma C

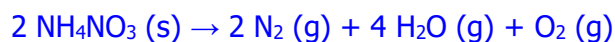
Una muestra de 2.954 g de nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , se descompone térmicamente según la siguiente ecuación no balanceada:



Los gases generados en la reacción, fueron recolectados en un sistema de paredes rígidas ocuparon un volumen de 550.0 mL y 450.15 K de temperatura. Si en el recipiente solo existen los gases generados del producto de la reacción. Conteste las siguientes preguntas. Datos M (g/mol):  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80.04$  g/mol

La fracción molar de  $\text{O}_2$  es **0.1429**

La presión total es **8.682** atm



$$V = 550.0 \text{ mL} = 0.5500 \text{ L}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$T = 450.15 \text{ K}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 2.954 \text{ g de NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80.04} = 0.03691 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3$$

$$n_{\text{N}_2} = 0.03691 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{2 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 0.03691 \text{ mol N}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.03691 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = 0.07382 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0.03691 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = \mathbf{0.01846 \text{ mol O}_2}$$

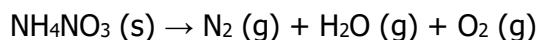
$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{O}_2} = 0.03691 \text{ mol} + 0.07382 \text{ mol} + 0.01846 \text{ mol} = \mathbf{0.1292 \text{ mol}}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} = \frac{0.01846 \text{ mol}}{0.1292 \text{ mol}} = \mathbf{0.1429}$$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.1292 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 450.15 \text{ K}}{0.5500 \text{ L}} = \mathbf{8.682 \text{ atm}}$$

### Forma D

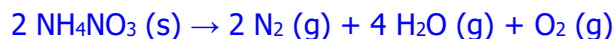
Una muestra de 8.540 g de nitrato de amonio,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , se descompone térmicamente según la siguiente ecuación no balanceada:



Los gases generados en la reacción, fueron recolectados en un sistema de paredes rígidas ocuparon un volumen de 850.0 mL y 450.15 K de temperatura. Si en el recipiente solo existen los gases generados del producto de la reacción. Conteste las siguientes preguntas. Datos M (g/mol):  $\text{NH}_4\text{NO}_3 = 80.04$  g/mol

La fracción molar de  $\text{N}_2$  es [0.2857]

La presión total es [16.23] atm



$$V = 850.0 \text{ mL} = 0.8500 \text{ L}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$T = 450.15 \text{ K}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 8.540 \text{ g de } \text{NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3}{80.04} = 0.1067 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3$$

$$n_{\text{N}_2} = 0.1067 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{2 \text{ mol } \text{N}_2}{2 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3} = 0.1067 \text{ mol } \text{N}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.1067 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{4 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3} = 0.2134 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

$$n_{\text{O}_2} = 0.1067 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{O}_2}{2 \text{ mol } \text{NH}_4\text{NO}_3} = 0.05335 \text{ mol } \text{O}_2$$

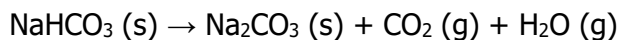
$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{O}_2} = 0.1067 \text{ mol} + 0.2134 \text{ mol} + 0.05335 \text{ mol} = 0.3735 \text{ mol}$$

$$X_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2}}{n_T} = \frac{0.1067 \text{ mol}}{0.3735 \text{ mol}} = 0.2857$$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.3735 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 450.15 \text{ K}}{0.8500 \text{ L}} = 16.23 \text{ atm}$$

### Forma E

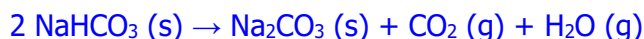
Una muestra de 2.150 g de bicarbonato de sodio,  $\text{NaHCO}_3$ , se descompone térmicamente según la siguiente ecuación no balanceada:



Los gases generados en la reacción, fueron recolectados en un sistema de paredes rígidas ocuparon un volumen de 900.0 mL y 600.15 K de temperatura. Si en el recipiente solo existen los gases generados del producto de la reacción. Conteste las siguientes preguntas. Datos M (g/mol):  $\text{NaHCO}_3 = 84.01 \text{ g/mol}$

La fracción molar de  $\text{CO}_2$  en la fase gaseosa es [0.5000]

La presión total es [1.400]



$$V = 900.0 \text{ mL} = 0.9000 \text{ L}$$
$$T = 600.15 \text{ K}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$n_{\text{NaHCO}_3} = 2.150 \text{ g de NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84.01 \text{ g}} = 0.02559 \text{ mol NaHCO}_3$$

$$n_{\text{CO}_2} = 0.02559 \text{ mol NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol NaHCO}_3} = 0.01280 \text{ mol CO}_2$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.02559 \text{ mol NaHCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol NaHCO}_3} = 0.01280 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$n_T = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{H}_2\text{O}} = 0.01280 \text{ mol} + 0.01280 \text{ mol} = 0.02559 \text{ mol}$$

$$X_{\text{CO}_2} = \frac{n_{\text{CO}_2}}{n_T} = \frac{0.01280 \text{ mol}}{0.02559 \text{ mol}} = 0.5000$$

$$P_T = \frac{n_T \cdot R \cdot T}{V} = \frac{0.02559 \text{ mol} \times 0.08206 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \times 600.15 \text{ K}}{0.9000 \text{ L}} = 1.400 \text{ atm}$$

