

Universidad Nacional Autónoma de México
Facultad de Química
Departamento de Ingeniería Metalúrgica
Introducción de la Ingeniería de Procesos Metalúrgicos y de Materiales
Profesor: Luis Enrique Jardón Pérez

Repaso de conceptos previos

Resuelva los siguientes problemas.

1.- Realice las siguientes conversiones de unidades.

a.- 500 m → in:

$$500 \text{ m} \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}} \right) \left(\frac{1 \text{ in}}{2.54 \text{ cm}} \right) = 19685.03 \text{ in}$$

b.- 101325 Pa → lbf/in²:

$$101325 \text{ Pa} \left(\frac{0.000145 \frac{\text{lbf}}{\text{in}^2}}{1 \text{ Pa}} \right) = 14.69 \frac{\text{lbf}}{\text{in}^2}$$

c.- 342 °C → R:

$$342 \text{ °C} \left(\frac{1.8 \Delta R}{1 \Delta \text{°C}} \right) + 491.67 \text{ R} = 1107.27 \text{ R}$$

$$342 \text{ °C} \left(\frac{1 \Delta K}{1 \Delta \text{°C}} \right) + 273.15 \text{ K} = 615.15 \text{ K}$$

$$615.15 \text{ K} \left(\frac{1.8 \Delta R}{1 \Delta K} \right) = 1107.27 \text{ R}$$

d.- 406 W/m K → BTU/h ft °F:

$$406 \frac{\text{W}}{\text{m K}} \left(\frac{1 \Delta K}{1.8 \Delta \text{°F}} \right) \left(\frac{1 \text{ m}}{3.28 \text{ ft}} \right) \left(\frac{3.41 \frac{\text{BTU}}{\text{h}}}{1 \text{ W}} \right) = 234.49 \frac{\text{BTU}}{\text{h ft °F}}$$

e.- 1000 W/m² K → BTU/h ft² °F:

$$1000 \frac{\text{W}}{\text{m}^2 \text{ K}} \left(\frac{1 \Delta K}{1.8 \Delta \text{°F}} \right) \left(\frac{1 \text{ m}}{3.28 \text{ ft}} \right)^2 \left(\frac{3.41 \frac{\text{BTU}}{\text{h}}}{1 \text{ W}} \right) = 176.08 \frac{\text{BTU}}{\text{h ft}^2 \text{ °F}}$$

2.- La composición química de una mezcla de gases en un sistema de proyección térmica es 10 % CO₂, 15 % Ar, 25 % H₂O y 50 % N₂. ¿Cuál es la composición química de dicha mezcla en % másico?

Se puede emplear, la siguiente expresión para realizar la conversión de fracciones molares a fracción masa:

$$W_i = \frac{X_i M_i}{X_A M_A + X_B M_B + \dots + X_i M_i + \dots}$$

Por ejemplo, para CO₂:

$$W_{CO_2} = \frac{X_{CO_2} M_{CO_2}}{X_{CO_2} M_{CO_2} + X_{Ar} M_{Ar} + X_{H_2O} M_{H_2O} + X_{N_2} M_{N_2}}$$

$$W_{CO_2} = \frac{(0.10) \left(44 \frac{g}{mol}\right)}{(0.10) \left(44 \frac{g}{mol}\right) + (0.15) \left(40 \frac{g}{mol}\right) + (0.25) \left(18 \frac{g}{mol}\right) + (0.50) \left(28 \frac{g}{mol}\right)}$$

$$W_{CO_2} = \frac{\left(0.10 \frac{mol CO_2}{mol mezcla}\right) \left(44 \frac{g CO_2}{mol CO_2}\right)}{\left(0.10 \frac{mol CO_2}{mol mezcla}\right) \left(44 \frac{g CO_2}{mol CO_2}\right) + \left(0.15 \frac{mol Ar}{mol mezcla}\right) \left(40 \frac{g Ar}{mol Ar}\right) + \left(0.25 \frac{mol H_2O}{mol mezcla}\right) \left(18 \frac{g H_2O}{mol H_2O}\right) + \left(0.50 \frac{mol N_2}{mol mezcla}\right) \left(28 \frac{g N_2}{mol N_2}\right)}$$

$$W_{CO_2} = \frac{4.4 \frac{g CO_2}{mol mezcla}}{4.4 \frac{g CO_2}{mol mezcla} + 6.0 \frac{g Ar}{mol mezcla} + 4.5 \frac{g H_2O}{mol mezcla} + 14.0 \frac{g N_2}{mol mezcla}}$$

$$W_{CO_2} = \frac{4.4 g CO_2}{4.4 g CO_2 + 6.0 g Ar + 4.5 g H_2O + 14.0 g N_2}$$

$$W_{CO_2} = \frac{4.4 g CO_2}{28.9 g mezcla}$$

$$W_{CO_2} = 0.1522$$

De la misma manera:

$$W_{Ar} = \frac{6.0 g Ar}{28.9 g mezcla} = 0.2076$$

$$W_{H_2O} = \frac{4.5 g H_2O}{28.9 g mezcla} = 0.1557$$

$$W_{N_2} = \frac{14.0 g N_2}{28.9 g mezcla} = 0.4844$$

Recordemos que:

$$\sum W_i = 1.0$$

En este caso:

$$W_{CO_2} + W_{Ar} + W_{H_2O} + W_{N_2} = 0.1522 + 0.2076 + 0.1557 + 0.4844 = 0.9999$$

Otra opción para realizar esta conversión es emplear una base de cálculo, por ejemplo, 100 moles de gas:

$$\begin{aligned} 10 \text{ mol } CO_2 \left(\frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} \right) &= 440 \text{ g } CO_2 \\ 15 \text{ mol } Ar \left(\frac{40 \text{ g } Ar}{1 \text{ mol } Ar} \right) &= 600 \text{ g } Ar \\ 25 \text{ mol } H_2O \left(\frac{18 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} \right) &= 450 \text{ g } H_2O \\ 50 \text{ mol } N_2 \left(\frac{28 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \right) &= 1400 \text{ g } N_2 \end{aligned}$$

En 100 moles de la mezcla gaseosa tendríamos:

$$m_T = 440 \text{ g } CO_2 + 600 \text{ g } Ar + 450 \text{ g } H_2O + 1400 \text{ g } N_2 = 2890 \text{ g } \textit{mezcla}$$

Por lo que:

$$\begin{aligned} W_{CO_2} &= \frac{440 \text{ g } CO_2}{2890 \text{ g } \textit{mezcla}} = 0.1522 \\ W_{Ar} &= \frac{600 \text{ g } Ar}{2890 \text{ g } \textit{mezcla}} = 0.2076 \\ W_{H_2O} &= \frac{450 \text{ g } H_2O}{2890 \text{ g } \textit{mezcla}} = 0.1557 \\ W_{N_2} &= \frac{1400 \text{ g } N_2}{2890 \text{ g } \textit{mezcla}} = 0.4844 \end{aligned}$$

En este caso:

$$W_{CO_2} + W_{Ar} + W_{H_2O} + W_{N_2} = 0.1522 + 0.2076 + 0.1557 + 0.4844 = 0.9999$$

3.- Se midió la composición química de una aleación base Cu, obteniéndose que la misma presenta 15 % Sn y 20 % Zn. ¿Cuál es la composición química de esta aleación en fracción molar?

Podemos emplear la siguiente formula:

$$\begin{aligned} X_i &= \frac{\frac{W_i}{M_i}}{\frac{W_A}{M_A} + \frac{W_B}{M_B} + \dots + \frac{W_i}{M_i} + \dots} \\ X_{Sn} &= \frac{\frac{W_{Sn}}{M_{Sn}}}{\frac{W_{Sn}}{M_{Sn}} + \frac{W_{Zn}}{M_{Zn}} + \frac{W_{Cu}}{M_{Cu}}} \end{aligned}$$

$$X_{Sn} = \frac{\frac{0.15}{119 \frac{g Sn}{mol Sn}}}{\frac{0.15}{119 \frac{g Sn}{mol Sn}} + \frac{0.20}{65.39 \frac{g Zn}{mol Zn}} + \frac{0.65}{63.55 \frac{g Cu}{mol Cu}}} = 0.0866$$

$$X_{Zn} = \frac{\frac{0.20}{65.39 \frac{g Zn}{mol Zn}}}{\frac{0.15}{119 \frac{g Sn}{mol Sn}} + \frac{0.20}{65.39 \frac{g Zn}{mol Zn}} + \frac{0.65}{63.55 \frac{g Cu}{mol Cu}}} = 0.2103$$

$$X_{Cu} = \frac{\frac{0.65}{63.55 \frac{g Cu}{mol Cu}}}{\frac{0.15}{119 \frac{g Sn}{mol Sn}} + \frac{0.20}{65.39 \frac{g Zn}{mol Zn}} + \frac{0.65}{63.55 \frac{g Cu}{mol Cu}}} = 0.7031$$

Verificamos que se cumpla que:

$$\sum X_i = 1.0$$

$$X_{Sn} + X_{Zn} + X_{Cu} = 0.0866 + 0.2103 + 0.7031 = 1.0$$

También podemos emplear una base de cálculo, en este caso se proponen 100 kg.

$$n_{Sn} = 100 \text{ kg aleación} \left(\frac{15 \text{ kg Sn}}{100 \text{ kg aleación}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Sn}}{118.71 \text{ kg Sn}} \right) = 0.1264 \text{ kg} - \text{mol Sn}$$

$$n_{Zn} = 100 \text{ kg aleación} \left(\frac{20 \text{ kg Zn}}{100 \text{ kg aleación}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Zn}}{65.38 \text{ kg Zn}} \right) = 0.3059 \text{ kg} - \text{mol Zn}$$

$$n_{Cu} = 100 \text{ kg aleación} \left(\frac{65 \text{ kg Cu}}{100 \text{ kg aleación}} \right) \left(\frac{1 \text{ kg} - \text{mol Cu}}{63.546 \text{ kg Cu}} \right) = 1.0229 \text{ kg} - \text{mol Cu}$$

$$n_T = 1.4552 \text{ kg} - \text{mol aleación}$$

Y dada la definición de la fracción mol:

$$X_{Sn} = \frac{n_{Sn}}{n_T} = \frac{0.1264 \text{ kg} - \text{mol Sn}}{1.4552 \text{ kg} - \text{mol aleación}} = 0.0869$$

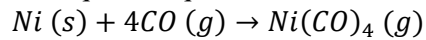
$$X_{Zn} = \frac{n_{Zn}}{n_T} = \frac{0.3059 \text{ kg} - \text{mol Zn}}{1.4552 \text{ kg} - \text{mol aleación}} = 0.2102$$

$$X_{Cu} = \frac{n_{Cu}}{n_T} = \frac{1.0229 \text{ kg} - \text{mol Cu}}{1.4552 \text{ kg} - \text{mol aleación}} = 0.7029$$

Verificamos que la suma de las fracciones molares sea 1:

$$\sum X_i = X_{Sn} + X_{Zn} + X_{Cu} = 1.0$$

4.- Se puede purificar níquel con CO (g) a elevadas presiones, formando Ni(CO)₄ (g). En un experimento de laboratorio, 150 ft³/min en condiciones estándar de temperatura y presión (STP) de CO se alimentan a un horno de lecho fluidizado junto con 5 lb/min de Ni el cual contiene 12% de impurezas. Considere que la reacción química que se lleva a cabo es:



a.- ¿Cuál es el reactivo limitante de este proceso?

Comenzamos convirtiendo ambos flujos en flujos molares. Para el caso del monóxido de carbono, podemos emplear una modificación de la ley de gas ideal:

$$PV = nRT$$

Si dividimos ambos términos por unidad de tiempo, tendremos:

$$\frac{PV}{t} = \frac{nRT}{t}$$

Que podemos escribir de la siguiente manera:

$$P \left(\frac{V}{t} \right) = \left(\frac{n}{t} \right) RT$$

Quedando:

$$P\dot{V} = \dot{n}RT$$

Para emplear esa relación primeramente convertimos el flujo volumétrico a unidades que nos sean más sencillas de trabajar:

$$150 \frac{ft^3 CO}{min} \left(\frac{0.305 m}{1 ft} \right)^3 \left(\frac{1000 L}{1 m^3} \right) = 4255.8937 \frac{L CO}{min} \rightarrow 4255.8937 \text{ lpm CO @ STP}$$

Aplicamos la ley del gas ideal:

$$\dot{n} = \frac{P\dot{V}}{RT} = \frac{(1 atm) \left(4255.8937 \frac{L CO}{min} \right)}{\left(0.08206 \frac{Latm}{molK} \right) (273.15 K)}$$

$$\dot{n} = \frac{P\dot{V}}{RT} = 189.8708 \frac{mol CO}{min}$$

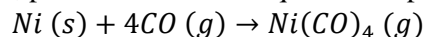
Por otro lado, convertimos el flujo másico de Ni a flujo molar:

$$5 \frac{lb Ni}{min} \left(\frac{454 g}{lb} \right) \left(\frac{1 mol}{58.6934 g} \right) = 38.67 \frac{mol Ni}{min}$$

Como únicamente el 88% del sólido es Ni, el flujo real de Ni es:

$$38.67 \frac{mol sólido}{min} \left(\frac{88 mol Ni}{100 mol sólido} \right) = 34.0296 \frac{mol Ni}{min}$$

Una vez calculados ambos flujos, podemos usar la estequiometría para conocer el reactivo limitante:



$$34.0296 \frac{mol Ni}{min} \left(\frac{4 mol CO}{1 mol Ni} \right) = 136.1184 \frac{mol CO}{min}$$

Como la cantidad de CO es mayor al requerimiento estequiométrico, el reactivo limitante es el Ni.

b.- ¿Cuál es el flujo volumínico en condiciones STP y composición química del gas resultante?

Primero, calculamos el exceso de CO:

$$\dot{n}_{exceso,CO} = 189.8708 \frac{\text{mol CO}}{\text{min}} - 136.1184 \frac{\text{mol CO}}{\text{min}} = 53.7524 \frac{\text{mol CO}}{\text{min}}$$

Y también los moles de gas producto de la reacción:

$$136.1184 \frac{\text{mol CO}}{\text{min}} \left(\frac{1 \text{ mol Ni(CO)}_4}{4 \text{ mol CO}} \right) = 34.0296 \frac{\text{mol Ni(CO)}_4}{\text{min}}$$

En total, se tiene un flujo de:

$$\dot{n}_{Gas} = 53.7524 \frac{\text{mol CO}}{\text{min}} + 34.0296 \frac{\text{mol Ni(CO)}_4}{\text{min}} = 87.7820 \frac{\text{mol}}{\text{min}}$$

Cuya composición, se puede obtener por la definición de fracción mol:

$$X_{CO} = \frac{53.7524 \frac{\text{mol CO}}{\text{min}}}{87.7820 \frac{\text{mol}}{\text{min}}} = 0.6123$$

$$X_{Ni(CO)_4} = \frac{34.0296 \frac{\text{mol Ni(CO)}_4}{\text{min}}}{87.7820 \frac{\text{mol}}{\text{min}}} = 0.3876$$

Y el flujo volumínico se puede conocer con la expresión del gas ideal en flujos:

$$\dot{V} = \frac{\dot{n}RT}{P}$$

$$\dot{V} = \frac{\left(87.7820 \frac{\text{mol}}{\text{min}}\right) \left(0.08206 \frac{\text{Latm}}{\text{molK}}\right) (273.15 \text{ K})}{(1 \text{ atm})}$$

$$\dot{V} = 1967.60 \text{ lpm @ STP}$$

c.- ¿Cuál es el flujo másico y composición química del sólido resultante?

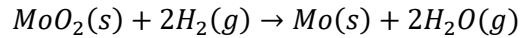
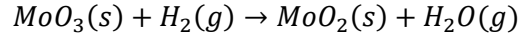
Al ser el Ni el reactivo limitante, los sólidos resultantes contienen únicamente las impurezas iniciales, quedando un flujo másico de:

$$\dot{m}_{impurezas} = 5 \frac{\text{lb Ni}}{\text{min}} \left(\frac{12 \text{ lb impurezas}}{100 \text{ lb Ni}} \right) = 0.6 \frac{\text{lb impurezas}}{\text{min}}$$

Si bien, no conocemos la composición química de dichas impurezas, sabemos que nos queda un 100% de las mismas, es decir:

$$W_{Ni} = 0.00$$

5.- El trióxido de molibdeno (MoO_3) se reduce a 900°C con hidrógeno en un horno de lecho fluidizado. El proceso ocurre por medio de dos reacciones consecutivas:



El MoO_3 siempre tiene un 100% de conversión en la primera reacción. Sin embargo, la segunda reacción depende del flujo másico de MoO_3 que se alimenta al horno. Si el flujo de MoO_3 es igual o menor a 0.5 ton/h, la conversión de H_2 se mantiene constante en 22.35%, pero a mayores flujos sigue la siguiente relación empírica donde el flujo másico se emplea en ton/h:

$$\% \text{ conversión de } \text{H}_2 = -0.64 \dot{m}_{\text{MoO}_3}^2 + 0.45 \dot{m}_{\text{MoO}_3} + 22.3$$

a.- Realice una gráfica de control con al menos 10 puntos del porcentaje de conversión de H_2 contra el flujo másico de MoO_3 desde 0 hasta 2 ton/h.

Para obtener la gráfica de control, vamos a calcular el % de conversión de H_2 en función del flujo de MoO_3 que se alimenta al proceso. Para ello, partimos de realizar el cálculo por medio de la siguiente Tabla:

Tabla.- % de conversión de H_2 en función del flujo másico de MoO_3 .

\dot{m}_{MoO_3} (ton/h)	% conversión de H_2 (%)
0	22.35
0.1	22.35
0.2	22.35
0.3	22.35
0.4	22.35
0.5	22.35
0.6	22.34
0.7	22.30
0.8	22.25
0.9	22.19
1.0	22.11
1.1	22.02
1.2	21.92
1.3	21.80
1.4	21.68
1.5	21.54
1.6	21.38
1.7	21.22
1.8	21.04
1.9	20.84
2.0	20.64

Una vez obtenidos los datos numéricos, procedemos a graficar los resultados obteniendo el diagrama de control que se presenta en la siguiente Figura:

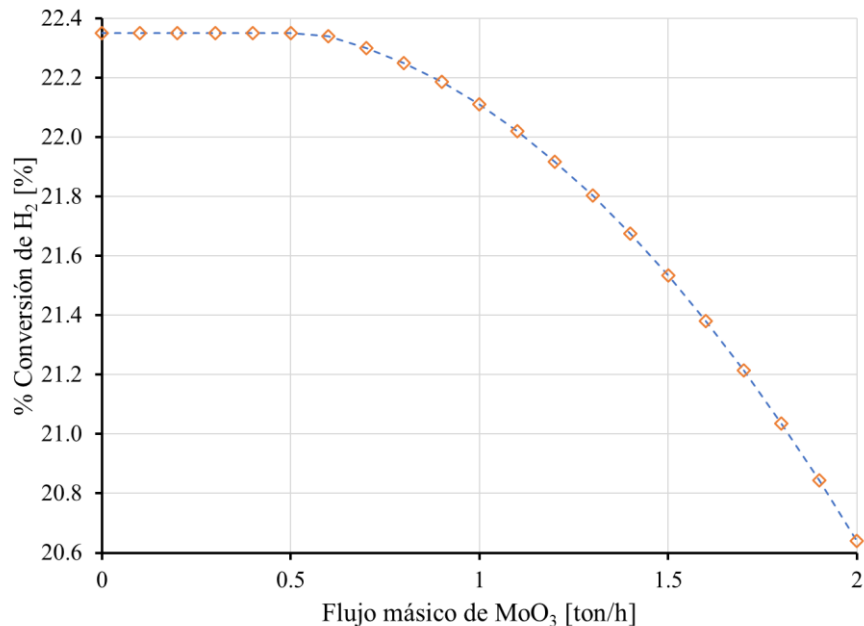
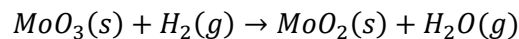


Figura.- % de conversión de H₂ en función del flujo másico de MoO₃.

b.- Realice una gráfica de control con al menos 10 puntos con el flujo volumínico de H₂ mínimo necesario para obtener Mo libre de óxidos, variando el flujo másico de MoO₃ desde 0 hasta 2 ton/h.

Para conocer el flujo de H₂ que requerimos, tenemos que calcular la cantidad que reaccionara con el MoO₃ así como la necesaria para reaccionar con el MoO₂ sabiendo que el porcentaje de conversión no es del 100% en esta segunda reacción, lo cual podemos calcularlo mediante la estequiometría de reacción.

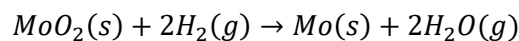
Para la primera reacción:



$$\dot{n}_{H_2, RxN 1} = \dot{m}_{MoO_3} \left(\frac{1 \text{ kg mol } MoO_3}{144 \text{ kg } MoO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ kg mol } H_2}{1 \text{ kg mol } MoO_3} \right)$$

$$\dot{n}_{H_2, RxN 1} = \dot{m}_{MoO_3} \left(\frac{1 \text{ kg mol } H_2}{144 \text{ kg } MoO_3} \right)$$

Para la segunda reacción:



$$\dot{n}_{H_2, RxN 2} = \dot{m}_{MoO_3} \left(\frac{1 \text{ kg mol } MoO_3}{144 \text{ kg } MoO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ kg mol } MoO_2}{1 \text{ kg mol } MoO_3} \right) \left(\frac{2 \text{ kg mol } H_2}{1 \text{ kg mol } MoO_2} \right) \left(\frac{100 \text{ kg mol } H_2}{[\%] \text{ kg mol } H_2} \right)$$

$$\dot{n}_{H_2, RxN 2} = \dot{m}_{MoO_3} \left(\frac{200 \text{ kg mol } H_2}{144 * [\%] \text{ kg } MoO_3} \right)$$

Finalmente, para obtener el flujo volumínico de H₂, se suma la totalidad del H₂ requerido y se emplea la ley de gas ideal:

$$\dot{V}_{H_2,req} = \frac{(\dot{n}_{H_2,RxN 1} + \dot{n}_{H_2,RxN 2})RT}{P}$$

$$\dot{V}_{H_2,req} = \frac{(\dot{n}_{H_2,RxN 1} + \dot{n}_{H_2,RxN 2}) \left(\frac{100 \text{ mol}}{1 \text{ kg mol}} \right) \left(0.08206 \frac{\text{Latm}}{\text{molK}} \right) (1173.15 \text{ K})}{(1 \text{ atm})}$$

Sabiendo que se deben convertir la suma de los flujos molares de kg mol a mol.

Con las tres expresiones planteadas, llenamos la siguiente tabla para poder obtener nuestra gráfica de control:

Tabla.- Cálculo del flujo volumínico mínimo para la conversión completa del MoO₃.

\dot{m}_{MoO_3} (ton/h)	% conversión de H ₂ (%)	$\dot{n}_{H_2,RxN 1}$ (kgmol/h)	$\dot{n}_{H_2,RxN 2}$ (kgmol/h)	$\dot{V}_{H_2,req}$ (L/h)
0	22.35	0.00	0.00	0.00
0.1	22.35	0.69	6.21	665092.69
0.2	22.35	1.39	12.43	1330185.37
0.3	22.35	2.08	18.64	1995278.06
0.4	22.35	2.78	24.86	2660370.74
0.5	22.35	3.47	31.07	3325463.43
0.6	22.34	4.17	37.30	3992227.14
0.7	22.30	4.86	43.59	4664774.73
0.8	22.25	5.56	49.94	5342164.79
0.9	22.19	6.25	56.34	6025487.43
1.0	22.11	6.94	62.82	6715864.65
1.1	22.02	7.64	69.38	7414457.40
1.2	21.92	8.33	76.04	8122472.99
1.3	21.80	9.03	82.81	8841173.12
1.4	21.68	9.72	89.71	9571882.65
1.5	21.54	10.42	96.74	10315999.16
1.6	21.38	11.11	103.93	11075003.43
1.7	21.22	11.81	111.29	11850471.21
1.8	21.04	12.50	118.84	12644086.23
1.9	20.84	13.19	126.60	13457654.84
2.0	20.64	13.89	134.58	14293122.54

Llegando a la siguiente gráfica de control:

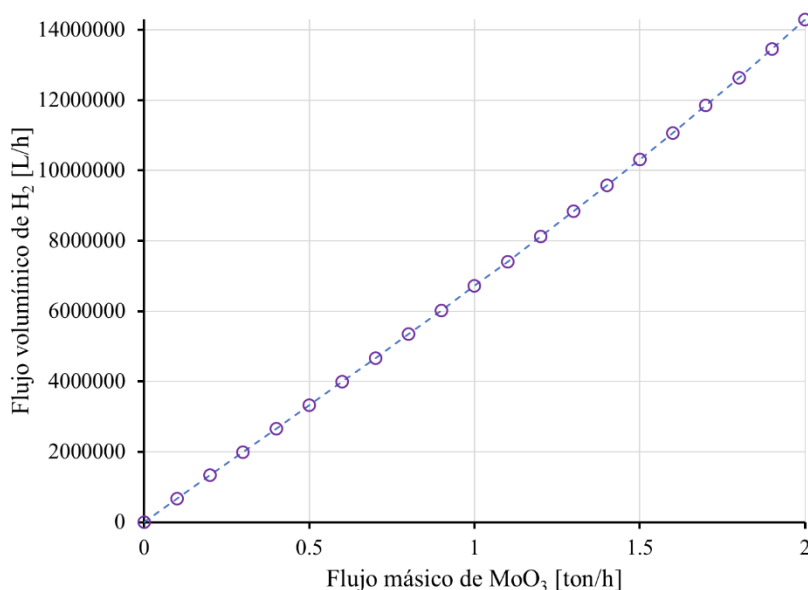


Figura.- Flujo volumínico de H₂ mínimo para la conversión completa del flujo másico de MoO₃.

Podríamos también calcular la cantidad de Mo producido, para ello nos apoyaríamos de la relación estequiométrica:

$$\dot{m}_{Mo,RxN 2} = \dot{m}_{MoO_3} \left(\frac{1 \text{ kg mol } MoO_3}{144 \text{ kg } MoO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ kg mol } MoO_2}{1 \text{ kg mol } MoO_3} \right) \left(\frac{1 \text{ kg mol } Mo}{1 \text{ kg mol } MoO_2} \right) \left(\frac{95.95 \text{ kg } Mo}{1 \text{ kg mol } Mo} \right)$$

$$\dot{m}_{Mo,RxN 2} = \left(\frac{95.95 \text{ kg } Mo}{144 \text{ kg } MoO_3} \right) \dot{m}_{MoO_3}$$

Llegando a la siguiente gráfica de control:

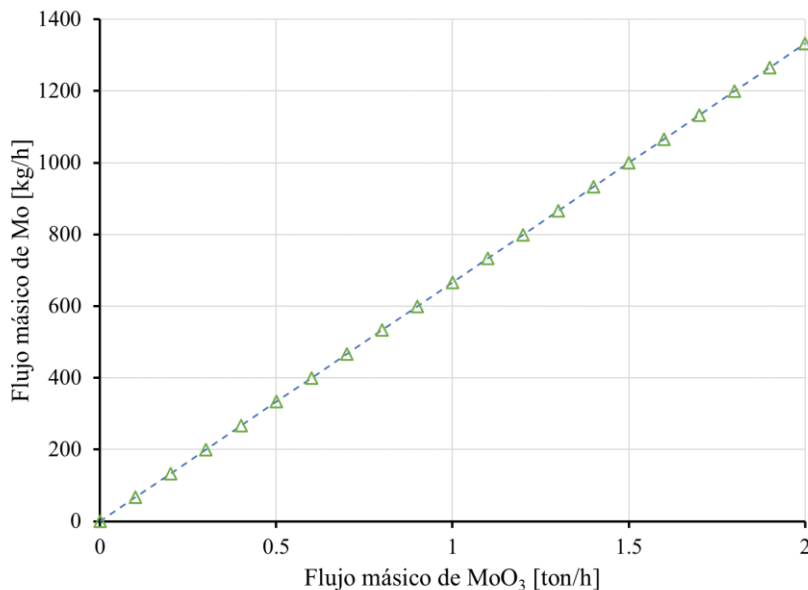


Figura.- Flujo másico de Mo producido en función del flujo másico de MoO₃ alimentado.