

Departamento de Ingeniería Civil  
Química y Biotecnología.  
Facultad de Ciencias Físicas  
y Matemáticas.  
UNIVERSIDAD DE CHILE  
[IQ46B] Operaciones de  
Transferencia I; 2009 - Semestre II

## Ejercicio 6

Profesor: Tomás Vargas.

Auxiliar: Melanie Colet.

Ayudante: Jorge Monardes – Diego Guiachetti.

### Problema N° 1

En el interior de un cilindro provisto de un pistón móvil se encuentran 50 kg de agua a 20 °C. En el espacio situado entre la superficie del agua y el pistón se inyectan 30 m<sup>3</sup> (medidos a 20 °C y 1 atm) de una mezcla amoníaco-aire de composición 20% en volumen de amoníaco, y se deja alcanzar el equilibrio entre fases a 20 °C y 1 atm de presión total. La presión de vapor del agua a 20 °C es 17,4 mmHg y puede suponerse que la presión parcial del vapor de agua es igual a su presión de vapor a la misma temperatura. Una vez alcanzado el equilibrio calcule:

- La presión parcial de amoníaco en la fase gaseosa en mmHg.
- La concentración de amoníaco en la disolución expresada en kg NH<sub>3</sub>/100 kg de agua.
- El volumen de la masa gaseosa situada entre la superficie del agua y el pistón.

### DATOS DE EQUILIBRIO

kg NH <sub>3</sub> /100 kg H <sub>2</sub> O	Presión Parcial del NH <sub>3</sub> [mmHg]
60	945
50	686
40	470
30	298
25	227
20	166
15	114
10	69,6
7,5	50
5	31,7
4	24,9
3	18,2
2	12

R = 0,082 atm-L/mol-K

1 atm = 760 mmHg

Para las condiciones iniciales se tiene que:

$$(n_{NH_3})_{inicial} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,2[atm] \cdot 30000[l]}{0,082[atm \cdot l / mol \cdot K] \cdot 293[K]} = 249,7[mol]$$

$$(n_{aire})_{inicial} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,8[atm] \cdot 30000[l]}{0,082[atm \cdot l / mol \cdot K] \cdot 293[K]} = 998,9[mol]$$

Para las condiciones finales:

$$P_{total} = P_{agua} + P_{aire} + P_{NH_3}$$

$$760[mmHg] = 17,4[mmHg] + P_{aire} + P_{NH_3} \Rightarrow P_{aire} + P_{NH_3} = 760 - 17,4 = 742,6$$

Por otro lado se tiene que:

$$\frac{(n_{aire})_{final} \cdot R \cdot T}{P_{aire}} = \frac{(n_{NH_3})_{final} \cdot R \cdot T}{P_{NH_3}} = V$$

De esta forma, se despeja la cantidad de amoníaco en la mezcla de gases final:

$$(n_{NH_3})_{final} = \frac{P_{NH_3} \cdot (n_{aire})_{final}}{P_{aire}}, \text{ pero } (n_{aire})_{final} = (n_{aire})_{inicial} = 998,9[mol] \text{ (El aire no}$$

pasa al agua) y  $P_{aire} = 742,6 - P_{NH_3}$

$$\text{Así: } (n_{NH_3})_{final} = \frac{P_{NH_3} \cdot 998,9[mol]}{742,6 - P_{NH_3}}$$

Ahora realizando el balance de amoníaco en el agua. La cantidad de amoníaco en el agua es:

$$m_{NH_3} = 17 \left[ \frac{gr}{grmol} \right] \cdot (249,7 - (n_{NH_3})_{final}) = 17 \cdot \left( 249,7 - \frac{P_{NH_3} \cdot 998,9}{742,6 - P_{NH_3}} \right)$$

$$P.M. (NH_3) = 17 \left[ \frac{gr}{grmol} \right]$$

Pasando la masa de amoníaco a kg, se tiene que:

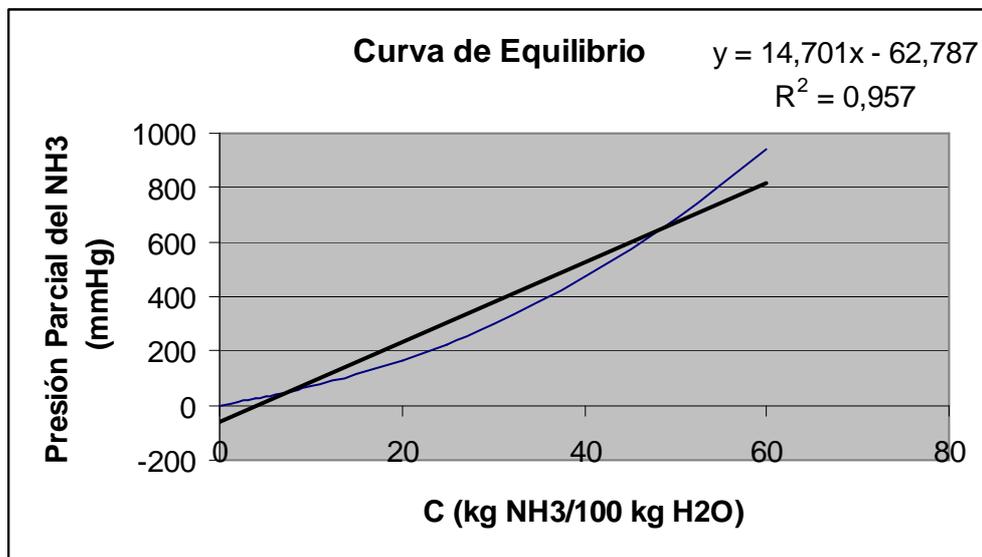
$$m_{NH_3} = 4,25 - \frac{16,98 \cdot P_{NH_3}}{742,6 - P_{NH_3}}$$

Pero como la concentración tiene que estar expresada en kg de  $\text{NH}_3$  en 100 kg de  $\text{H}_2\text{O}$ , y la masa anterior corresponde a la masa del amoníaco en 50 kg de agua, se tiene que:

$$C \text{ (kg } \text{NH}_3 \text{/100 kg de } \text{H}_2\text{O)} = m_{\text{NH}_3} \cdot \frac{100}{50} = 8,5 - \frac{33,96 \cdot P_{\text{NH}_3}}{742,6 - P_{\text{NH}_3}}$$

Esta última relación entre  $C$  y  $P_{\text{NH}_3}$  corresponde a la curva de operación, la cual se hace intersectar con la curva de equilibrio, encontrándose los valores para la presión parcial de amoníaco en el gas y la concentración de amoníaco en el agua, ambas en equilibrio.

La curva de equilibrio es de la siguiente forma:



De esta forma:

- $P_{\text{NH}_3} = 42$  [mmHg]
- $C = 6,4$  kg  $\text{NH}_3$  /100 kg  $\text{H}_2\text{O}$
- Se reemplaza en la expresión del volumen:  $V = 26,03 \text{ m}^3$

## Problema N° 2

En un estudio experimental de absorción de amoníaco en agua en una columna de paredes mojadas, el valor de  $K_G$  se ha encontrado en  $0,205 \text{ mol NH}_3/\text{h-ft}^2\text{-atm}$ . En un punto de la columna el gas contiene un 8% molar de  $\text{NH}_3$  y la concentración en la fase líquida es  $0,004 \text{ mol NH}_3/\text{ft}^3$  de solución. La temperatura del sistema es  $69^\circ\text{F}$  y la presión total es de una atmósfera. En estas condiciones la constante de la ley de Henry de sistema es  $0,15 \text{ atm/mol-NH}_3/\text{ft}^3$ . Si un 85% de la resistencia total de la transferencia de masa se encuentra en la fase gaseosa, calcule los coeficientes interfaciales de transferencia y la composición de ambas fases en la interfase.

$$R_T = \frac{1}{K_G} = \frac{1}{0,205} = 4,87$$

$$\text{Por tanto: } \frac{1}{k_g} = 4,87 \cdot 0,85 = 4,13 \Rightarrow k_g = 0,242 \left[ \frac{\text{molNH}_3}{\text{h-ft}^2\text{-atm}} \right]$$

Además, de la relación:

$$\frac{1}{K_G} = \frac{1}{k_g} + \frac{H}{k_l} \Rightarrow 4,87 = 4,13 + \frac{H}{k_l} \Rightarrow \frac{H}{k_l} = 0,74$$

$$\text{De esta forma: } k_l = 0,212 \left[ \frac{\text{ft}^3 \text{ sol}}{\text{h-ft}^2} \right]$$

Ahora calculando la composición de ambas fases en la interfase:

$$P_{AG} = y_A \cdot P = 0,08 \cdot 1 = 0,008 [\text{atm}]$$

$$C_{AL} = 0,004 \left[ \frac{\text{molNH}_3}{\text{ft}^3 \text{ sol}} \right]$$

$$P_A^* = H \cdot C_{AL} = 0,15 \cdot 0,004 = 0,0006 [\text{atm}]$$

$$N_A = K_G \cdot (P_{AG} - P_A^*) = 0,205 \cdot (0,08 - 0,0006) = 1,63 \times 10^{-2} \left[ \frac{\text{mol}}{\text{h-ft}^2} \right]$$

Por otro lado:

$$N_A = k_g (P_{AG} - P_{Ai}) \Rightarrow 1,63 \times 10^{-2} = (0,08 - P_{Ai}) \Rightarrow P_{Ai} = 0,0127 [\text{atm}]$$

De igual forma:

$$N_A = k_l (C_{Ai} - C_{AL}) \Rightarrow 1,63 \times 10^{-2} = (C_{Ai} - 0,004) \Rightarrow C_{Ai} = 0,083 \left[ \frac{\text{molNH}_3}{\text{ft}^3 \text{ sol}} \right]$$