

Clase Auxiliar 6.

Absorción: Conceptos Fundamentales

La absorción es un proceso mediante el cual se consigue extraer un compuesto de interés desde una corriente de gases que se pone en contacto con un líquido que resulta ser un *extractante selectivo* del componente gaseoso deseado.

Es importante, con el fin de aumentar la transferencia de masa entre las fases, conseguir un área superficial de contacto grande de manera que el flujo de material en la frontera gas – líquido sea alto.

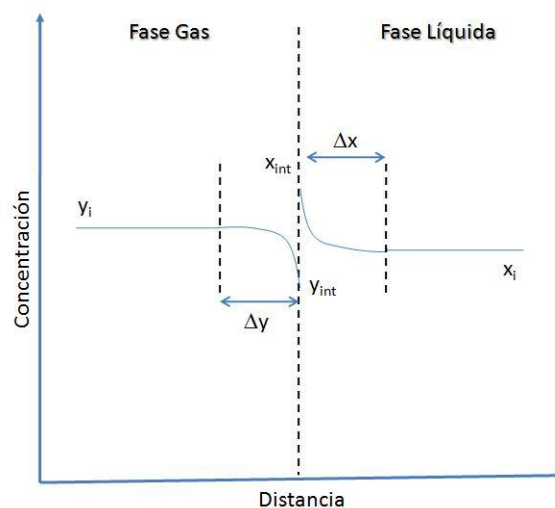
El flujo neto de material en la interfase es nulo cuando se alcanza el *equilibrio*. Esto se debe a que la velocidad de transferencia de material desde el gas al líquido es igual a la velocidad de transferencia de material desde el líquido al gas.



La absorción es función de muchos factores que modifican las tasas de transferencia de masa:

- 1) Grado de solubilidad de un gas en el líquido
- 2) Efecto de la temperatura: a mayor temperatura menor solubilidad
- 3) Efecto de la presión: a mayor presión mayor solubilidad

- *Modelo de Transferencia de Masa*



x_{int} , y_{int} : son concentraciones de equilibrio alcanzadas instantáneamente en la interfase

Lo anterior establece que:

A) Velocidad de transferencia de soluto en gas

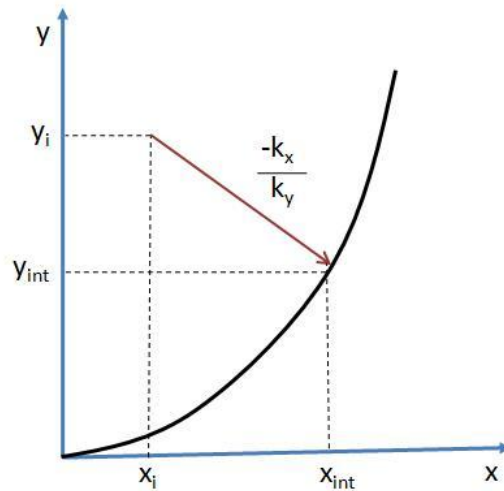
$$N_A^y = k_y \cdot (y_i - y_{\text{int}}) \left[\frac{\text{moles } A}{\text{tpo.} - \text{área}} \right]$$

B) Velocidad de transferencia de soluto en líquido

$$N_A^x = k_x \cdot (x_{\text{int}} - x_i) \left[\frac{\text{moles } A}{\text{tpo.} - \text{área}} \right]$$

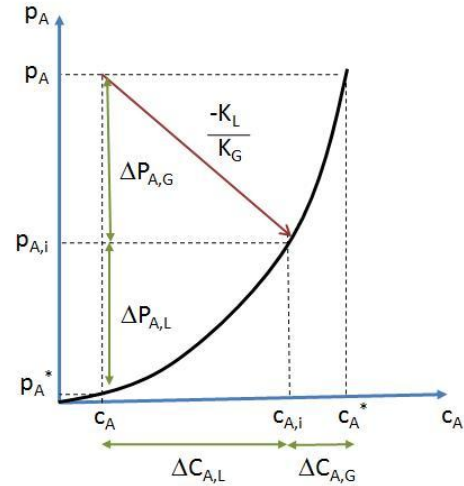
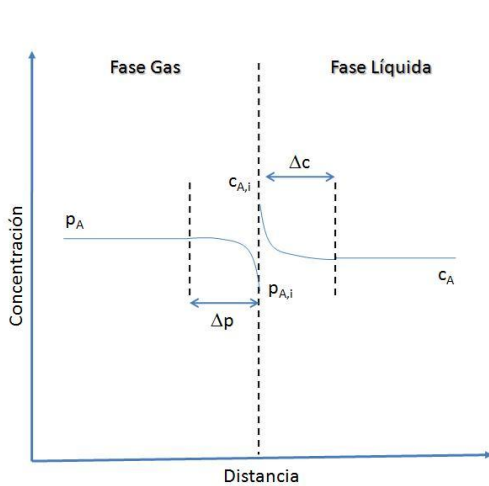
Luego, en estado estacionario tenemos que los flujos en ambos sentidos son iguales:

$$-\frac{k_x}{k_y} = \frac{(y_i - y_{\text{int}})}{(x_i - x_{\text{int}})}$$



Utilizaremos tres leyes para modelar el equilibrio:

- Ley de Raoult: $p_A = x_A \cdot P_A^\circ$
- Ley de Dalton: $p_A = y_A \cdot P_T$
- Ley de Henry: $p_A = H \cdot c_A$



Tenemos entonces que:

- En el gas: $N_A^* = k_G \cdot (p_A - p_{A,i})$
- En el líquido: $N_A^* = k_L \cdot (c_{A,i} - c_A)$

En el equilibrio:
$$-\frac{k_L}{k_G} = \frac{p_A - p_{A,i}}{c_A - c_{A,i}}$$

Escribiendo esto ahora con coeficientes globales tenemos que:

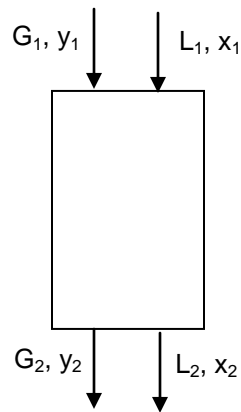
- En el gas: $N_A^* = K_G \cdot (p_A - p_A^*)$
- En el líquido: $N_A^* = K_L \cdot (c_A^* - c_A)$

En el equilibrio:
$$-\frac{K_L}{K_G} = \frac{p_A - p_A^*}{c_A - c_A^*}$$

Utilizando las expresiones de equilibrio anteriores se obtiene que (**resistencias globales**):

$$K_G = \frac{1}{\frac{1}{k_G} + \frac{H}{k_L}}, \quad K_L = \frac{1}{\frac{1}{H \cdot k_G} + \frac{1}{k_L}}$$

Si modelamos un proceso de absorción en equipos donde se lleva a cabo un contacto líquido – gas por etapas tendremos una situación como la presentada en el diagrama global de proceso siguiente:



, donde:

G_1 := moles de gas que entran a la unidad por hora y por unidad de área de sección de la torre (idem L_1 para el líquido)

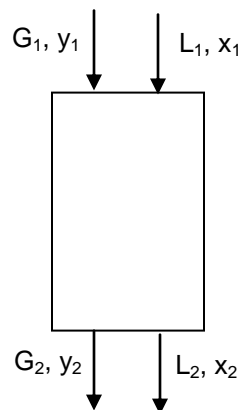
y_1 := fracción molar de soluto A en el gas (idem x_1 para el líquido)

Para trabajar en estos procesos se suelen utilizar las variables alternativas G_s y L_s , las cuales corresponden a los flujos gaseoso y líquido libres de soluto A, los cuales **no varían en el tiempo**.

Luego, las fracciones de soluto A con respecto al flujo libre se pueden expresar como:

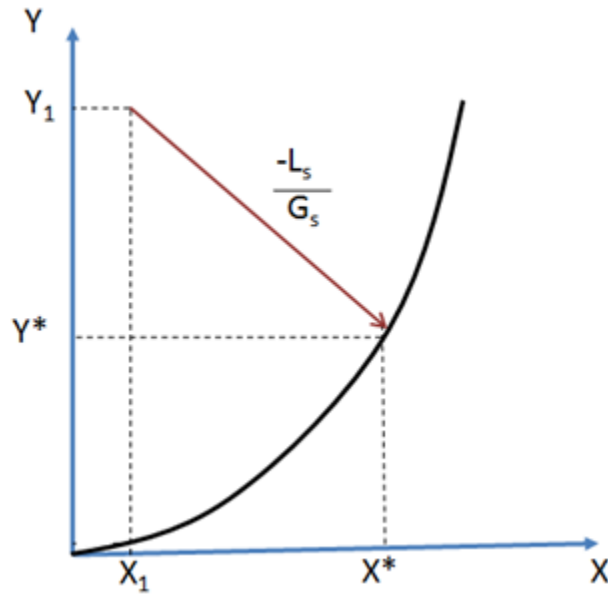
$$Y = \frac{y}{1-y}, \quad X = \frac{x}{1-x}$$

Si consideramos absorción en **una sola etapa** obtenemos:



Balance de masa: $L_s \cdot X_1 + G_s \cdot Y_1 = L_s \cdot X_2 + G_s \cdot Y_2$

Luego, $-\frac{L_s}{G_s} = \frac{Y_2 - Y_1}{X_2 - X_1}$

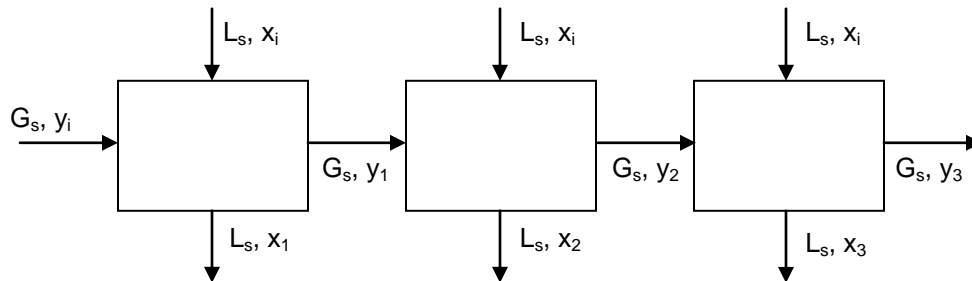


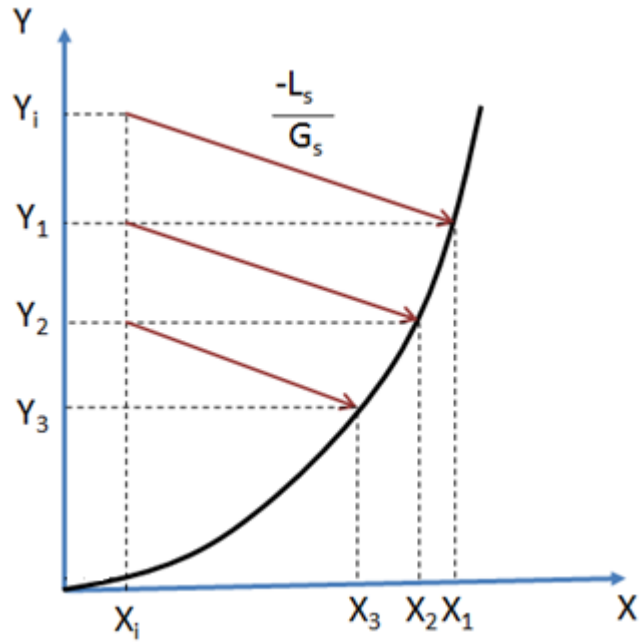
Se define *eficiencia* como:

$$eff_Y = \frac{Y_1 - Y_2}{X_1 - Y_{eq}}, \quad eff_X = \frac{X_2 - X_1}{X_{eq} - X_1}$$

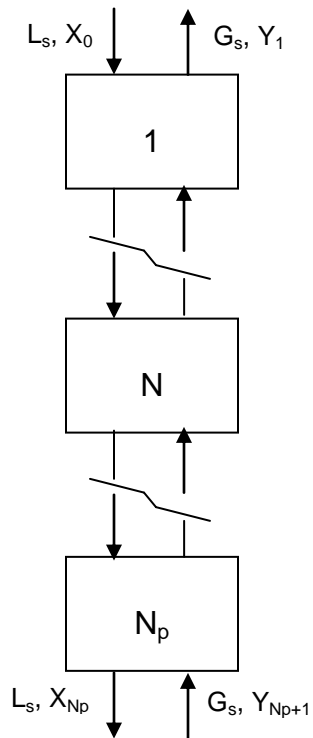
Consideraremos dos tipos de procesos de absorción multietapa: *etapas en flujo cruzado* y *etapas en contracorriente*

- **Etapas en flujo cruzado**





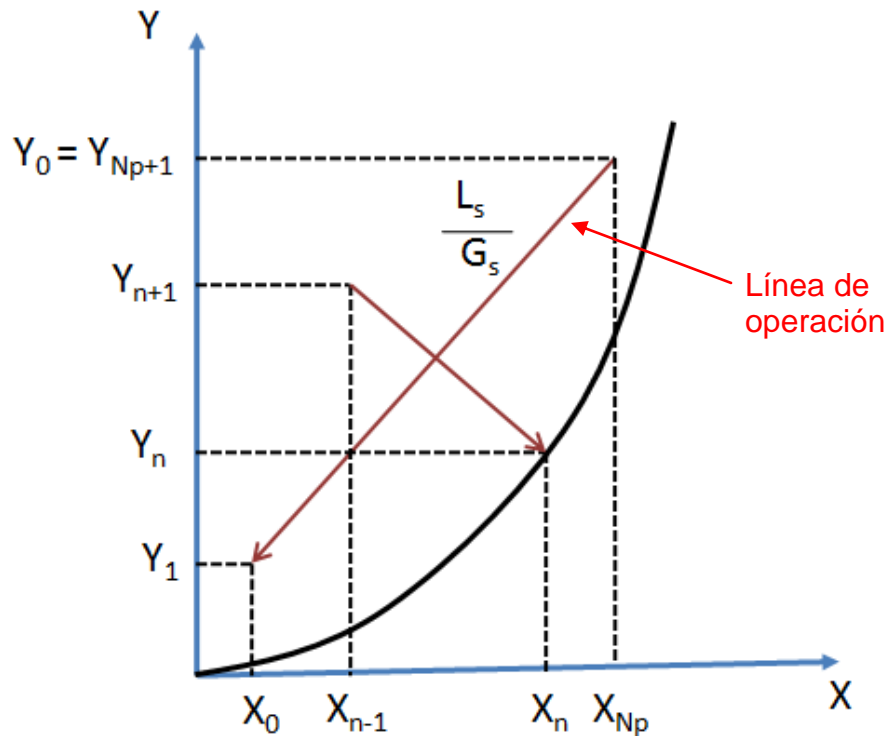
- **Etapas en flujo contracorriente**



En general, para cualquier etapa tenemos que: $\frac{L_s}{G_s} = \frac{Y_1 - Y_{n+1}}{X_0 - X_n}$

Y para cada etapa en particular: $-\frac{L_s}{G_s} = \frac{Y_n - Y_{n+1}}{X_n - X_{n-1}}$

Un balance global nos otorga que: $\frac{L_s}{G_s} = \frac{Y_{N_p+1} - Y_1}{X_{N_p} - X_0}$



- 1) Si L_s aumenta disminuye el número de etapas (y extraemos más soluto del líquido)
- 2) La eficiencia menor al 100% aumenta el número de etapas
- 3) La razón $\left(\frac{L_s}{G_s}\right)_{\min}$ se obtiene al tocar con la parte superior de la línea de operación la curva de equilibrio

PROBLEMA N° 1

La relación combinada de las leyes de Raoult – Dalton en el equilibrio se puede utilizar para determinar la composición de las fases en un sistema binario: benceno – tolueno a presiones y temperaturas bajas. Determine la composición del vapor en equilibrio con un líquido que contiene una fracción molar de benceno de 0,6 a 68 °F.

SOLUCIÓN:

Las presiones parciales del benceno y del tolueno se calcularán usando la ecuación de Raoult:

$$p_{B,i} = x_B \cdot P_B \quad \text{y} \quad p_{T,i} = x_T \cdot P_T$$

A 68 °F las presiones de vapor son las siguientes (de tablas termodinámicas):

$$P_B = 0,0986 \text{ atm}$$

$$P_T = 0,0297 \text{ atm}$$

Luego,

$$p_{B,i} = 0,6 \cdot 0,0986 \text{ atm} = 0,059 \text{ atm}$$

$$p_{T,i} = 0,4 \cdot 0,0297 \text{ atm} = 0,012 \text{ atm}$$

La ley de Dalton establece que la presión total es la suma de las presiones parciales:

$$P = (0,059 + 0,012) \text{ atm} = 0,071 \text{ atm}$$

Finalmente, podemos calcular la composición del vapor usando la ley de Dalton directamente:

$$y_B = \frac{p_{B,i}}{P} = \frac{0,059}{0,071} = 0,83$$

$$y_T = \frac{p_{T,i}}{P} = \frac{0,012}{0,071} = 0,17$$

PROBLEMA N° 2

La constante de la ley de Henry (H) correspondiente al oxígeno disuelto en agua es $4,01 \times 10^4 \text{ atm}/\text{fracción molar}$ a 20 °C. Determine la concentración de saturación de oxígeno en un volumen de agua expuesta a aire seco a 1 atm y 20 °C.

SOLUCIÓN:

La ley de Henry se puede expresar en función de las unidades de fracción molar por medio de:

$$p_{A,i} = H \cdot x_{A,i}$$

, donde H es igual a $4,01 \times 10^4 \text{ atm/fracción molar}$ o $4,06 \times 10^9 \text{ Pa/ moles de } O_2 - \text{ número total de moles de solución}$

(1 atm = 101.327 Pa)

El aire seco contiene 21% de oxígeno en fracción molar (el resto es nitrógeno). Luego, de acuerdo con la ley de Dalton:

$$p_{A,i} = y_A \cdot P = 0,21 \cdot 101.327 \text{ Pa} = 2,13 \times 10^4 \text{ Pa}$$

La fracción molar del líquido en la interfase líquido – gas se determina mediante la ley de Henry:

$$x_{A,i} = \frac{p_{A,i}}{H} = \frac{2,13 \times 10^4}{4,06 \times 10^9} = 5,25 \times 10^{-6} \text{ mol } O_2 / \text{mol solución}$$

- Moles de solución en un metro cúbico de agua

La densidad del agua es igual a 1.000 kg/m^3 y su peso molecular igual a 18 kg/kmol , por lo que la cantidad de moles en un metro cúbico:

$$n_{H_2O} = 1 \text{ m}^3 \cdot 1.000 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot \frac{1}{18 \frac{\text{kg}}{\text{kmol}}} = 5,56 \times 10^4 \text{ mol}$$

El número total de moles es, esencialmente, igual al número de moles de agua puesto que la concentración de oxígeno es muy baja. Entonces los moles de oxígeno en un metro cúbico de solución serán:

$$n_{O_2} = 5,25 \times 10^{-6} \text{ mol } O_2 / \text{mol solución} \times 5,56 \times 10^4 \text{ mol solución} = 0,292 \text{ mol } O_2$$

Luego, sabiendo que el peso molecular del oxígeno es igual a 32 g/mol , la concentración de saturación será:

$$c_{O_2} = 0,292 \text{ mol } O_2 / \text{m}^3 \times 32 \text{ g/mol} = 9,34 \text{ g/m}^3$$

PROBLEMA N° 3

En un estudio experimental de la absorción de NH_3 en agua en una columna de relleno, se encontró que el valor de K_G es de $0,205 \text{ lbmol NH}_3/\text{h-ft}^2\text{-atm}$. En un punto de la columna el gas contenía 8% en fracción molar de NH_3 y la concentración de la fase líquida era de $0,004 \text{ lbmoles de NH}_3$ por cada ft^3 de solución. La temperatura fue de 68°F y la presión total de una atmósfera. Se encontró además que el 85% de la resistencia total a la transferencia de masa se hallaba en la fase gaseosa. Si la constante de Henry a 68°F es de $0,15 \text{ atm/lbmol de NH}_3$ por ft^3 de solución, calcule los coeficientes de las capas interfaciales y las composiciones de la interfase.

SOLUCIÓN:

- *Resistencia global*

$$\frac{1}{K_G} = \frac{1}{0,205} = 4,88 \text{ h-ft}^2\text{-atm/lbmol NH}_3$$

- *Resistencia en la fase gas y líquido*

La resistencia en la fase gas es el 85% de la resistencia total, por lo que el coeficiente interfacial de la capa gaseosa será:

$$\frac{1}{k_G} = 0,85 \cdot 4,88 \text{ h-ft}^2\text{-atm/lbmol NH}_3 = 4,15 \text{ h-ft}^2\text{-atm/lbmol NH}_3$$

Luego,

$$k_G = \frac{1}{4,15 \text{ h-ft}^2\text{-atm/lbmol NH}_3} = 0,241 \text{ h-ft}^2\text{-atm/lbmol NH}_3$$

El coeficiente k_L de la fase gaseosa se calcula a partir de:

$$\frac{1}{K_G} = \frac{1}{k_G} + \frac{H}{k_L}$$

Entonces,

$$4,88 = 4,15 + \frac{0,15}{k_L}$$

Luego,

$$k_L = 0,205 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2} - \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}}$$

En un punto de la columna las concentraciones globales de ambas fases son:

$$p_{A,G} = y_A \cdot P = 0,08 \cdot 1 \text{ atm} = 0,08 \text{ atm}$$

$$c_{A,L} = 0,004 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}}$$

Ahora, introduciendo la constante de Henry, la presión parcial en equilibrio (p_A^*) y la concentración global del líquido en una sola ecuación obtenemos que:

$$p_A^* = H \cdot c_{A,L} = 0,15 \frac{\text{atm}}{\frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}}} \times 0,004 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}} = 0,0006 \text{ atm}$$

El flujo de masa del proceso se puede escribir entonces como:

$$N_{A,z} = K_G \cdot (p_{A,G} - p_A^*) = 0,205 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2 - \text{atm}} \cdot (0,08 - 0,0006) \text{ atm}$$

$$N_{A,z} = 0,0163 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2}$$

Las composiciones interfaciales las obtenemos entonces utilizando las ecuaciones:

$$N_{A,z} = k_G \cdot (p_{A,G} - p_{A,i})$$

$$N_{A,z} = k_L \cdot (c_{A,i} - c_{A,L})$$

Así, entonces tenemos que:

$$0,0163 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2} = 0,241 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2 - \text{atm}} \cdot (0,08 - p_{A,i}) \text{ atm}$$

$$p_{A,i} = 0,0124 \text{ atm}$$

$$0,0163 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2} = 0,205 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{hr} - \text{ft}^2} - \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}} \cdot (c_{A,i} - 0,004) \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}}$$

$$c_{A,i} = 0,084 \frac{\text{lbmol NH}_3}{\text{ft}^3 \text{ solución}}$$

PROBLEMA N° 4

Se debe disolver CO_2 en una solución usando un absorbedor por burbujeo. Para ello se dispone de un tanque cerrado de absorción de dióxido de carbono que opera a 30 atm de presión y temperatura de 18 °C. Se debe agregar CO_2 hasta alcanzar una concentración de 20 % de CO_2 , siendo la concentración de este compuesto en el líquido de entrada igual a cero. El CO_2 se alimenta puro de modo que se puede considerar que la solución está en contacto con una fase gaseosa de composición 100% de contenido de CO_2 . Determine la razón entre el volumen del reactor y el flujo de solución necesario para lograr la transferencia de masa necesaria. Suponga que el tanque opera como un reactor perfectamente agitado.

DATOS: $K_L \cdot a = 0,01 \frac{1}{s}$

Datos de equilibrio gas – líquido

TABLE 2-125 Carbon Dioxide (CO_2)

Total pressure, atm	Weight of CO_2 per 100 weights of H_2O *								
	12°C	18°C	25°C	31.04°C	35°C	40°C	50°C	75°C	100°C
25		3.86		2.80	2.56	2.30	1.92	1.35	1.06
50	7.03	6.33	5.38	4.77	4.39	4.02	3.41	2.49	2.01
75	7.18	6.69	6.17	5.80	5.51	5.10	4.45	3.37	2.82
100	7.27	6.72	6.28	5.97	5.76	5.50	5.07	4.07	3.49
150	7.59	7.07		6.25	6.03	5.81	5.47	4.86	4.49
200				6.48	6.29	6.28	5.76	5.27	5.08
300	7.86	7.35					6.20	5.83	5.84
400	8.12	7.77	7.54	7.27	7.06	6.89	6.58	6.30	6.40
500				7.65	7.51	7.26			
700							7.58	7.43	7.61

*In the original, concentration is expressed in cubic centimeters of CO_2 (reduced to 0°C and 1 atm) dissolved in 1 g of water.