

PRÁCTICA 8

DETERMINACIÓN DE LA TENSIÓN SUPERFICIAL

DE LÍQUIDOS POR EL MÉTODO DE LA GOTA.

1.- Objetivo.

2.- Fundamento teórico.

3.- Desarrollo del procedimiento experimental.

3.1.- Preparación de disoluciones.

3.2.- Medida con el estalagmómetro

4.- Tabla de datos experimentales.

5.- Cálculos y gráficas.

5.1.- Cálculo de la tensión superficial ()

5.2.- Representación: frente a la concentración.

5.3.- Cálculo de (exceso superficial) para 5 concentraciones.

6.- Discusión de los resultados y observaciones.

1.- OBJETIVO:

- Determinar la tensión superficial de líquidos puros (agua)
- Determinar la tensión superficial de disoluciones de sustancias orgánicas tensioactivas (alcoholes).
- Determinar el exceso de concentración en la superficie
- Estudiar la relación que liga la tensión superficial con la concentración.

2.- Fundamento teórico.

Se entiende por tensión superficial, , la fuerza que se ejerce en la superficie de los líquidos por unidad de longitud. Viene medida en $\text{N}\cdot\text{m}^{-1}$. Consideremos una molécula G, situada en el interior de un líquido. Las intensas fuerzas intermoleculares determinan una resultante nula (F y $-F$); cuando la molécula está situada en una zona próxima a la superficie, como en la molécula G', las fuerzas no se anulan. Si la molécula está en la superficie, el conjunto de estas fuerzas da una resultante F , dirigida hacia el interior del líquido.

Esta fuerza que actúa tangencialmente en la superficie del líquido, y tiende a contraerla, es la tensión superficial del líquido.

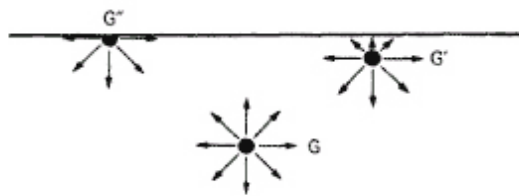


FIGURA 24.2

La tensión superficial se opone al incremento de superficie ya que supone un aumento de la energía de Gibbs del sistema y la condición de equilibrio exige que el sistema evolucione hasta que G sea mínima a p y T constantes.

El trabajo superficial, a p y T constantes, viene dado por:

Donde γ , es la tensión superficial, siempre positiva e independiente del área.

Integrando la ecuación:

Las sustancias con grupos hidrofílicos se orientan hacia la fase acuosa dejando las cadenas hidrocarbonadas hacia la fase gaseosa o aceite. La fuente de adsorción de estas sustancias o interfases en forma de monocapa se llama actividad superficial. La actividad superficial es un fenómeno dinámico.

La tensión superficial de una mezcla binaria miscible se puede calcular con la ecuación de Szyszkowski-Langmuir:

Donde a y b son parámetros que se pueden determinar experimentalmente.

El método que se va a utilizar en la determinación es el método de la gota, con ayuda de un estalagmómetro:

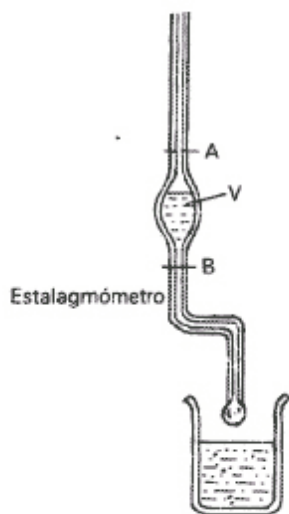


FIGURA 24.1

El tensímetro o *estalagmómetro de Traube* es de los dispositivos más empleados para la determinación de la tensión superficial e interfacial de los líquidos. Consta de un tubo vertical de vidrio con un ensanchamiento situado entre un enrase superior y otro inferior provistos ambos de sendas escalas grabadas sobre el vidrio en divisiones arbitrarias; al extremo del tubo posee un ligero aplastamiento que constituye una pequeña plataforma plana.

Mediante una aspiración se toma líquido de una pequeña vasija situada bajo el estalagmómetro y se le hace ascender hasta el primer enrase. Seguidamente se deja fluir el líquido libremente y se cuenta el número de gotas que se desprenden hasta que se alcanza el enrase inferior. La operación se repite de forma análoga empleando el agua como referencia y anotando el número de gotas desprendidas en su caso.

3.- Desarrollo del procedimiento experimental.

3.1.- Preparación de disoluciones

Se preparan 12 disoluciones de isopropanol en agua para fracciones molares de: 10%; 20%; 30%; 40%; 50%; 60%; 70%; 75%; 80%; 90%; 100%.

Para ello se calcula el volumen de alcohol necesario en cada disolución:

Se define primeramente:

Multiplicando en cruz:

=

$$= 100 \cdot \rho_{H_2O} \cdot PM_{alc}$$

Sustituyendo:

Disolución 5% de alcohol $r = 95/5$ volumen (x) = 18,4 ml.

Disolución 10% de alcohol $r = 9/1$ volumen (x) = 32,3 ml.

Disolución 20% de alcohol $r = 8/2$ volumen (x) = 51,8 ml.

Disolución 30% de alcohol $r = 7/3$ volumen (x) = 66,3 ml.

Disolución 40% de alcohol $r = 6/4$ volumen (x) = 74,0 ml.

Disolución 50% de alcohol $r = 1$ volumen (x) = 81,3 ml.

Disolución 60% de alcohol $r = 4/6$ volumen (x) = 86,5 ml.

Disolución 70% de alcohol $r = 3/7$ volumen (x) = 90,9 ml.

Disolución 75% de alcohol $r = 25/75$ volumen (x) = 92,8 ml.

Disolución 80% de alcohol $r = 2/8$ volumen (x) = 94,5 ml.

Disolución 90% de alcohol $r = 1/9$ volumen (x) = 99,7 ml.

Disolución 100% de alcohol – volumen (x) = 100,0 ml.

3.2.- Medida con el estalagmómetro

Limpiar el estalagmómetro perfectamente, ya que estos fenómenos son muy sensibles a impurezas.

A continuación se calibra el estalagmómetro con agua destilada, ya que su tensión superficial es conocida y determinar la constante K^* a la temperatura de trabajo.

Después se miden las disoluciones de la más diluida a la más concentrada, contando las gotas que caen de un ensayo a otro. Esta operación se repite 3 veces con cada disolución.

4.- Tabla de datos experimentales.

La tabla muestra los valores experimentales obtenidos en la práctica.

Fracción Molar (%)	volumen alcohol (ml)	nºgotas1	nºgotas2	nºgotas3	nºgotas media
0	0	17	17	17	17
5	18,5	25	27	26	26
10	32,3	34	34	34	34
20	51,8	38	38	38	38
30	66,3	38	38	38	38
40	74	38	38	38	38
50	81,1	37	38	38	37,66667
60	86,5	38	38	38	38
70	90,9	38	38	38	38
80	94,5	38	38	37	37,66667
90	97,5	38	38	38	38
100	100	38	38	38	38

5.- Cálculos y gráficas.

5.1.- Cálculo de la tensión superficial ()

La tensión superficial se determina a partir de la ecuación:

Siendo: $n = n^\circ$ de gotas.

= densidad de la disolución.

K^* se calcula :

$$1.238,98 \text{ dinas cm}^2 / \text{g}$$

Es necesario saber la **densidad de cada disolución**, esto se calcula de la siguiente forma:

Disolución x%

Disolución x%

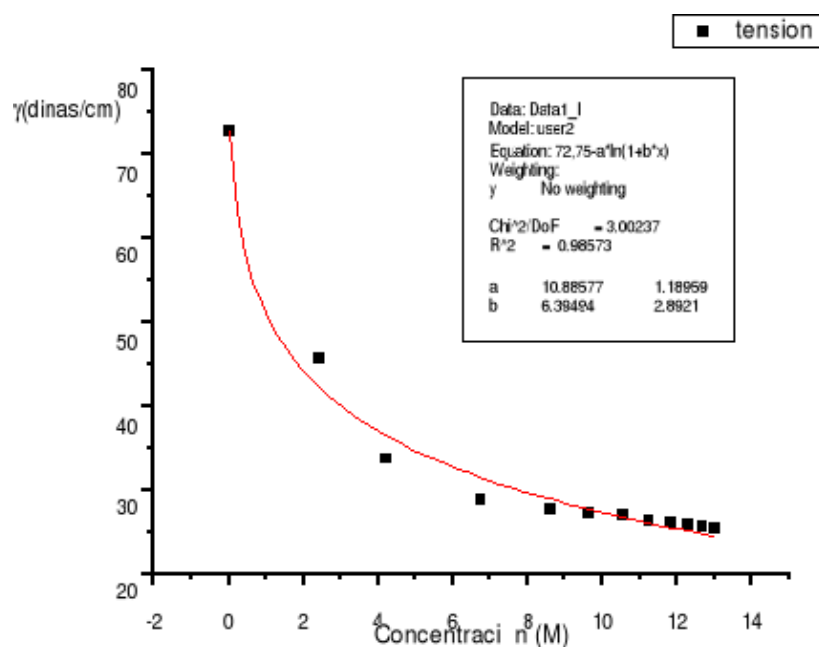
La molaridad por tanto en cada disolución es:

Con ayuda del programa informático este cálculo se simplifica y los resultados obtenidos aparecen en la siguiente tabla:

Fracción molar (%)	Vol. alcohol (x) (ml)	Densidad disolución (g/ml)	Molaridad (M)	Tensión (dinas/cm)
0	0	0,9982	0	72,75
5	18,5	0,95783	2,401	45,64369
10	32,3	0,92772	4,19201	33,80671
20	51,8	0,88517	6,7228	28,86081
30	66,3	0,85353	8,60466	27,82923
40	74	0,83673	9,60399	27,28143
50	81,1	0,82124	10,52546	27,01327
60	86,5	0,80946	11,22629	26,39213
70	90,9	0,79986	11,79734	26,0791
80	94,5	0,792	12,26456	26,05151
90	97,5	0,78546	12,65391	25,60955
100	100	0,78	12,97837	25,43169

5.2.– Representación: frente a la concentración.

Representación de la tensión superficial frente a la concentración y se ajustan los valores a la ecuación:



Se obtienen los parámetros a y b:

Equation: $72,75 - a \cdot \ln(1 + b \cdot x)$

Weighting:

y No weighting

Chi²/DoF R²

3.00237 0.98573

Parameter Value Error

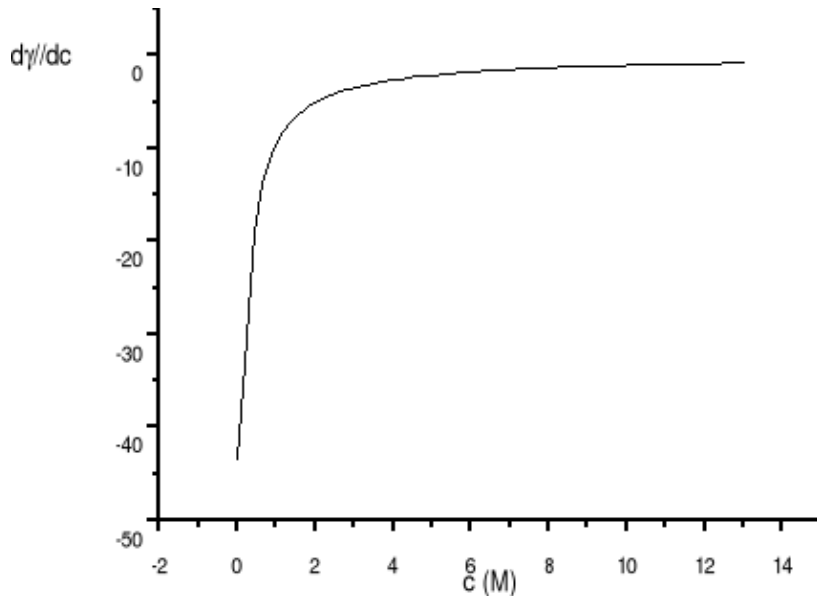
a 10.88577 1.18959

b 6.39494 2.8921

5.3.- Cálculo de (exceso superficial) para 5 concentraciones.

A continuación obtener para cinco concentraciones distintas el valor de $d\gamma/dc$, es decir, .

Para ello se deriva la función anterior, obteniendo la siguiente gráfica:



Se cogen 5 valores de la pendiente para 5 concentraciones cualesquiera:

c (M)	1,0998	2,4197	5,0593	8,1389	10,1187
d /dc	-8,7678	-4,2434	-2,0923	-1,3151	-1,0617

Se calcula el exceso superficial para cada una de las concentraciones:

6.- Discusión de los resultados y observaciones.

Se ha obtenido un exceso superficial positiva, lo que indica que la concentración de soluto en la interfase es mayor que en el seno de la disolución, el tensioactivo prefiere estar en la interfase que en el seno de la disolución. Por lo tanto estamos ante un tensioactivo como es de esperar.

En este caso, a medida que aumenta la concentración de soluto la tensión superficial disminuye, hasta llegar a

una concentración que se mantiene constante, debido a que se ha producido la saturación de la interfase y ya no admite más moléculas en esta, formándose como consecuencia micelas en el seno de la disolución.

Ya que el soluto es el isopropanol, la parte polar se dispone en la cara exterior de la micela mientras que la parte apolar se encuentra en el interior. Mientras en la interfase (líquido – gas) la parte polar se orienta hacia la disolución y la parte carbonada hacia la fase gaseosa.