

KCl 수용액에서 CPC/TX-100 혼합계면활성제의 미셀화에 대한 열역학적 연구

김영철[†] · 이병환^{*}

[†]대구광역시 보건환경연구원
한국기술교육대학교 응용화학공학과
(2005. 7. 22 접수)

Thermodynamics on the Micellization of CPC/TX-100 Mixed Surfactant System in Aqueous Solutions of KCl

Yung-Cheol Kim[†] and Byung-Hwan Lee^{*}

^{*}Health and Environmental Research Institute, Taegu 706-090, Korea
Department of the Applied Chemical Engineering, Korea University of Technology & Education,
Chonan 333-860, Korea
(Received July 22, 2005)

요 약. KCl 수용액에서 양이온 계면활성제인 Cetylpyridinium chloride(CPC)와 비이온 계면활성제인 Triton X-100(TX-100)의 혼합계면활성제의 임계미셀농도(CMC)를 온도 15°C에서 35°C까지 UV 흡광도법으로 측정하였다. 측정된 CMC 값의 온도에 따른 변화로부터 여러 가지 열역학 함수값(ΔG_m° , ΔH_m° 및 ΔS_m°)을 계산하고 분석하였다. 그 결과, 측정범위 내에서 ΔG_m° 은 모두 음의 값을 그리고 ΔS_m° 값은 모두 양의 값을 나타내었다. 그러나 ΔH_m° 은 측정된 온도에 따라 양 혹은 음의 값을 나타내었다.

주제어: CPC, TX-100, 임계미셀농도, 반대이온 결합상수, 등구조 온도

ABSTRACT. The critical micelle concentration (CMC) of the mixed surfactant system of Cetylpyridinium chloride (CPC) with Triton X-100 (TX-100) in aqueous solutions of KCl were determined by using the UV absorbance method from 15°C to 35°C. Thermodynamic parameters (ΔG_m° , ΔH_m° , and ΔS_m°), associated with the micelle formation of CPC/TX-100 mixed surfactant system, have been estimated from the temperature dependence of CMC values. The calculated values of ΔG_m° are all negative but the values of ΔS_m° are positive in the whole measured temperature region. On the other hand, the values of ΔH_m° are positive or negative, depending on the measured temperature.

Keywords: CPC, TX-100, Critical micelle Concentration, Counter Ion Binding Constant, Iso-Structural Temperature

서 론

수용액에서 계면활성제분자들의 미셀화 현상을 설명하기 위하여 여러 가지 이론과 모델들이 개발되고 있다.¹⁻³ 특히 임계미셀농도(CMC)의 온도의존성으로부터 여러 가지 열역학 함수값들을 계산하고 분석함으로써 계면활성제분자들의 미셀화 현상을 열역학적

으로 설명하기 위한 이론들이 많이 개발되고 있다. 지금까지 알려진 바에 의하면 온도의 증가에 따라 CMC 값은 감소하다가 증가하는 경향을 보이며, 실온근처에서 최소값을 나타낸다.^{4,6} 온도에 따른 CMC의 이러한 변화로부터 ΔG_m° 은 식 (1)에 의하여 그리고 ΔH_m° 의 값은 식 (2)에 의하여 계산할 수 있었다.^{7,8} 여기서 R과 T는 각각 이상기체상수와 절대온도를 나타내며,

β 는 미셀 상에서 반대이온의 결합상수를 나타낸다. 한편 Mesa와 Muller 등은 최소값의 임계미셀농도(CMC*)와 그 때의 온도(T^*)를 측정하고 그 값을 이용하여 열역학 함수값들을 계산할 수 있는 이론을 개발하기도 하였다.^{1,6,9} 일반적으로 계면활성제의 미셀화에 대한 ΔG_m° 값은 대부분 음의 값을 나타내며, 이것은 ΔH_m° 과 ΔS_m° 의 두 인자들이 상호보완적으로 기여함으로써 나타나는 현상이다.^{7,8}

$$\Delta G_m^\circ = (1 + \beta)RT \ln CMC \quad (1)$$

$$\Delta H_m^\circ = -(1 + \beta)RT^2 \frac{d(\ln CMC)}{dT} \quad (2)$$

지금까지는 단일 성분 계면활성제의 미셀화에 대하여 열역학적 연구가 활발히 진행되어 왔지만 혼합계면활성제의 미셀화에 대한 연구는 많지 않았다.^{4,10,11} 섬유, 염색, 윤활유, 농약, 페인트 등의 산업현장이나 가정용 세제에서는 생산에서의 어려움 때문에 단일 성분의 계면활성제보다는 혼합계면활성제가 많이 사용되고 있으므로 혼합계면활성제에 대한 연구가 필요하다. 일반적으로 두 종류의 계면활성제를 혼합하면 단일 성분이 나타낼 수 없는 특이한 현상들을 나타낸다. 따라서 본 연구에서는 양이온 계면활성제인 Cetylpyridinium chloride(CPC; $C_{16}H_{33}N^+C_5H_5Cl^-$)와 Polyoxyethylene 계열의 비이온 계면활성제인 Triton X-100(TX-100; $C_8H_{17}C_6H_4(OC_2H_4)_6OH$)의 혼합계면활성제를 선정하였다. 그리고 이 혼합계면활성제에서 CPC의 결보기물분율(α_1)을 0.9로 고정하였으며, 이것은 CPC/TX-100 혼합계면활성제 중에서 α_1 이 0.9일 때 온도에 따른 CMC의 변화가 가장 크게 나타났기 때문이다. 이 혼합계면활성제의 열역학적 연구를 위하여 온도를 변화시키면서 CMC를 측정하였으며 또한 미셀 상에서 반대이온의 결합상수(β)를 계산하기 위하여 염(KCl)의 농도를 변화시키면서 CMC를 측정하였다.

실 험

계면활성제인 CPC와 TX-100은 순도가 98% 이상인 Aldrich 제품을 더 이상 정제하지 않고 바로 사용하였으며, 측정기기와 실험방법은 전편의 논문에서와 같은 방법을 이용하였다.¹² 즉 용액의 흡광도를 측정하기 위하여 KONTRON사의 UV 분광광도계를 사용

하였으며, 용액에서 계면활성제의 농도에 따른 흡광도의 변화로부터 CMC를 측정하였다. 용액제조를 위하여 우선 KCl의 저장용액을 만들었으며, 이 용액을 이용하여 농도가 각각 0.01 M인 CPC와 TX-100의 저장용액을 만들었다. 그런 후, 이 용액들을 일정한 비율로 마이크로피펫으로 취하여 혼합함으로써 혼합계면활성제의 저장용액을 만들었다. 이 저장용액을 앞에서 만든 KCl 저장용액으로 계속 묽힘으로써 계면활성제의 전체농도가 각기 다른 용액 12개를 제조하였다. 이와 같이 저장용액을 만들어 계속 묽힘으로써 12개의 용액에서 모두 두 성분의 농도비와 KCl의 농도를 일정하게 유지할 수 있었다. 제조한 12개 용액의 흡광도를 측정하여 계면활성제의 전체농도에 대하여 도시하면 기울기가 서로 다른 두 직선이 교차하게 된다.¹³ Shanks와 Zana 등에 의하면 이 두 직선의 교점은 바로 CMC를 나타내므로 두 직선의 교점으로부터 CMC를 측정하였다.^{14,15} 열역학적 연구를 위하여 15°C에서 45°C까지 10°C 간격으로 측정하였으며 또한 KCl의 농도는 0 mM에서 8 mM까지 2 mM 간격으로 변화시키면서 측정하였다.

결과 및 고찰

순수 물 및 KCl을 함유하는 수용액에서 CPC/TX-100 혼합계면활성제($\alpha_1=0.9$)의 미셀화에 대하여 측정된 CMC 값을 Table 1에 나타내었으며, Fig. 1에는 온도변화에 따른 CMC 값의 변화를 도시하였다. 여기서 알 수 있듯이 CPC/TX-100 혼합계면활성제의 CMC는 온도의 증가에 따라 감소하다가 증가하는 경향을 보였으며, 298 K 근처에서 최소값을 보이고 있다. 일반적으로 $\ln CMC$ 값은 온도의 2차함수로서 식 (3)과 같이 나타낼 수 있으며,^{16,17} 여기서 CMC는 보통 물분율을 척도로 나타낸다. 또한 상수 a 와 b 는 각각 K^{-2} 과 K^{-1} 의 단위를 가지며 상수 c 는 단위를 갖지 않는다. Table 1에 있는 각 KCl 용액에서 측정된 CMC 값을 식 (3)에 대입하여 최소자승법으로 a , b 및 c 를 구하였으며, 그 결과를 RMSD(root mean square deviation) 값과 함께 Table 2에 나타내었다. 또한 각 용액에서 최소값의 임계미셀농도(CMC*)와 그 때의 온도(T^*) 및 자유에너지의 변화값(ΔG_m°)를 최소자승법으로 계산하여 Table 2에 함께 나타내었다.^{4,6} 여기서 알 수 있듯이 순수 물 및 모든 KCl 용액에서 T^* 는 모두 298 K

Table 1. values of CMC ($\times 10^4$ mol/L) and ΔG_m^0 (kcal/mol) for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in aqueous solutions of KCl at various temperatures

Temp.(K)	288		298		308		318	
KCl(mM)	CMC	ΔG_m^0	CMC	ΔG_m^0	CMC	ΔG_m^0	CMC	ΔG_m^0
0	7.26	-6.33	6.97	-6.54	7.26	-6.72	7.66	-6.85
2	4.35	-6.78	4.17	-7.00	4.41	-7.19	4.54	-7.34
4	2.97	-7.11	2.93	-7.33	3.05	-7.53	3.41	-7.62
6	2.35	-7.32	2.23	-7.57	2.36	-7.77	2.60	-7.88
8	2.05	-7.44	2.01	-7.66	2.10	-7.88	2.31	-7.99

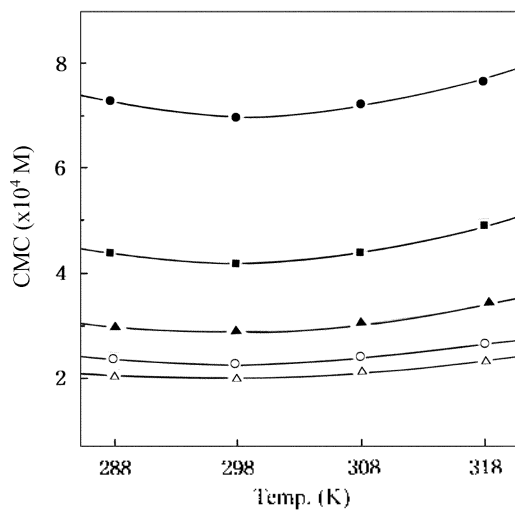


Fig. 1. Plots of CMC versus temperature for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in aqueous solutions of KCl: (●), no salt; (■), 0.2 M KCl; (▲), 0.4M KCl; (○), 0.6M KCl; (△), 0.8M KCl.

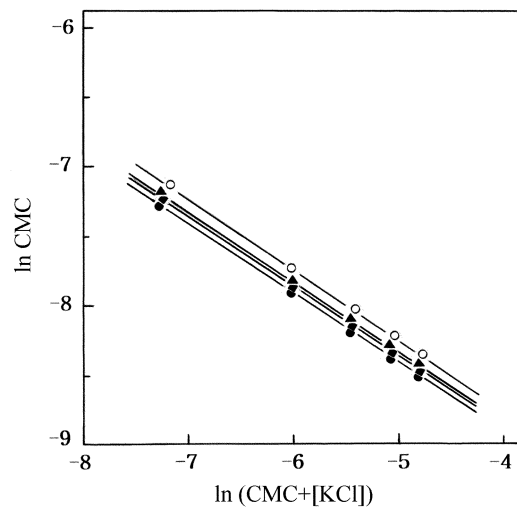


Fig. 2. Plots of $\ln CMC$ versus $\ln(CMC+[KCl])$ for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) at several temperatures: (●), 288K; (■), 298 K; (▲), 308 K; (○), 318 K.

근처의 값을 나타내었으며, CMC와 ΔG_m^0 는 모두 KCl의 농도가 증가할수록 감소하고 있음을 알 수 있다.

$$\ln CMC = aT^2 + bT + c \quad (3)$$

Table 1에 나타낸 CMC 값은 KCl의 농도가 증가할수록 감소하는 경향을 보였으며, 일반적으로 Shinoda 등에 의하면 $\ln CMC$ 는 $\ln(CMC+[KCl])$ 에 대하여 식

(4)와 같이 비례하는 것으로 알려졌다.¹⁸ Table 1의 측정된 CMC 값을 식 (4)에 적용하여 도식한 결과를 Fig. 2에 나타내었다. 각 온도에서 최소자승법을 적용하여 직선의 기울기(a)와 절편(b)을 계산하였다. 그 결과 모든 온도에서 기울기는 모두 -0.52의 동일한 값을 나타내었으며, 절편은 -11 근처의 값으로서 측정된 온도에 따라 약간씩 달랐다. 여기서 직선의 기울

Table 2. Derived least square parameters (from equation 3), thermodynamic parameters, and root mean square deviation (RMSD) for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in aqueous solutions of KCl

KCl(mM)	$a(\times 10^4 K^{-2})$	$b(K^{-1})$	c	$T^*(K)$	CMC ⁰ ($\times 10^4 M$)	ΔG_m^0 (kcal/mol)	RMSD (%)
0	2.36	-0.14	13.8	298.8	6.98	-6.60	1.5
2	1.77	-0.11	7.91	297.8	4.22	-6.99	2.8
4	3.35	-0.20	21.2	296.0	2.92	-7.28	0.3
6	3.71	-0.22	24.6	298.2	2.25	-7.57	1.5
8	2.88	-0.17	16.7	296.1	1.98	-7.58	0.3

기는 미셀상에서 반대이온의 결합상수(β)값을 나타내므로 각 온도에서 β 값이 모두 동일한 것은 반대이온의 결합상수값이 온도의 변화에 따라 크게 변하지 않음을 의미한다.⁴

$$\ln CMC = A \ln(CMC) + [KCT] + B \quad (4)$$

Table 1에서 측정된 CMC 값과 Fig. 2에서 구한 β 값(0.52)을 이용하여 ΔG_m° 값을 식 (1)에 의하여 계산하였으며, 그 결과를 Table 1에 함께 나타내었다. 계산한 ΔG_m° 의 값은 온도의 증가에 따라 감소하는 경향을 보였으며 또한 KCl의 농도를 증가할수록 역시 감소하는 경향을 보였다. 이것은 온도가 올라갈수록 그리고 KCl의 농도를 증가할수록 CPC/TX-100 혼합 계면활성제는 미셀을 더욱 잘 이동을 의미한다. ΔG_m° 의 값은 ΔH_m° 와 ΔS_m° 값의 크기와 부호에 따라 결정되며, 이들 값의 크기와 기여도에 따라 계면활성제 분자의 미셀화 현상이 엔탈피 지배반응 혹은 엔트로피 지배반응으로 일컬어진다. 계면활성제의 미셀화에 대한 ΔH_m° 값은 식 (1)과 (3)에 의하여 식 (5)와 같이 나타낼 수 있으며, 그리고 ΔS_m° 값은 식 (1)과 (5)에 의하여 식 (6)과 같이 나타낼 수 있다.²⁵

$$\Delta H_m^\circ = -T^2 \left[\frac{d(\Delta G_m^\circ/T)}{dT} \right]_p = -(1+\beta)RT^2(2aT-b) \quad (5)$$

$$\Delta S_m^\circ = \left[\frac{\Delta H_m^\circ - \Delta G_m^\circ}{T} \right] = -(1+\beta)R(3aT^2+2bT+c) \quad (6)$$

최소자승법으로 구한 Table 2의 변수(a , b 및 c)값과 식 (5)와 (6)을 이용하여 ΔH_m° 와 ΔS_m° 를 각각 계산하였으며, 그 결과를 Table 3에 나타내었다. ΔS_m° 값은 측정된 모든 온도에서 양의 값을 나타내었으며, ΔH_m° 값은 298 K를 전후로 하여 양의 값에서 음의 값으로 바뀌었다. 그 결과 298 K보다 낮은 온도에서는 ΔG_m° 값이 양의 값을 나타내는 ΔH_m° 보다 양의 값인

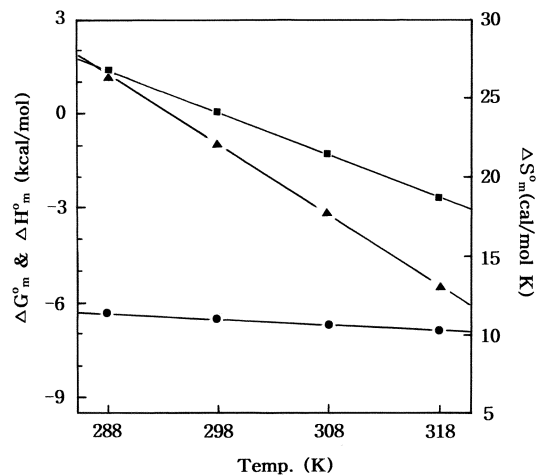


Fig. 3. Plots of thermodynamic parameters versus temperature for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in water: (●), ΔG_m° ; (■), ΔH_m° ; (▲), ΔH_m° ; (◆), ΔS_m° .

ΔS_m° 에 의하여 음의 값을 나타내게 되며, 298 K 보다 높은 온도에서는 음의 값인 ΔH_m° 와 양의 값인 ΔS_m° 가 공동으로 기여함으로써 ΔG_m° 의 값이 더욱 큰 음의 값을 나타내게 된다. Table 1과 3에 있는 열역학 함수값(ΔG_m° , ΔH_m° 및 ΔS_m°)들의 온도의존성을 조사하기 위하여 순수 물에서의 열역학 함수값들을 온도에 대하여 Fig. 3에 도시하였다. 여기서 알 수 있듯이 온도의 증가에 따라 모든 열역학 함수값들은 감소하는 경향을 보였으며, 또한 이러한 현상이 모든 KCl 용액에서도 동일하게 나타났다. Table 3과 Fig. 3에 의하면 온도의 증가에 따라 엔트로피의 기여도는 점차적으로 줄어들고 오히려 음의 값인 엔탈피의 기여도가 점차적으로 증가하고 있음을 알 수 있다.¹⁹⁻²¹ 한편 KCl의 농도증가에 따른 열역학 함수값들의 변화를 조사하기 위하여 298 K에서 열역학 함수값들을 KCl의 농도에 대하여 도시하여 보았으며, 그 결과를 Fig. 4

Table 3. Values of ΔH_m° (kcal/mol) and ΔS_m° (cal/mol K) for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in aqueous solutions of KCl at various temperatures

Temp.(K)	288		298		308		318	
	ΔH_m°	ΔS_m°	ΔH_m°	ΔS_m°	ΔH_m°	ΔS_m°	ΔH_m°	ΔS_m°
0	1.28	26.4	0.01	22.0	-1.25	17.8	-2.75	12.9
2	0.88	26.6	-0.01	23.5	-1.03	20.0	-2.16	16.3
4	1.36	29.4	-0.35	23.4	-2.30	17.0	-4.47	9.91
6	1.90	32.0	0.03	25.5	-2.09	18.4	-4.47	10.7
8	1.18	29.9	-0.29	24.7	-1.96	19.2	-3.82	13.1

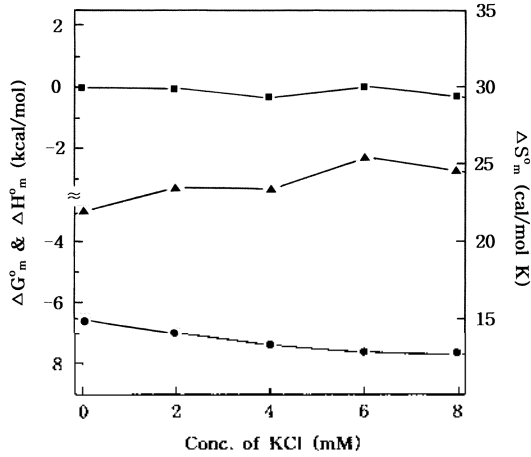


Fig. 4. Plots of thermodynamic parameters versus concentration of KCl for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) at 298K: (●), ΔG_m° ; (■), ΔG_m° ; (▲), ΔH_m° ; (△), ΔS_m° .

에 나타내었다. 여기서 알 수 있듯이 KCl의 농도증가에 따라 ΔG_m° 의 값은 완만하게 감소하고 있다. 그러나 ΔH_m° 와 ΔS_m° 의 값은 KCl의 농도증가에 따라 미소하게 변하고 있을 뿐 일반적인 경향을 보이지 못하고 있다. 다른 온도에서의 결과도 동일한 경향을 보이고 있다.

CPC/TX-100 혼합계면활성제의 미셀화에 대한 ΔH_m° 와 ΔS_m° 의 상관성을 조사하기 위하여 Fig. 5에 ΔH_m° 를 ΔS_m° 에 대하여 도시하였다. 그 결과, 모든 농도의 KCl 용액에서 직선을 이루었다. 따라서 ΔH_m° 와 ΔS_m° 사이에는 식 (7)과 같이 일차함수의 식으로 나타낼 수 있으며, ΔG_m° 의 값은 식 (8)과 같이 나타낼 수 있다. 여기서 직선의 기울기(p)는 등구조온도(iso-structural temperature)로서 식 (8)에 의하면 ΔG_m° 에 대한 ΔS_m° 의 기여도가 0이 되는 온도를 나타낸다.^{4,22} 즉 측정온도(T)가 p 와 같으면 식 (8)의 둘째 항은 0이 되며, 그때의 ΔG_m° 값은 q 가 된다. 만약 $T > p$ 이면 측정된 ΔS_m° 의 값이 양의 값이므로 식 (8)의 둘째 항은 음의 값이 되며, 그 결과 ΔG_m° 값은 더욱 감소하게 된다. 그러나 $T < p$ 이면, 식 (8)의 둘째 항은 양의 값을 나타내게 되며, 그 결과 ΔG_m° 값은 더욱 증가하게 된다. 이것을 다른 말로 표현하면 등구조온도(p) 보다 높은 온도에서는 ΔS_m° 에 의하여 미셀화가 더욱 촉진되지만, 반대로 등구조온도 보다 낮은 온도에서는 ΔS_m° 에 의하여 미셀화는 더욱 어렵게 됨을 나타낸다.

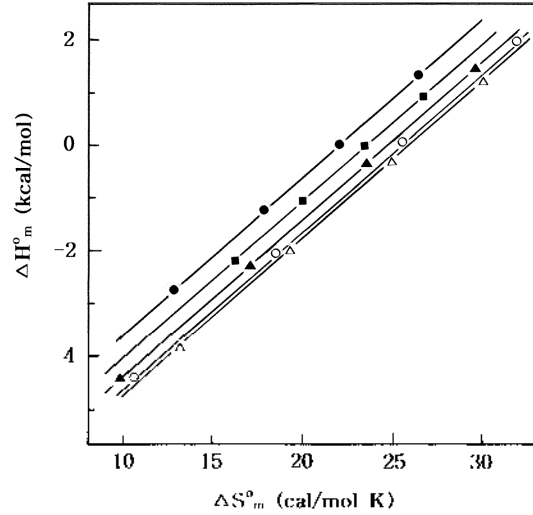


Fig. 5. Plots of ΔH_m° versus ΔS_m° for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in aqueous solutions of KCl: (●), no salt; (■), 0.2 M KCl; (▲), 0.4 M KCl; (○), 0.6 M KCl; (△), 0.8 M KCl.

Table 4. Derived least square parameters (from equation 7) and root mean square deviation (RMSD) for the micellization of CPC/TX-100 mixed surfactant system ($\alpha_1=0.9$) in aqueous solutions of KCl

KCl (mM)	p (K)	q (kcal/mol)	RMSD (%)
0	298.8	-6.59	2.87
2	294.9	-6.95	2.31
4	299.8	-7.42	5.01
6	299.2	-7.64	5.34
8	298.4	-7.70	4.58

$$\Delta H_m^\circ = p\Delta S_m^\circ + q \quad (7)$$

$$\Delta G_m^\circ = \Delta H_m^\circ - T\Delta S_m^\circ = q + (p-T)\Delta S_m^\circ \quad (8)$$

Fig. 5에 나타낸 각 직선의 기울기(p)와 절편(q)의 값을 최소자승법으로 계산하였으며, 그 결과를 Table 4에 나타내었다. Table 4에서 알 수 있듯이 각 KCl 용액에 대하여 계산한 p 의 값은 KCl의 농도에 따라 약간의 차이를 보이지만 대체적으로 상온(298K) 근처의 값을 나타내었다. 그리고 q 의 값은 -6.6에서 -7.7 kcal/mol 까지 변하였으며, KCl의 농도를 증가할수록 q 의 값은 점차적으로 감소하는 경향을 보인다. 또한 각 용액에서 계산한 q 의 값은 Table 2에 있는 T^* 에서의 자유에너지 변화값(ΔG_m°)과 거의 동일한 값을 나타내고 있음을 알 수 있다.

결 론

CPC/TX-100 혼합계면활성제의 미셀화에 대한 CMC 값은 온도의 증가에 따라 감소하다가 증가하는 경향을 보였으며 또한 KCl의 농도를 증가할수록 CMC 값은 계속하여 감소하는 경향을 보였다. 이러한 변화로부터 계산한 ΔG_m° 값은 -6.33 kcal/mol에서 -7.99 kcal/mol 까지 변화하였으며, 측정된 모든 범위에서 음의 값을 나타내었다. 또한 ΔS_m° 값은 9.91 cal/mol K에서 32.0 cal/mol K까지 변화하였으며, 측정된 범위 내에서 모두 양의 값을 나타내었다. 그러나 ΔH_m° 값은 1.90 kcal/mol에서 -4.47 kcal/mol까지 변화하였으며, 측정된 온도에 따라 양 혹은 음의 값을 나타내었다. 온도의 증가에 따라 이들 열역학 함수값들은 모두 감소하는 경향을 보였다. 그러나 KCl의 농도를 증가할수록 ΔG_m° 의 값은 계속 감소하였지만 ΔH_m° 와 ΔS_m° 의 값은 일반적인 변화를 보이고 않았다. ΔH_m° 을 ΔS_m° 에 대하여 도시한 결과, 직선이 얻어졌으며 그 직선의 기울기(p)로부터 구한 등구조온도는 모두 실온(298 K) 근처의 값을 나타내었다.

인 용 문 헌

- Hildebrand, A.; Garidel, P.; Neubert, R.; Blume, A. *Langmuir* **2004**, *20*, 320.
- Penfold, J.; Tucker, I.; Thomas, R. K.; Staples, E.; Schuermann, R. *J. Phys. Chem. B* **2005**, *109*, 10770.
- Kim, H. U.; Lee, J. K.; Lim, K. H. *J. Korean Ind. Eng. Chem.* **2005**, *16*, 231.
- Sharma, K. S.; Patil, S. R.; Rakshit, A. K. *J. Phys. Chem. B* **2004**, *108*, 12804.
- Lee, B. H. *J. Kor. Chem. Soc.* **1994**, *38*, 539.
- Muller, N. *Langmuir* **1993**, *9*, 96.
- Mesa, C. La *J. Phys. Chem.* **1990**, *94*, 323.
- Bertancini, C. R. A.; Neves, M. de F.; Nome, F. *Langmuir* **1993**, *9*, 1274.
- Junquera, E.; Aicart, E. *Langmuir* **2002**, *18*, 9250.
- Burgo, P. del; Junquera, E.; Aicart, E. *Langmuir* **2004**, *20*, 1587.
- Bastiat, G.; Gras, B.; Khoukh, A.; Francois, J. *Langmuir* **2004**, *20*, 5759.
- Chung, J. J.; Lee, S. H.; Kim, Y. C.; Lee, B. H. *J. Korean Ind. & Eng. Chem.* **1998**, *9*, 968.
- Kim, Y. C. *In Ph. D. dissertation*: Kyung-Pook National University. **1997**; p 22.
- Shanks, P. C.; Franses, E. I. *J. Phys. Chem.* **1992**, *96*, 1794.
- Zana, R.; Levy, H.; Papoutsi, D.; Beinert, G. *Langmuir* **1995**, *11*, 3694.
- Paula, S.; Sus, W.; Tuchtenhagen, J.; Blume, A. *J. Phys. Chem.* **1995**, *99*, 11742.
- Burrows, J. C.; Flynn, J.; Kutay, S. M.; Leriche, T. G.; Marangoni, D. G. *Langmuir* **1995**, *11*, 3388.
- Shinoda, K. *Bull. Chem. Soc. Jpn.* **1963**, *26*, 101.
- Douglas, C. B.; Kaler, E. W. *Langmuir* **1994**, *10*, 1075.
- Garamus, V. M. *Langmuir* **2003**, *19*, 7214.
- Lusvardi, K. M.; Full, A. P.; Kalen, E. W. *Langmuir* **1995**, *11*, 487.
- Lee, B. H. *J. Kor. Chem. Soc.* **1993**, *37*, 562.