

전해질 수용액의 고온 열역학

§이만승

목포대학교 신소재공학과 희유금속연구소

High Temperature Thermodynamics of Aqueous electrolyte Solutions

§Man Seung Lee

*Department of Advanced Material Science & Engineering, Institute of Rare Metal,
Mokpo National University, Chonnam 58554, Republic of Korea*

요 약

자유에너지는 물질의 상대적인 안정도를 나타낸다. 수용액에 존재하는 이온의 종류는 다양하고 실험조건이 광범위하므로 열역학 자료가 부족하다. 이온의 표준생성엔탈피와 엔트로피로부터 표준수화엔탈피와 표준수화엔트로피의 절대값과 상대값을 구하는 방법을 설명하였다. 또한 대응원리를 이용하여 고온에서 열역학 자료를 추산하는 방법을 설명하였다.

주제어 : 수용액 이온, 수화에너지, 대응원리

Abstract

Gibbs free energy is a measure of relative stability among substances. Since the nature of the ions in aqueous solution is diverse, their thermodynamic data at extensive experimental conditions is scarce. In this work, the calculation procedure was introduced to obtain the absolute and conventional standard molar enthalpies and entropies of hydration of ions from the standard enthalpies and entropies of formation of hydrated ions. The application of correspondence principle to estimate thermodynamic data at high temperature was explained.

Key words : Ion in aqueous solution, hydration energy, corresponding principle

1. 서 론

국내에서 발생하는 2차자원은 산업의 특성상 다품종 소량생산 소재의 폐자원이 대부분을 차지하고 있다. 희유금속을 함유한 원광석이 거의 전무한 국내실정에서 이러한 2차자원으로부터 금속을 고순도로 회수하는 것은 첨단소재산업을 지속적 발전시키는 데 있어 매우 중요하다. 원광석 또는 2차자원으로부터 금속을 회수하는

방법은 크게 건식법과 습식법으로 대별할 수 있다. 다 품종 소량생산된 2차자원을 대상으로 고순도 희유금속 회수공정을 개발하기 위해서는 건식과 습식법의 적절한 융합이 필요하다.

습식법은 물을 용매로 사용하여 비교적 저온에서 목적성분을 선택적으로 침출시켜 분리하는 단위공정으로 구성되어 있다. 습식반응을 해석하고 단위공정을 설계하기 위해서는 반응물과 생성물의 열역학자료가 필요하

· Received : March 12, 2018 · Revised : March 22, 2018 · Accepted : March 27, 2018

§ Corresponding Author : Man-Seung Lee (E-mail : mslee@mokpo.ac.kr)

Department of Advanced Materials Science & Engineering, Mokpo National University, 1666 Yeongsan-ro, Cheonggye-myeon, Muan-gun, Chonnam 58554, Korea

© The Korean Institute of Resources Recycling. All rights reserved. This is an open-access article distributed under the terms of the Creative Commons Attribution Non-Commercial License (<http://creativecommons.org/licenses/by-nc/3.0/>), which permits unrestricted non-commercial use, distribution and reproduction in any medium, provided the original work is properly cited.

다. 하지만 수용액에 존재하는 화학종의 다양성과 실험 조건의 광범위성으로 인해 특정 조건에서 정확한 열역학자료를 구하는 것은 매우 어렵다.

열역학에서 측정 가능한 에너지는 생성물과 반응물 에너지 합인 차이이다. 따라서 문헌에 발표된 열역학자료는 특정 상태에 대한 기준을 설정하여 구한 상대값이다. 고체상태의 물질과 달리 수용액에 존재하는 이온의 열역학 자료는 부족하다. 따라서 고온과 고압처럼 다양한 실험조건에서 이온의 열역학자료를 추산하기 위해서는 문헌에 발표된 자료의 의미를 정확히 이해해야 한다. 수화에너지는 수용액에서 이온의 안정도를 나타내는 척도이다. 따라서 본 논문에서는 열역학자료로부터 이온의 수화에너지와 표준수화엔탈피 및 표준수화엔트로피를 구하는 방법을 설명하였다¹⁾. 또한 대응원리 (Correspondence principle)를 이용하여 고온에서 이온의 열역학 함수를 구하는 방법을 소개하였다²⁾.

2. 수용액에서 이온의 열역학 자료

수용액의 열역학자료는 주로 전기화학적으로 얻는다. 전기화학법의 장점은 비교적 간단한 실험 장치를 통해 용질의 농도가 극미량부터 수 몰랄농도까지 변하는 용액의 기전력을 측정함으로써 수용액에서 일어나는 반응의 열역학자료를 얻는 데 있다. 전해질을 물에 용해시키면 해리된 이온은 용매인 물과 이온-쌍극자 힘에 의해 안정화된 수화상태로 존재한다. 즉 반응물에 비해 생성물이 더욱 안정하므로 이온의 수화엔탈피변화는 음의 값을 갖는다. 일반적으로 이온의 수화엔탈피에는 절대값(absolute)과 상대기준값(conventional)이 있다.

열역학에서 측정가능한 에너지는 초기상태와 최종상태의 에너지 차이이다. 즉, 에너지 차이만을 알 수 있으므로 임의의 상태에 존재하는 화학종에 에너지를 부여하기 위해 표준상태에 있는 원소의 표준생성자유에너지와 표준생성엔탈피를 0으로 기준 삼으며, 이를 다음과 같이 나타낼 수 있다.

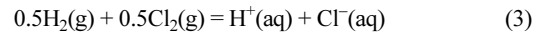
$$\Delta G_f^\circ = 0, \Delta H_f^\circ = 0 \quad (1)$$

한편 물에 존재하는 용질의 열역학자료는 수화된 수소이온의 표준생성자유에너지, 표준생성엔탈피 및 표준엔트로피를 0으로 기준 삼는다.

$$\Delta G_f^\circ(\text{H}^+) = 0, \Delta H_f^\circ(\text{H}^+) = 0, S^\circ(\text{H}^+) = 0 \quad (2)$$

수화된 수소이온에 대해 상기 기준으로 구한 용질의

열역학자료는 상대 기준 자료이다. (2)로 정의된 수소이온의 열역학자료로부터 다른 용질들의 열역학자료를 구하는 방법은 다음과 같다. 수소와 염소가스를 물에 용해시켜 염산용액을 제조하는 반응식을 다음에 나타냈다.



25°C에서 상기 반응의 표준생성열은 -162.7 kJ/mol이다. 따라서 원소 및 수화된 수소이온에 대해 식 (1)과 (2)를 표준생성열의 정의에 대입하면 25°C에서 수화된 염소이온의 표준생성엔탈피를 다음과 같이 구할 수 있다¹⁾.

$$\begin{aligned} \Delta H_r = [\Delta H_f^\circ(\text{H}^+) + \Delta H_f^\circ(\text{Cl}^-)] - 0.5[\Delta H_f^\circ(\text{H}_2(\text{g})) \\ + \Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2(\text{g}))] = \Delta H_f^\circ(\text{Cl}^-) = -162.7 \text{ kJ/mol} \quad (4) \end{aligned}$$

즉 25°C에서 염소이온의 표준생성엔탈피는 -162.7 kJ/mol로 나타낼 수 있다. 한편 이러한 방법으로 구한 음이온의 표준생성엔탈피값을 이용하여 수소이온을 제외한 다른 양이온의 표준생성엔탈피값을 구할 수 있으며, 이와 같이 구한 값을 상대기준 표준생성엔탈피로 정의한다.

상기 방법으로 구한 수화된 이온의 표준생성엔탈피는 수소이온을 기준으로 삼았기 때문에 상대적인 안정도를 비교하는 건 가능하다. 즉 특정 이온의 표준생성엔탈피가 양의 값을 갖는다면 수소이온에 비해 물과의 반응성이 작은 것으로 생각할 수 있다. 이와 같이 물과 이온 간의 반응성을 비교하기 위한 목적으로 이온의 표준수화에너지(standard molar enthalpy of hydration)를 비교한다. 이온의 표준수화에너지는 1기압의 조건에서 1몰의 가스화 이온이 물에 수화되어 1m 용액을 형성시 수반되는 엔탈피변화로 정의되며 다음과 같이 나타낼 수 있다.



염화나트륨의 표준수화에너지를 구하기 위해 Born-Haber 사이클을 이용해서 수화반응의 단계별 엔탈피변화를 나타내면 다음과 같다¹⁾.

$$\Delta H_1^\circ = \Delta H_f^\circ(\text{Na}^+) + \Delta H_f^\circ(\text{Cl}^-) \quad (6)$$

$$\Delta H_2^\circ = \Delta H^\circ(\text{Na}, \text{s} \rightarrow \text{g}) + \Delta H_{\text{dissociation}}^\circ(0.5\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}) \quad (7)$$

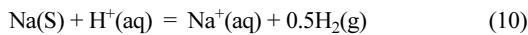
$$\begin{aligned} \Delta H_3^\circ = \Delta H_{\text{ionization}}^\circ(\text{Na}(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g})) \\ + \Delta H_{\text{electron attachment energy}}^\circ(\text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})) \quad (8) \end{aligned}$$

$$\Delta H_4^\circ = \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{Na}^+) + \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{Cl}^-) \quad (9)$$

상기 식에서 $\Delta H_{\text{dissociation}}^\circ$ 는 표준 해리 엔탈피를, $\Delta H_{\text{ionization}}^\circ$ 는 이온화 엔탈피를, $\Delta H_{\text{electron attachment energy}}^\circ$ 는 전자친화도를, $\Delta H_{\text{hyd}}^\circ$ 는 표준 수화엔탈피를 각각 나타낸다.

즉 상기 사이클에서 4단계를 제외한 1, 2, 3단계에 대해서는 절대값에 대한 정보가 있다. 따라서 (4)단계의 엔탈피변화를 구하기 위해 Born-Haber사이클을 이용하는 경우 1, 2, 3단계의 합과 같다. 또한 이와 같이 구한 4단계의 엔탈피변화는 양이온과 음이온의 표준수화 에너지의 합이다. ΔH_4° 로부터 반응에 참여한 이온의 표준수화에너지($\Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{Na}^+)$, $\Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{Cl}^-)$)를 구하는 방법은 두가지로 분류할 수 있다. 첫번째 방법은 수소이온의 표준수화에너지를 0으로 삼고, 이로부터 다른 이온의 표준수화에너지를 구하는 방법이다. 두번째 방법은 수소이온의 수화반응의 표준수화에너지의 절대값을 구하는 방법이다. 첫번째 방법은 수소이온의 수화에너지를 0으로 기준한 다음 다른 이온의 값을 구하므로 상대 기준값이다. 두번째 방법의 경우에는 수소이온의 수화 에너지의 절대값을 구했으므로 다른 이온의 값도 절대 값이다.

산성용액에서 금속 나트륨의 용해반응에 대해 상대기준에 의한 이온의 표준수화에너지를 구하는 방법은 다음과 같다.



상기 반응과 식 (3) 반응에 대해 Born-Haber사이클을 적용하면 각각의 반응에 대해 다음 식을 얻을 수

있다¹⁾.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{Na}^+) - \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{H}^+) &= \Delta H_f^\circ(\text{Na}^+) - \Delta H^\circ(\text{Na, s} \rightarrow \text{g}) \\ &- \Delta H_{\text{ionization}}^\circ(\text{Na(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g})) + \Delta H_{\text{ionization}}^\circ(\text{H(g)} \\ &\rightarrow \text{H}^+(\text{g})) + \Delta H_{\text{dissociation}}^\circ(0.5\text{H}_2 \rightarrow \text{H}) \end{aligned} \quad (11)$$

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{Cl}^-) + \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{H}^+) &= \Delta H_f^\circ(\text{Cl}^-) - \Delta H_{\text{dissociation}}^\circ \\ &(0.5\text{H}_2 \rightarrow \text{H}) - \Delta H_{\text{dissociation}}^\circ(0.5\text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cl}) - \Delta H_{\text{ionization}}^\circ \\ &(\text{H(g)} \rightarrow \text{H}^+(\text{g})) + \Delta H_{\text{electron attachment energy}}^\circ \\ &(\text{Cl(g)} \rightarrow \text{Cl}^-(\text{g})) \end{aligned} \quad (12)$$

식 (11)과 (12)의 우변에 나트륨, 수소 및 염소의 해리엔탈피, 이온화엔탈피, 전자친화도를 대입하면 좌변값을 구할 수 있다. 이와 같이 구한 좌변값에서 수소의 표준수화엔탈피를 0으로 기준 삼으면 다른 양이온과 음이온의 표준수화엔탈피를 구할 수 있다.

$$\Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{M}^{\text{conv}}) = \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{M}^+) - \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{H}^+) \quad (13)$$

$$\Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{X}^{\text{conv}}) = \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{X}^-) + \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{H}^+) \quad (14)$$

한편 식 (13)에서 (14)를 빼면 다음 식을 얻을 수 있다.

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{M}^{\text{conv}}) - \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{X}^{\text{conv}}) &= \\ \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{M}^+) - \Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{X}^-) - 2\Delta H_{\text{hyd}}^\circ(\text{H}^+) \end{aligned} \quad (15)$$

(15)식에서 M^+ 와 X^- 의 표준수화엔탈피의 절대값이 같은 조건에서 수소이온의 절대 표준수화엔탈피를 구할 수 있다¹⁾. 이러한 방법을 사용하여 구한 수소이온의 절대 표준수화엔탈피는 -1105 kJ/mol 이다. 이와 같이 구한 수소이온의 절대 표준수화엔탈피를 사용하여 구한 1

Table 1. Conventional and absolute standard molar enthalpies of hydration and molar entropies of Group 1 and 17 ions at 25°C

	Conventional		Absolute		
	$\Delta H_{\text{hyd}}^\circ$ (kJ/mol)	S° (J/K/mol)	$\Delta H_{\text{hyd}}^\circ$ (kJ/mol)	S° (J/K/mol)	$\Delta S_{\text{hyd}}^\circ$ S° (J/K/mol)
Li^+	572.5	13.4	-538	-7.5	-140.6
Na^+	685.9	59.1	-424	38.2	-109.8
K^+	769.6	103.0	-340	82.1	-72.5
Rb^+	794.8	121.5	-315	100.6	-63.8
Cs^+	818.7	132.9	-291	112.0	-57.9
F^-	-1616.8	-13.8	-504	7.1	-138.5
Cl^-	-1469.2	56.2	-359	77.1	-76.3
Br^-	-1438.4	82.6	-328	103.5	-60.0
I^-	-1398.8	106.5	-287	127.4	-41.9

족의 절대 표준수화엔탈피를 Table 1에 나타냈다¹⁾.

표준수화엔탈피를 구했던 방법으로 수화엔트로피를 구할 수 있다. 식 (3)과 (10)에 대해 표준생성엔트로피를 다음과 같이 나타낼 수 있다¹⁾.

$$\Delta S_f^\circ(\text{Na}^+) = S^\circ(\text{Na}^+) + 0.5S^\circ(\text{H}_2(\text{g})) - S^\circ(\text{Na}(\text{s})) - S^\circ(\text{H}^+) \quad (16)$$

$$\Delta S_f^\circ(\text{Cl}^-) = S^\circ(\text{H}^+) + S^\circ(\text{Cl}^-) - 0.5\Delta S^\circ(\text{H}_2(\text{g})) - 0.5\Delta S^\circ(\text{Cl}_2(\text{g})) \quad (17)$$

일반적으로 수소이온의 물엔트로피를 0으로 삼는다. 이러한 경우 상기 식에서 다음 식을 구할 수 있다.

$$S^\circ(\text{Na}^+) = S^\circ(\text{Na}^+)^{\text{conv}} + S^\circ(\text{H}^+) \quad (18)$$

$$S^\circ(\text{Cl}^-) = S^\circ(\text{Cl}^-)^{\text{conv}} - S^\circ(\text{H}^+) \quad (19)$$

25°C, 1기압조건에서 전기화학적으로 측정된 $S^\circ(\text{H}^+)$ 은 -20.9 J/K/mol 이다. 이 값을 식 (18)과 (19)에 대입하면 나트륨과 염소이온의 절대 표준엔트로피를 구할 수 있다. 한편 나트륨과 염소의 수화엔트로피는 각각 다음과 같이 나타낼 수 있다.

$$\Delta S_{\text{hyd}}^\circ(\text{Na}^+) = S^\circ(\text{Na}^+(\text{aq})) - S^\circ(\text{Na}^+(\text{g})) \quad (20)$$

$$\Delta S_{\text{hyd}}^\circ(\text{Cl}^-) = S^\circ(\text{Cl}^-(\text{aq})) - S^\circ(\text{Cl}^-(\text{g})) \quad (21)$$

25°C, 1기압조건에서 가스상태로 존재하는 단원자이온의 표준엔트로피는 다음 식으로 구할 수 있다¹⁾.

$$S^\circ(\text{Na}^+, \text{Cl}^-) = 1.5 RT \ln A + 108.9 \quad (22)$$

상기 식에서 A는 단원자 이온의 원자량이다. 이와 같은 방법을 사용하여 구한 단원자 이온의 상대기준과 절대 표준수화엔트로피를 Table 1에 같이 나타냈다.¹⁾

3. Criss와 Cobble의 대응원리

가압침출기, 이온성액체와 같이 고온에서 일어나는 침출이나 추출의 반응을 열역학적으로 해석하기 위해서는 고온에서 이온의 열역학자료가 필요하다. 그러나 순수한 고체나 액체와 달리 이온의 경우 고온에서 정확한 열역학자료가 부족하다. Criss와 Cobble은 이온의 분몰엔트로피(Partial molar entropy)가 질량, 전하 및 이온 크기의 함수이며, 25°C에서 함수관계는 다른 온도에서의 함수관계와 동일하다는 대응원리(Correspondence principle)를 발표하였다²⁻⁵⁾. 즉, 25°C와 특정 온도(T)에서 이온의 분몰엔트로피간에 직선적인 관계를 갖도록 고온에서 표준상태를 선택하는 것을 대응원리라 하며, 이를 다음 식으로 나타낼 수 있다²⁻⁵⁾.

$$S_T^\circ = a_T + b_T S_{298}^\circ \quad (23)$$

또한 고온에서 이온의 엔탈피를 구할 때 필요한 고온에서 열용량 자료가 부족하므로 25°C와 온도 T에서 다음 식으로 정의되는 평균열용량을 사용한다²⁻⁵⁾.

$$C_{p,298}^T = \frac{S_T^\circ - S_{298}^\circ}{\ln(T/298)} = \frac{a_T + (1-b_T)S_{298}^\circ}{\ln(T/298)} = \alpha_T + \beta_T S_{298}^\circ \quad (24)$$

한편 25°C에서 이온의 분몰엔트로피는 기준상태 분몰엔트로피값으로부터 다음 식을 사용하여 구할 수 있다²⁻⁵⁾.

$$S_{298}^\circ = (S_{298}^\circ)^{\text{conv}} - 5z \quad (25)$$

상기 식에서 z는 이온전하를 나타낸다.

즉 분몰엔트로피로부터 분몰열용량을 구하면 특정 온도 T에서 이온의 자유에너지변화를 다음과 같이 나타

Table 2. Values of α_T and β_T employed in calculating thermodynamic properties of ions in water at high temperature

T(°C)	cations		Simple anions (X ⁻ and OH ⁻)		Oxy-anions (XO ^{-m})		Hydroxy-anions (XO _n (OH) _f ^{-m})	
	α_T	β_T	α_T	β_T	α_T	β_T	α_T	β_T
25	0.0	1.00	0.0	1.00	0.0	1.00	0.0	1.00
60	3.9	0.955	-5.1	0.969	-14.0	1.217	-13.5	1.380
100	10.3	0.876	-13.0	1.000	-31.0	1.476	-30.3	1.894
150	16.2	0.792	-21.3	0.989	-46.4	1.687	-50.0	2.381
200	23.3	0.711	-30.2	0.981	-67.0	2.020	-70.0	2.960
250	29.9	0.630	-38.7	0.978	-86.5	2.302	-90.0	3.530

낼 수 있다.

$$\Delta G_T^\circ = \Delta H_T^\circ - T\Delta S_T^\circ = \Delta H_{298}^\circ + \int_{298}^T \Delta C_p dT - T \left(\Delta H_{298}^\circ + \int_{298}^T \frac{\Delta C_p}{T} dT \right) \quad (26)$$

평균열용량을 식 (26)에 대입하여 정리하면 다음과 같다.

$$\begin{aligned} \Delta G_T^\circ &= \Delta H_{298}^\circ + \Delta C_{p|298}^T \Delta T - (T-298+298)\Delta S_{298}^\circ \\ &\quad - T\Delta C_{p|298}^T \int_{298}^T \frac{1}{T} dT = \Delta H_{298}^\circ + \Delta C_{p|298}^T \Delta T \\ &\quad - \Delta T\Delta S_{298}^\circ - T\Delta C_{p|298}^T \int_{298}^T \frac{1}{T} dT \quad (27) \end{aligned}$$

(27)을 사용하면 대기압 고온에서 이온이 관여된 반응의 자유에너지변화를 구할 수 있다.

4. 이온평형에 미치는 압력의 영향

니켈라테라이트광 처리를 위해 고압산성침출법(High pressure acid leaching, HPAL)이 개발되었다. 고압에서 수행되는 반응의 이온평형을 해석하기 위해서는 고온과 고압에서 열역학자료가 필요하다. 그러나 실제로 고온과 고압의 결합조건이 매우 다양하므로 특정 조건에서 열역학자료를 구하는 것은 어렵다. Thirsk와 Wynne-Jones는 1000기압 이하의 고압에서 이온 평형에 적용할 수 있는 다음 식을 발표했다⁵⁾.

$$\begin{aligned} \Delta G_T^\circ &= \Delta H_{298}^\circ + \Delta C_{p|298}^T \Delta T - (T-298+298)\Delta S_{298}^\circ \\ &\quad - T\Delta C_{p|298}^T \int_{298}^T \frac{1}{T} dT \quad (28) \end{aligned}$$

$$K(P,T) = K(T) \exp\left[\frac{-\Delta V^\circ P + 0.5\Delta k^\circ P^2}{RT}\right] \quad (29)$$

상기 식에서 $K(P,T)$ 는 특정 온도와 압력에서 이온평형반응의 평형상수를, $K(T)$ 는 1기압과 온도 T 에서 평형상수이다. 또한 V 와 k 는 표준상태에서 분몰부피와 분몰압축률(Compressibility)를 나타낸다.

5. 결 론

수용액에 존재하는 이온의 상대적인 안정도는 자유에너지값으로 비교할 수 있다. 자유에너지는 엔탈피와 엔트로피의 함수이므로 문헌에 발표된 열역학 자료의 의미를 정확히 이해할 필요가 있다. 본 논문에서는 수용액에 수화되는 이온의 표준생성엔탈피와 표준생성엔트로피로부터 각 이온의 표준엔탈피와 표준엔트로피의 상대값과 절대값을 구하는 방법을 설명하였다. 또한 대응원리를 이용하여 고온에서 이온의 엔트로피와 자유에너지를 구하는 방법을 소개하였다.

감사의 글

본 연구는 2018년도 산업통상자원부의 재원으로 한국에너지기술평가원(KETEP)의 지원을 받아 수행한 연구 과제입니다(No. 20165010100890).

References

1. Barrett, J., 2003 : Inorganic chemistry in aqueous solutions, pp.14-42, Royal Society of Chemistry.
2. Han, K. N., 2002 : Fundamentals of aqueous metallurgy, pp.82-83, SME(Society for Mining, Metallurgy, and Exploration).
3. Burkin, A. R., 2001 : Chemical hydrometallurgy; Theory and principles, pp.105-109, Imperial College Press.
4. Free, M. L., 2013 : Hydrometallurgy; Fundamentals and applications, pp.37-39, Wiley.
5. Zemaitis, Jr. J. F., et al., 1986, Handbook of aqueous electrolyte thermodynamics, pp.33-37, Design Institute for Physical Property Data.

이 만 승

- 현재 목포대학교 신소재공학과 교수
- 당 학회지 제11권 1호 참조