

مطالعه تجمع یونی در محلول سیرشده سولفات نقره در 25°C

دکتر حسین آفانی

گروه شیمی - دانشگاه تربیت معلم تهران

مهران آفانی

است (۴،۲). ناسازگاری میان نظریه یادشده و مشاهده های تجربی با افزایش غلظت الکتروولیت و بار یونها و کاهش ثابت دی الکتریک حلال افزایش می باید.

نظریه تجمع یافتن یونها در محلول الکتروولیتها به همراه نظریه دبای - هوکل خیلی بهتر می توانند ویژگیهای الکتروولیتها قوی در محلول را بیان دارند (۵). براساس نظریه تجمع یونی، در صدی از یونهای مشتبه و منفی در محلول با هم تجمع حاصل می کنند و جفت‌های یوتوسی، سه تاییهای یونی و چون آنها را تشکیل می دهند، با تجمع یافتن یونها در محلول، غلظت یونهای آزاد کاهش می باید و از آنجا فعالیت آنها نیز با کاهش همراه می شود، بدینسان، ممکن است که کسری از رفتار غیر ایده، آل محلول الکتروولیتها قوی را به پدیده تجمع یونی و کسر دیگر را به برهمکنشهای کولنی براساس نظریه دبای - هوکل نسبت داد.

مطالعه پدیده به هم پیوستن یونها از عیریاز مورد توجه بوده است (۶،۷،۸) در این مطالعه هم از روش‌های تجربی معمولی و هم از روش‌های پیشرفتی کمک گرفته شده است. یکی از روش‌های معمولی عبارت است از اندازه گیری قابلیت حل شدن ترکیب‌های یونی کم محلول و مقایسه آنها با مقدارهایی که از روی ثابت‌های تعادل ترمودینامیکی به دست می آیند (۹،۱۰).

چکیده

از مقایسه ثابت حاصل ضرب حلایت ترمودینامیکی سولفات نقره در 25°C با حاصل ضرب حلایتی که برای آن از قابلیت حل شدن اندازه گیری شده بدون در تضریر گرفتن برهمکنش بین یونها به دست آمد، آشکار شد که تفاوت میان آن دو قابل توجه است. در گام نخست، معنی شد که این تفاوت براساس نظریه دبای - هوکل، به رفتار غیر ایده، آل یونها در محلول نسبت داده شود، اما دیده شد که نظریه یاد شده می تواند تمامی آن اختلاف را بازگو نماید. در گام بعدی، از نظریه تجمع یافتن یونها در محلول، به همراه نظریه دبای - هوکل استفاده شد و ملاحظه گردید که آن دو با هم می توانند رفتار غیر ایده، آل یونهای Ag^{+} و SO_4^{2-} در محلول سیر شده سولفات نقره، را تا حدودی به خوبی توضیح دهند.

مقدمه

رفتار محلول آبی الکتروولیتها قوی حتی در حالت رقیق بودن هم ایده، آل نیست. این رفتار غیر ایده، آل تا حدودی در نظریه دبای - هوکل مورده ارزیابی واقع نی شود (۱). با وجود این، این نظریه حتی در محلولهای رقیق هم با نارساییهای همراه

اندازه گیری فعالیت یونهای موره نظر به وسیله الکترودهای انتخابگر مناسب و مقایسه آنها با غلظتهاهای تجزیی به عنوان راه دیگری برای مطالعه پدیده تجمع یونی است (۱۰). از روشهای توزیعی، طیف سنجی مغناطیسی هسته ای و فرماحتی سری برای این متضطرور استفاده می شود (۱۱، ۱۲، ۱۳، ۱۴).

وقتی یونها در محلول به هم پیوندند و چنگهای یونی سه تاییهای یونی و غیره سهیم نیستند. اگرچنان شدن (مولاریته جسم حل شدنی در محلول سیرشد) یونی B^- را با A^- نشان می دهیم با توجه به آن پدیده تجمع یونی داریم

$$[A^-] = 2S \quad [B^-] = S \quad (5)$$

با فرض اینکه یونها در محلول دارای رفتار ایده آل باشند (نماینده برهمنکشی نباشد)، فعالیت هر یون با غلظت خواهد شد و در این شرایط فرضی معادله (۴) به صورت درخواهد آمد

$$K_{SP} = 4S^3 \quad (6)$$

اما وقتی مقدارهای K_{SP} ترکیبهای یونی کم محلول بود A^- با B^- آنها مقایسه می کنیم در می بایم که در مقدار K_{SP} به طور قابل توجهی از مقدار $4S^3$ کوچکتر گام نخست ممکن است که این تفاوت را به رفتار غیر ایده آل در محلول براساس نظریه دیای - هوکل منسوب دانست. در این می توان ضرب فعالیت، γ ، هر یون را تخمین زد و به مقدار γ یون نسبت یافت

$$a_+ = \gamma [A^-] = 2\gamma S \quad (7)$$

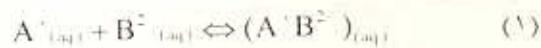
$$a_- = \gamma [B^-] = \gamma S$$

با توجه به آن، معادله (۴) به صورت زیر توضیح خواهد داشت

$$K_{SP} = 4\gamma^2 \gamma S^3 \quad (8)$$

معادله (۸) ارتباط میان K_{SP} و S را خیلی بهتر (6) بیان می کند. با وجوده این، باز دیده می شود که S های زیادی مقدار K_{SP} ترمودینامیکی باز هم از کوچکتر است (۱۵، ۱۶).

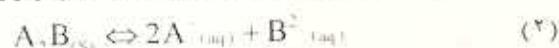
چون شناس تشکیل سه تاییهای یونی و بالاتر در محلولهای نسبتاً رقیق اندک است. ععملاً از آنها صرف نظر می شود و تنها تشکیل چنگهای یونی موره توجه قرار می گیرد. در یک محلول الکترولیت دارای یونهای A^- و B^- چنگ شدن یونهای مثبت و منفی با یکدیگر ممکن است به صورت زیر نشان داده شود



(A⁻ B⁻) یک چنگ یونی را معرفی می کند. تشکیل چنگهای یونی تابع برتری نیروهای جاذبه میان یونها بر جنبشهای گرمایی آنها است. میزان تشکیل چنگهای یونی به دما، ماهیت حلال و ماهیت و بار یونها وابسته است.

۲- قابلیت حل شدن و رفتار غیر ایده آل یونها

در محلول سیرشد، یک جامد یونی از نوع $A^- B^-$ شامل $2A^-$ و B^- در یک دمای معین، تعادل زیر برقرار است



ثابت تعادل ترمودینامیکی این تعادل عبارت است از

$$K_a = \frac{a_{A^-}^2 a_{B^-}}{a_{A^- B^-}^2} = \frac{a_{A^-}^2 a_{B^-}}{a_{A^- B^-}^2} \quad (3)$$

اولین تقریب بدون در نظر گرفتن زوج شدن یونها به شرح زیر در نظر می گیرند.

$$[A^+] = S \quad [B^2] = 2S \quad (14)$$

با توجه به آن، نخستین مقدار تقریبی ابرابر خواهد شد با

$$I = 3S \quad (15)$$

با استناده از این مقدار ۱ و معادله (۱۲)، نخستین مقدار تقریبی γ را حساب می کنند. سپس از قرار دادن آن در معادله (۱۱)، نخستین مقدار تقریبی λ به دست می آید و در اینجا نخستین دور محاسبه به پایان می رسد.

در دوین دور محاسبه، مقدار λ به دست آمده در نخستین دور را در تساویهای داده شده در (۹) منظور می کنند تا غلظت یونهای A^+ و B^2 به حالت آزاد به طور تقریب به دست آید. از این غلظتها برای حساب کردن ۱ در این دور از محاسبه استناده می شود. سپس از احتمال شده در این دور، برای محاسبه دوین، γ و λ براساس معادله (۱۲) کمک گرفته می شود. و بالاخره دوین، γ و λ را در معادله (۱۱) منظور می کنند تا دوین مقدار λ به دست آید و دوین دور محاسبه نیز پایان یافته.

به همین ترتیب دورهای بعدی محاسبه تکرار می شود تا جایی که تفاوت مقدار λ در دو دور متوالی از یک درصد کمتر شود و آنگاه محاسبه پایان می یابد. آخرین مقداری که برای λ از این راه به دست می آید، با تقریب رضایت‌بخشی ممکن است برابر با غلظت زوجهای یونی در محلول سیرشد؛ ترکیب یونی کم محلول مورد مطالعه باشد.

۳- بخش تجربی

الف - مشخصات سولفات نقره به کار رفته

سولفات نقره، ترکیبی پایدار و بدون آب تبلور است و تا دمای ذوب نرمای خود $1058^{\circ}C$ تجزیه نمی شود (۱۶). سولفات نقره به کار رفته در این کار از محصول کارخانه مرک

بدین ترتیب این تفاوت اخیر ممکن است زاید؛ تجمع یونی در محلول باشد. هر گاه غلظت زوجهای یونی ($A^+ B^-$) در محلول سیرشد؛ محلول مورد مطالعه را برابر با λ مول بر لیتر بگیریم، در انصورت غلظت یونهای A^+ و B^- به حالت آزاد عبارت خواهد شد از

$$[A^+] = 2S - x \quad [B^-] = S - x \quad (16)$$

(از سه تاییهای یونی و بالاتر صرفنظر می شود). با این دید، فعالیت هر یک از یونها A^+ و B^- در محلول سیرشد؛ برابر خواهد شد با

$$a_+ = \gamma (2S - x), a_- = \gamma (S - x) \quad (17)$$

با توجه به آن، معادله (۱۶) به صورت زیر در خواهد آمد
 $K_{sp} = [\gamma (2S - x)]^2 \times [\gamma (S - x)]$
 $= \gamma^2 (4S^2 - 8S^2x + 5Sx^2 - x^3) \quad (18)$

با معتبر داشتن معادله (۱۸) و تخمین γ و S به کمک قانون توسعه یافته دبای - هوکل و تعیین S از راه تجربی و محاسبه K_{sp} از راههای ترمودینامیکی و یا الکتروشیمیابی می توان مقدار λ را حساب کرد و از آنجا به میزان زوج شدن یونهای مثبت و منفی در محلول سیرشد؛ پس برد.

قانون توسعه یافته دبای - هوکل برای حساب کردن اعبارت است از

$$\log \gamma = -0.509Z^2 \frac{\sqrt{I}}{1 + 0.328a\sqrt{I}} \quad (19)$$

اندرت یونی محلول است و a ضریب اندازه یون بر حسب انگستروم می باشد

$$a = \frac{1}{2} \sum M_i Z_i^2 \quad (20)$$

در موقع حساب کردن ۱ به مولارتیه یونهای به حالت آزاد موجود در محلول نیاز است. چون در گام نخست غلظت زوجهای یونی در دست نیست که از روی آن بتوان به غلظت یونهای به حالت آزاد دست یافت. لذا برای حساب کردن ۱. غلظت هر یک از یونهای A^+ و B^- به حالت آزاد را با

با درجه خلوص بالا بوده است. برخی ناخالصیهای همراه با آن مطابق جدول ۱ ذکر شده است.

جدول ۱ - نوع و درصد ناخالصیهای سولفات نقره محصول کارخانه مرک

سرب	آهن	س	کلرید
٪۰۰/۰۰۵	٪۰/۰۰۰۵	٪۰/۰۰۰۵	٪۰/۰۰۰۲

درجه خلوص داده شده برای آن از راه نظر سنجی ٪۹۸/۵۰

ب - تعیین قابلیت حل شدن سولفات نقره

قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C از روی اندازه گیری شد. در راه تخته، به کمک یک پی پت ۵۰ میلی متری از محلول سیرشد سولفات نقره در 25°C را در کریستالایزور ویرهای که از پیش به وقت توزین شده بود منتقل گردید و آب آن به ملایمت تبخیر شد تا خشک شود. پس از آن، به همان کریستالایزور دوبار دیگر و هر بار ۵۰ml دیگر از محلول سیرشد افزوده شد و آب آن به ملایمت تبخیر گردید. پس از آن، کریستالایزور دارای رسوب سولفات نقره را در یک اتو در دمای اتاناق گذاشته شد و دمای آن را با ملایمت تا بیش از 100°C بالا برده شد و سپس دمای اتو برای حدود یک ساعت روی دمای 110°C ثابت نگهداشته شد. در پایان این قسمت از کار، کریستالایزور محتوی سولفات نقره خشک را در یک دسیکاتور قرار دادیم تا به دمای اتاناق برسد و آنگاه آن را با یک سرازروی دقیق توزین نمودیم. از تفاوت میان وزن کریستالایزور دارای سولفات نقره و کریستالایزور خالی، وزن سولفات نقره موجود در ۱۵۰ml محلول سیرشد در 25°C به دست آمد و از آنجا قابلیت حل شدن سولفات نقره در دمای آزمایش حساب شد. (کلیه آزمایشها و اندازه گیریها در تاریکی نسبی و دور از نور شدید انجام شد تا از تجزیه فتوشیمیابی احتمالی سولفات نقره جلوگیری شود). در جدول ۲ نتایج حاصل از چهار آزمایش مستقل به شرح بالا داده شده است.

جدول ۲ - قابلیت حل شدن سولفات نقره در آب دارد

قابلیت حل شدن بر حسب غمگ بر لیتر	شماره آزمایش
۸/۲	۱
۸/۵	۲
۸/۲	۳
۸/۶	۴

میانگین: $8/5 \pm 0/1$

جواب بالا با مقدارهای گزارش شده در مراجع دیده نسبتاً خوبی دارد (۱۷).

در راه دیگر، یونهای Ag^{+} موجود در حجم محلول سیرشد سولفات نقره در 25°C را به کل Cl^{-} (از تیترازول KCl محصول کارخانه مرک) شد و سپس از روی وزن رسوب خشک به دست آمد. عملیات نسبتاً طولانی که در روش‌های تجزیه ویژه به محاسبه قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C گردید. چون قابلیت حل شدن کلرید نقره (در حدود ۰/۲-۱۰^{-۲} مول بر لیتر) است، این روش

خوبی برخوردار است. میانگین قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C از این راه برابر با ۸/۲ گرم بر لیتر

با درجه خلوص بالا بوده است. برخی ناخالصیهای همراه با آن مطابق جدول ۱ ذکر شده است.

جدول ۱ - نوع و درصد ناخالصیهای سولفات نقره محصول کارخانه مرگ

کلرید	سوس	آهن	سرب
%۰/۰۰۲	%۰/۰۰۵	%۰/۰۰۵	%۰/۰۰۵
درجه خلوص داده شده برای آن از راه نقره منجی %۹۸/۵۰			

ب - تعیین قابلیت حل شدن سولفات نقره

قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C از رو اندازه گیری شد. در راه نخت، به کمک یک پی پت ۵۰ میلی متری، ۳۱۱ از محلول سیرشد سولفات نقره در 25°C را در کریستالیزور ویره ای که از پیش به دقت توزین شده بود منتقل گردید و آب آن به ملایمت تغییر شد تا خشک شود. پس از آن، به همان کریستالیزور دوبار دیگر و هر بار ۵۰ml دیگر از محلول سیرشد، افزوده شد و آب آن به ملایمت تغییر گردید. پس از آن، کریستالیزور دارای رسوب سولفات نقره را در یک اتو در دمای اتاناق گذاشته شد و دمای آن را با ملایمت تا بیش از 100°C 110°C ثابت نگهداشته شد. در پایان این قسمت از کار، کریستالیزور محتوی سولفات نقره خشک را در یک دیکاتور قرار دادیم تا به دمای اتاناق برسد و آنگاه، آن را با یک ترازوی دقیق توزین تعمدیم. از تفاوت میان وزن کریستالیزور خالی سولفات نقره و کریستالیزور خالی، وزن سولفات نقره موجود در ۱۵۰ml محلول سیرشد در 25°C به دست آمد و از آنجا قابلیت حل شدن سولفات نقره در دمای آزمایش حساب شد. (کلیه آزمایشها و اندازه گیریها در تاریکی نسبی و دور از نور شدید انجام شد تا از تجزیه قتوشیمیابی احتمالی سولفات نقره جلوگیری شود). در جدول ۲ نتایج حاصل از چهار آزمایش مستقل به شرح بالا داده شده است.

جدول ۲ - قابلیت حل شدن سولفات نقره در آب د

شماره آزمایش	قابلیت حل شدن بر حسب گرم بر لیتر
۱	۸/۲
۲	۸/۵
۳	۸/۲
۴	۸/۶

میانگین: $8/5 \pm 0/1$

حوال بالا با مقدارهای گزارش شده در مراجع دیگر
نسبتا خوبی دارد (۱۷).

در راه دیگر، یونهای Ag^{+} موجود در حجم محلول سیرشد سولفات نقره در 25°C را به کل Cl^{-} (از تیترازول KCl محصول کارخانه مرگ) شد و سپس از روی وزن رسوب خشک به دست آمد. عملیات تسبیتا طولانی که در روشهای تجزیه و تحلیل به محاسبه قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C گردید. چون قابلیت حل شدن کلرید نقره (در جدول ۲ بسیار کمتر از قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C است. این روش

خوبی برخوردار است. میانگین قابلیت حل شدن سولفات نقره در 25°C از این راه برابر با $8/2$ گرم بر لیتر

ترمودینامیکی یا الکتروشیمیایی برای آن به دست می آید (K_{sp}) حساب شده از داده های ترمودینامیکی و الکتروشیمیایی به ترتیب $1/14 \times 10^{-5}$ و $1/25 \times 10^{-5}$ است). پس از این که این اختلاف نمی تواند از خطاهای تجربی ناشی شده باشد، یقیناً قسمتی از آن ناشی از رفتار غیر ایده آل یونها براساس نظریه دبای - هوکل است و قسمتی هم به تجمع یافتن یونها مربوط می شود.

اکنون با استفاده از مقدار حاصلضرب محلایت ترمودینامیکی ($K_{sp} = 1/14 \times 10^{-5}$) و قابلیت حل شدن تجربی $1 \text{ L}^{-1} \text{ mol}^{-2} S = 2/7 \times 10^{-2}$ و معادله های (۱۱) و (۱۲) و روش محاسبه دوری به تخمین غلظت زوجهای $(\text{Ag}^+ \text{SO}_4^{2-})$ که با α معرفی شد می بردانیم. با بهره گیری از یک برنامه کامپیوتری برای محاسبه نتایج داده شده در جدول ۳ به دست آمد. (۱۳) و (۱۴) به ترتیب برابر با $2/5 \text{ A}^0$ و a_1 انتخاب شد.

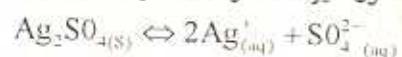
که اندکی کوچکتر از میانگین حاصل از روش اول است. ما برای محاسبه های بعدی از میانگین به دست آمده از روش اول استفاده می کنیم. زیرا معتقدیم که میزان خطای کلی در آن کمتر است.

۴- برآورد میزان زوج شدن یونها در محلول سیرشده سولفات نقره

مولاریته سولفات نقره در محلول سیرشده آن در $25^\circ C$ که با S معرفی می شود، با توجه به مقدار 1 g/L^{-1} که برای قابلیت حل شدن آن در $25^\circ C$ اندازه گیری شد، عبارت است از

$$S = \frac{8.5 \text{ g L}^{-1}}{311.8 \text{ g mol}^{-1}} = 2.7 \times 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

در محلول سیرشده سولفات نقره، تعادل زیر برقرار است



هرگاه محلول سیرشده سولفات نقره را ایده آل فرض کنیم و از تجمع یونی در آن هم صرف نظر نماییم، در آنصورت K_{sp} آن از تعادله (۱۵) قابل تخمین خواهد بود

$$K_{sp} = 4 \times (2.73 \times 10^{-2})^3 = 8.1 \times 10^{-7} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$$

این جواب در حدود هفت برابر مقداری است که از داده های

جدول ۳ - نتایج پنج دور محاسبه برای حساب گردن میزان زوج شدن یونها در محلول سیرشده سولفات نقره در $25^\circ C$

$[\text{Ag}^+ \text{SO}_4^{2-}] / \text{mol L}^{-1}$	γ_-	γ_+	I	شماره دور محاسبه
$1/005610$	$1/3722040$	$1/262112$	$1/020680$	۱
$1/006550$	$1/396910$	$1/222282$	$1/068800$	۲
$1/006712$	$1/300580$	$1/226262$	$1/068271$	۳
$1/006722$	$1/201222$	$1/226855$	$1/068213$	۴
$1/006729$	$1/201350$	$1/226922$	$1/068202$	۵



به دست می آید

$$\frac{[\text{Ag}^+\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{Ag}^+][\text{SO}_4^{2-}]} = \frac{0.0067}{(0.048)(0.021)} = 6.8$$

ثابت تعادل ترمودینامیکی K_{sp} زوج شدن یونهای SO_4^{2-} با یکدیگر عبارت است از

$$K_{\text{sp}} = \frac{a(\text{Ag}^+\text{SO}_4^{2-})}{a_{\text{Ag}^+} a_{\text{SO}_4^{2-}}}$$

هر گاه ضریب فعالیت یونهای شرکت کننده در عبارت تعادل بالا را به کمک قانون توسعه یافته دبای - هوکل بزنیم و سپس فعالیت آنها را حساب کنیم، به دست آورده

$$\frac{(0.7769)(0.0067)}{(0.7769)(0.048)(0.4013)(0.021)} \approx 17$$

با استفاده از این مشdar K_{sp} برای زوج شدن یونها SO_4^{2-} با هم در 25°C به دست می آید

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= -RT\ln K_{\text{sp}} \\ &= -8.314 \times 298 \times 2.8 = 7.0 \text{ kJ} \end{aligned}$$

۵- نتیجه گیری

برای غلظت زوجهای یونی $\text{Ag}^+\text{SO}_4^{2-}$ و غلظت یونهای Ag^+ و SO_4^{2-} به حالت آزاد براساس آخرین دور محاسبه (نجمین دور) به دست می آید

$$\begin{aligned} [\text{Ag}^+\text{SO}_4^{2-}] &= 0.0067 \text{ mol L}^{-1} \\ [\text{SO}_4^{2-}] &= 0.021 \text{ mol L}^{-1}, [\text{Ag}^+] = 0.048 \text{ mol L}^{-1} \end{aligned}$$

از سوی دیگر، برای غلظت تجزیه ای Ag^+ و SO_4^{2-} براساس قابلیت حل شدن اندازه گیری شده داریم

$$\begin{aligned} \text{تجزیه ای } \left[\text{SO}_4^{2-} \right] &= \frac{1}{2} \left[\text{Ag}^+ \right] = \text{تجزیه ای } \left[\text{Ag}^+ \right] \\ &= S = 0.027 \text{ mol L}^{-1} \end{aligned}$$

از مقایسه غلظتهاي تجزیه ای و غلظتهاي به دست آمده از محاسبه دوری، نتیجه می شود که کسر مولی زوج یونی $\text{Ag}^+\text{SO}_4^{2-}$ در محلول سیرشده سولفات نقره در 25°C حدود 10^{-9} است. در ضمن 10^{-12} درصد از یونهای Ag^+ با یونهای SO_4^{2-} به صورت زوج یونی درآمده اند. علاوه بر آن، برای ثابت تعادل استوکیومتری K_{sp} زوج شدن یونهای Ag^+ و SO_4^{2-} با یکدیگر

References :

1. P. Pfeiffer, P., and E. Huckel; Phys. Z. 1923, 24, 305.
2. E. Reid, Chemical Thermodynamics, MCGRaw Hill SERIES, 1990, P 211.
3. A. Alberti and Robert J. Silbey; Physical Chemistry, 9th ed; John Wiley & Sons, Inc. 1992, 47.
4. Atkins; Physical Chemistry, 4th ed; Oxford University Press, 1990, P. 252.
5. O. Russo and George I. H. Hanania; J. Chem. Soc. 1989, 66(2), 148 - 153.
6. Katayama; J. Solu. Chem. 1976, 5(2), 241 - 248;
7. E. Plichta; M. Salomon; S. Slame; M. Uchiyama, J. Solu. Chem. 1986, 15(8), 663 - 673.
8. K. Chowdejirao, Messubha & S. Brahmajirao; Ind. J. Chem. 1989, 28A, 102 - 105.
9. Meites, L.; Pode, J.S.F.; Thomas, H.C. J. Chem. Educ. 1966, 43(12), 667 - 672.
10. Mostafa M. Emar, et al; J. Phys. Chem. 1984, 88, 3345 - 3348.
11. Z. Deng & D. Irish; Can. J. Chem. 1991, 69, 1766- 1773.
12. Huang, L. Q; Conzemius, R. J.; Junk, G.A.; Houk, R.S. Int. J. Mass Spectrum. Ion process, 1989, 90(1), 85 - 90.

13. Schoer, S.K., Houk, R.S., Conzemius, R.S.; Schirader, G.L. *J. Am. Soc. Mass Spectrum.*, 1990, 1(2), 129 - 137.
14. S. Koda; K. Matsumoto; R. Nishimura & H. Nimura; *J. Chem. Soc. Faraday Trans. 1* 1991, 87(2), 287 - 291.
15. R.O. Cook; A. Davies and K. Staveley; *J. Chem. Thermodynamics*, 1971, 3, 907 - 913.
16. Encyclopedia of Chemical Technology, Vol.21, 1983, P.2.
17. J.G. Stark; H.G. Wallace; *Chemistry Data Book*, 2 nd ed; Publisher, John Murray, 1990, P.76.
18. Lange's Handbook of Chemistry, 14th ed. T.S-2, John A. Dean, Mc Graw - Hill, inc. 1992, T. 5-2.

Ion association in saturated solution of silver sulfate at 25°C

Hossein Aghai

Department of Chemistry, Tarbeyat Moallem University, Tehran, Iran

Mehran Aghai

Abstract :

Comparison of the thermodynamic solubility product of silver sulfate at 25°C and the value obtained by using the observed solubility of this salt as a basis of calculation, showed a great difference which could not be justified by Debye - Huckel theory. However, this difference was satisfactorily explained using a combination of Debye - Huckel and ion association theories.