

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ В ВОДЕ

Министерство образования и науки Российской Федерации
Уральский федеральный университет
имени первого Президента России Б. Н. Ельцина

Методические указания к лабораторной работе
по курсу «Физическая химия»
для студентов всех форм обучения
металлургических специальностей

Определение теплоты растворения соли в воде

Екатеринбург

УрФУ

2011

УДК 544.351 : 544.332 (076.5)

Составитель: доктор химических наук, профессор Л. Н. Шибанова

Научный редактор: кандидат технических наук, доцент
А. М. Панфилов

Определение теплоты растворения соли в воде :
методические указания к лабораторной работе по курсу «Физическая химия» / сост. Л. Н. Шибанова. Екатеринбург : УрФУ, 2011. 12 с.

В данном руководстве изложены теория и методика проведения лабораторной работы по определению теплоты растворения соли в воде.

Библиогр.: 4 назв. Табл. 1. Рис. 2. Прил. 1

Подготовлено кафедрой

«Теория металлургических процессов»

© УрФУ, 2011.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Теоретическая часть	4
Методика и порядок проведения опытов	6
Порядок выполнения работы	7
Обработка результатов	8
Вопросы для самоконтроля	9
Библиографический список	10
Приложение	11

Целью работы является определение интегральной теплоты ΔH растворения нескольких солей с одинаковым катионом или одинаковым анионом в воде, что позволяет выяснить влияние природы второго иона на величину ΔH .

Теоретическая часть

Растворение одних веществ в других сопровождается тепловыми эффектами. Связано это с тем, что энергия межчастичного взаимодействия в чистых веществах (ϵ_{11} , ϵ_{22}) и в образованном из них растворе отличаются, то есть $\epsilon_{11} \neq \epsilon_{22} \neq \epsilon_{12}$.

В теории растворов принято называть растворителем компонент с наибольшей концентрацией, а растворенным веществом — компонент с меньшей концентрацией в растворе. В зависимости от условий образования раствора различают два вида теплот растворения. Теплоту, которая выделяется или поглощается при растворении одного моля вещества (при постоянных температуре и давлении) в чистом растворителе, взятом в количестве, необходимом для получения раствора заданного состава, называют интегральной теплотой растворения ($\Delta H_{\text{ин}}$).

Когда растворяемое кристаллическое вещество и растворитель химически подобны и процесс растворения не сопровождается ионизацией частиц растворяемого вещества, интегральная теплота растворения оказывается близкой к теплоте плавления растворяемого вещества.

Казалось бы, всегда следует ожидать поглощения тепла для преодоления энергии межчастичного взаимодействия в растворяемом веществе при его растворении. Однако наряду с процессом «разрыва» химических связей обычно происходит и другой, называемый сольватацией. Сольватация представляет собой сильное взаимодействие растворяемого вещества с растворителем и сопровождается выделением тепла. В случае, когда растворителем является вода, сольватация называется гидратацией.

Роль взаимодействия растворителя с растворяемым веществом в процессе растворения можно показать на примере растворения хлорида натрия в воде. В кристаллической решетке хлорида натрия катион натрия и анион хлора связаны друг с другом гетерополярной (ионной) связью. Энергия, необходимая для их разделения, настолько велика, что такие неполярные растворители, как бензол,

четырёххлористый углерод, не растворяют хлорид натрия. Однако растворитель, подобный воде, молекулы которой обладают высокой диэлектрической постоянной и большим дипольным моментом, сильно «притягивается» как к ионам натрия, так и к ионам хлора. В итоге происходит сольватация ионов, которая сопровождается значительным уменьшением энергии системы. Если энергия, требуемая для отрыва ионов от кристалла, приблизительно равна энергии сольватации, то значение суммарного теплового эффекта близко к нулю. При растворении NaCl в воде при $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ наблюдается лишь небольшое охлаждение раствора, величина $\Delta H_{\text{ин}} > 0$. При растворении же Na_2SO_4 в воде при $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ тепло выделяется, так как теплота гидратации ($\Delta H_{\text{гидр}}$) больше энергии отрыва ионов от кристалла.

Таким образом, растворение кристаллической соли в воде может быть представлено как результат наложения двух процессов. При переходе в жидкий раствор происходит разрыв химических связей между ионами кристаллической решетки соли, соль «плавится». При этом система поглощает тепло, равное теплоте плавления соли ($\Delta H_{\text{пл}}$). Далее, ионы соли после «плавления» смешиваются с молекулами воды, причем тепловой эффект смешения ($\Delta H_{\text{см}}$) для солей, как правило, отрицателен ($\Delta H_{\text{см}} < 0$).

Другими словами, знак суммарного теплового эффекта (интегральной теплоты растворения) зависит от соотношения величин $\Delta H_{\text{пл}}$ и $\Delta H_{\text{см}}$, так как

$$\Delta H_{\text{ин}} = \Delta H_{\text{пл}} + \Delta H_{\text{см}}. \quad (1)$$

Если растворять соли с общим катионом или анионом, то величина теплового эффекта будет определяться природой второго иона, входящего в соединение. Чем он сильнее (сила иона оценивается по отношению заряда к радиусу), тем прочнее связан в соединении, а значит, тем больше энергии требуется затратить на плавление (разрушение решетки соли). С другой стороны, более сильный ион образует более прочные связи с диполями воды, что увеличивает теплоту смешения. Общее изменение теплового эффекта при переходе от одной соли к другой будет определяться изменением теплоты плавления и гидратации.

Дифференциальная теплота растворения ($\Delta\bar{H}_i$) – это тепловой эффект растворения одного моля вещества в таком большом объеме раствора, что добавление еще одного моля растворяемого вещества не вызывает практически изменения концентрации раствора. Эту теплоту нецелесообразно измерять непосредственно, ее рассчитывают по интегральной теплоте растворения:

$$\Delta\bar{H} = \lim_{\Delta n_2 \rightarrow 0} \frac{Q_P}{\Delta n_2} = \left(\frac{dQ_P}{dn_2} \right)_{P,T,n_1}. \quad (2)$$

Для нахождения величины $\Delta\bar{H}$ строят график зависимости теплового эффекта образования раствора $Q_P = n_2 \cdot \Delta H_{\text{ин}}$ от числа молей n_2 растворенного вещества при постоянном количестве растворителя. Угол наклона касательной, проведенной к кривой при заданном значении n_2 , соответствует дифференциальной теплоте растворения.

Методика и порядок проведения опытов

Для определения интегральной теплоты растворения используется простейший калориметр, состоящий из наружного стакана 1 и помещаемого в него внутреннего стакана 2. Сверху калориметр закрыт пенопластовой крышкой 3. В крышке имеются два отверстия: одно для воронки 4, через которую засыпают исследуемую соль, второе – для термопарного датчика 5, позволяющего находить изменение температуры в процессе растворения соли. Перемешивание жидкости в стакане осуществляется якорем 6, приводимым в движение магнитной мешалкой 7. Величины ЭДС датчиков регистрируются цифровым вольтметром 8.

В небольшом температурном интервале, характерном для условий выполнения опытов в данной работе, зависимость ЭДС E от температуры t можно линеаризовать:

$$t = t_0 + \alpha \cdot E. \quad (3)$$

В этом уравнении t – температура «рабочих» спаев термопар, помещенных в раствор; t_0 соответствует температуре спаев термопар, находящихся вне калориметра; α – рассчитываемый угловой коэффициент.

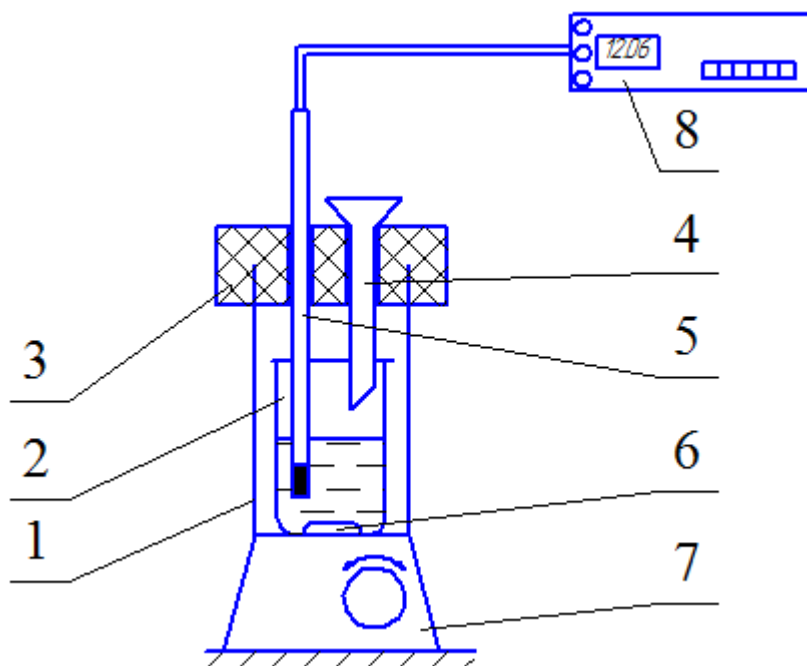


Рис. 1. Принципиальная схема установки:

1 – наружный стакан; 2 – внутренний стакан; 3 – пенопластовая крышка; 4 – воронка; 5 – термопарный датчик; 6 – якорь; 7 – магнитная мешалка, 8 – вольтметр универсальный

Порядок выполнения работы

Результаты всех измерений необходимо внести в протокол!

1. Поместить на дно внутреннего стакана якорь магнитной мешалки.

2. Налить во внутренний стакан калориметра 150 мл дистиллированной воды.

3. Собрать калориметр, закрыть его пенопластовой крышкой и разместить на магнитной мешалке.

4. В отверстия крышки поместить воронку и термопарный датчик, который должен обязательно находиться в воде.

5. Включить магнитную мешалку поворотом регулятора и установить среднюю скорость перемешивания, добившись стабильного равномерного вращения якоря.

6. Зафиксировать показания вольтметра (изменения ЭДС) через каждую минуту в течение семи минут (время от начала опыта фиксируется секундомером).

7. На восьмой минуте засыпать соль во внутренний стакан калориметра и продолжать фиксировать показания прибора (рекомендуется сделать 4–6 замеров через 30 секунд, остальные –

через минуту, закончив замеры через 10–12 минут после засыпки соли).

8. Аккуратно сняв крышку, извлечь из калориметра стакан и, слив воду, тщательно его промыть; промыть и якорь.

9. Повторить пункты 1–8 для других солей.

Обработка результатов

По полученным экспериментальным данным построить график зависимости ЭДС E от времени опыта τ для определения изменения температуры раствора при растворении соли.

Определить время конца растворения τ_k как точку, в которой зависимость « $E - \tau$ » становится линейной. По графику необходимо определить середину второго периода и восстановить перпендикуляр к оси абсцисс до пересечения с продолжением линий равномерного изменения температуры (ЭДС) в I и III периодах. Определив таким методом величину ΔE , можно рассчитать понижение температуры Δt при растворении соли:

$$\Delta t = \alpha \cdot \Delta E . \quad (4)$$

Коэффициент $\alpha = 21$.

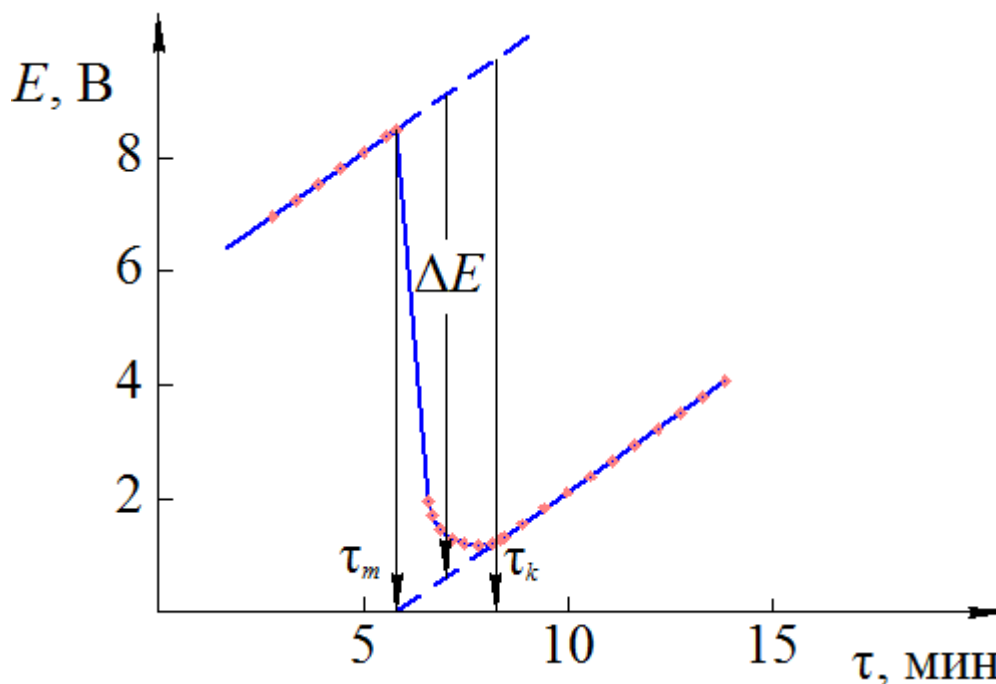


Рис. 2. К определению Δt при растворении соли

Расчет величины ΔH производят по формуле

$$\Delta H = K \cdot \Delta t \cdot \frac{M}{m}, \quad (5)$$

где K – постоянная калориметра; $K = 0,54 \cdot 10^3 \frac{\text{Дж} \cdot \text{г}}{^\circ\text{С} \cdot \text{моль}}$; Δt – изменение температуры при растворении соли; M – молекулярный вес соли; m – масса соли в граммах.

Найденную опытным путем теплоту растворения солей вносят в приведенную ниже таблицу и оценивают абсолютную и относительную погрешности ее определения, сопоставляя полученные результаты с данными, приведенными в приложении.

Результаты опыта

№ п/п	Исследуемая соль	Теплота растворения, $\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$		$\frac{\Delta(\Delta H)}{\Delta H} \cdot 100 \%$
		Справочные данные	$\Delta H \pm \Delta(\Delta H)$	

Отчет о работе завершают выводами.

Вопросы для самоконтроля

1. Что называют интегральной и дифференциальной теплотой растворения?
2. Как связаны прочность кристаллической решетки соли и теплота ее растворения?
3. Какое влияние оказывает природа катиона или аниона на теплоту растворения соли?
4. Известно, что при растворении двух солей с общим катионом для соли с более слабым анионом теплота растворения выше. Что

можно сказать о влиянии природы аниона на соотношение теплоты плавления этих солей и теплоты их смешения с водой?

5. В чем суть калориметрического метода определения теплоты растворения?

6. Как определить величину Δt понижения температуры при растворении соли в воде?

Библиографический список

1. Жуховицкий А. А. Физическая химия / А. А. Жуховицкий, Л. А. Шварцман. М. : Металлургия, 2001. 688 с.

2. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя и А. М. Пономаревой. СПб : Медный всадник, 2003. 240 с.

3. Универсальный справочник по химии / под ред. А. А. Петрова. М. : Лист Нью, 2003. 432 с.

4. Зайдель А. Н. Погрешности измерений физических величин / А. Н. Зайдель. М. : Наука, 1995. 112 с.

**Интегральная теплота растворения некоторых солей
в воде при 25° С**

Соль	NaCl	KCl	KNO ₃
$\Delta H, \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	4, 25	17, 55	34,77

Учебное издание

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ В ВОДЕ

Составитель **Шибанова** Людмила Николаевна

Редактор *В. И. Новикова*

Компьютерный набор *А. Ю. Постылякова*

Подписано в печать 15.06.11. Формат 60×84 1/16.
Бумага писчая. Плоская печать. Усл. печ. л. 0,57.
Уч.-изд. л. 0,5. Тираж 50 экз. Заказ _____

Редакционно-издательский отдел УрФУ
620002, Екатеринбург, ул. Мира, 19
rio@mail.ustu.ru

Ризография НИЧ УрФУ
620002, Екатеринбург, ул. Мира, 19