

«ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ»

ОСНОВНЫЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СООТНОШЕНИЯ

Тело или группу тел, выделенных для исследования, будем называть системой, а все изменения, которые происходят в системе, будем называть процессами. Обычно при протекании процесса система испытывает влияние окружающей среды и сама влияет на эту среду. Это влияние осуществляется в частности за счет перехода энергии из системы в окружающую среду или наоборот. Нам известны только две формы обмена энергией между системами и окружающей средой. Энергия может передаваться либо в форме теплоты, либо в форме работы. Количественной мерой как теплоты, так и работы является та энергия, которая передается в процессе. Поэтому и теплоту и работу можно измерить в джоулях, калориях или каких-нибудь других единицах энергии. Что касается качественных характеристик упомянутых форм передачи энергии то они существенно различны. При производстве работы передача энергии осуществляется путем преодоления сил, внешних по отношению к системе. Так. Преодолевая противодействие поршня и расширяясь газ совершает работу, другими словами, передает энергию поршню и другим связанным с ним механизмам в форме работы. При передаче энергии в форме теплоты никакие внешние силы не преодолеваются. Достаточно, например, представить себе горячее тело в холодной окружающей среде. Молекулы среды, ударяясь о горячее тело, повышая свою энергию, начинают двигаться быстрее. Это выражается в повышении температуры окружающей среды. Энергия переносится от горячего тела к холодному, и для такого переноса необходимо только различие температур тела и окружающей среды.

Пусть система получает или отдаёт в окружающую среду Q калорий энергии в форме теплоты и получает или отдает A калорий энергии в форме работы. Энергия, полученная в форме теплоты и отдаваемая в форме работы, будем считать положительной. Тогда, если $Q \neq A$ запас энергии системы U изменится на величину ΔU . Очевидно, разница между энергией, полученной в форме тепла и отданной в форме работы, т.е. $Q - A$ и должна равняться энергии системы, т.е.

$$Q - A = \Delta U \quad (1)$$

Уравнение (1) носит название первого начала термодинамики. Его очевидность вытекает из закона сохранения энергии. Величина U , которую называют внутренней энергией, представляет собой совокупность всех видов энергии системы (обычно в U не включают кинетическую энергию системы, как целого).

Для элементарного процесса уравнение (1) принимает вид

$$dQ - dA = dU \quad \text{или} \quad dQ = dU + dA \quad (2)$$

Причем dQ и dA имеют смысл бесконечно малой теплоты и работы, а dU – изменение внутренней энергии.

Если отвлечься от электрохимических, фотохимических и других подобных процессов, то работа обычно связана с изменением объема системы и может быть определена уравнением

$$dA = p dV \quad (3)$$

где p – давление, которое преодолевается при производстве работы;
а dV – изменение объема в системе.

Из (2) и (3) вытекает, что

$$dQ = dU + p dV$$

Рассмотрим какой-нибудь процесс, протекающий в открытом сосуде. Тогда p имеет смысл атмосферного давления, преодолевая которое система изменяет свой объем на dV . Если в системе протекает конечный процесс, то

$$\int_0^q dQ = \int_{U_1}^{U_2} dU + p \int_{V_1}^{V_2} dV \quad (5)$$

Или

$$Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) \quad (6)$$

Так как давление, при котором протекает процесс, постоянно и в рассматриваемом случае равно атмосферному давлению (у Q поставлен индекс для того, чтобы подчеркнуть то обстоятельство, что теплота получается или отдается системой в процессе, протекающем при постоянном давлении).

Уравнение (6) можно представить также следующим образом:

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (7)$$

В таком виде Q_p представлена как разность совокупности параметров, относящихся к конечному состоянию, и такой же совокупности, относящейся к исходному состоянию системы. Эта совокупность $(U + pV)$, имеющая размерность энергии, обычно обозначается буквой H и называется энтальпией.

Таким образом,

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H \quad (8)$$

Чем меньше различие между конечным и начальным состоянием, тем меньше абсолютная величина ΔH и, если исходное и конечное состояния бесконечно близки, ΔH обращается в dH . Количество тепла, связанного с процессом перехода от одного бесконечно близкого состояния к другому, также бесконечно мало. Отсюда следует, что уравнение (8) для элементарного процесса принимает вид

$$dQ_p = dH \quad (9)$$

Во всех тех случаях, когда при протекании изобарного процесса система получает или отдает энергию в форме тепла, энтальпия системы изменяется. Это изменение может происходить за счет химической реакции в системе, процесса растворения, плавления и т.д., а также за счет нагревания или охлаждения системы, которое не сопровождается ни химическими превращениями, ни изменением агрегатного состояния. Для последнего случая изменение энтальпии находится из уравнения (9) записано для процесса, протекающего при постоянном давлении. Тогда

$$\left(\frac{\partial Q}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p \quad (10)$$

Левая часть (10) есть ничто иное, как количество тепла, которое нужно сообщить системе для повышения ее температуры на единицу, т.е. теплоемкость системы при постоянном давлении C_p .

Таким образом,

$$\left(\frac{\partial H}{\partial T}\right)_p = C_p \quad (11)$$

Если температура изменяется в небольшом интервале, то теплоемкость системы можно считать величиной, не зависимой от температуры, и тогда

$$H - H_0 = C_p(T - T_0) \quad (12)$$

Где H и H_0 - энтальпии системы соответственно при температурах T и T_0 .

Рассмотрим какой-либо изобарный процесс, связанный с передачей тепла, например, процесс растворения какой-нибудь соли в воде. Пусть энтальпия исходной системы, т.е. системы, состоящей из воды и соли до начала растворения будет $H_{1(0)}$ и пусть система находится при температуре T_0 ; в результате растворения температура системы может измениться и стать равной T , при этом энтальпия системы, т.е. образовавшегося раствора, примет значение, равное H_2 . В процессе растворения система может обмениваться теплотой с окружающей средой и величина теплоты при этом будет равна

$$Q_p = H_2 - H_{1(0)} \quad (13)$$

Обозначим через H_1 энтальпию воды и соли при температуре T . Так как H_1 и $H_{1(0)}$ отвечают состояниям, отличающимся только температурой, то согласно (12) (применительно к рассматриваемому примеру C_{p1} в написанном ниже уравнении – теплоемкость воды и соли, т.е. системы, в которой растворение еще не произошло).

$$H_1 - H_{1(0)} = C_p(T - T_0) \text{ и}$$

$$H_{1(0)} = H_1 - C_p(T - T_0) \quad (14)$$

откуда вытекает, что

$$Q_p = H_2 - H_1 + C_{p1}(T - T_0) \quad (15)$$

Теперь H_2 и H_1 соответствуют одной и той же температуре T , а изменение $H_2 - H_1$ должно быть связано с изотермическим процессом растворения при температуре T . Очевидно (см. уравнение(15)), если бы в процессе растворения температура не изменялась и все время равнялась T , то $H_2 - H_1$ равнялась бы теплоте, которую называют теплотой растворения. Таким образом, теплота растворения- это количество теплоты, которое получает или отдает система в изотермном процессе. Если система изменяет свою температуру, то теплота, отданная или полученная системой, будет больше или меньше теплоты растворения в зависимости от того, будет ли система нагреваться или

охлаждаться. Это видно из уравнения (15), если согласно определению заменить в нем $H_2 - H_1$ на $Q_{расм}$

$$Q_p = Q_{расм} + C_{p1}(T - T_0) \quad (16)$$

Нужно специально подчеркнуть, что $Q_{расм}$ - это не реально выделяющаяся (поглощающаяся) теплота процесса, а лишь та теплота, которая выделяется (поглощается) при определенных условиях его проведения. В частности, изолировав систему от окружающей среды, растворение можно провести таким образом, что теплота не будет ни выделяться ни поглощаться. В таком случае (16) примет вид

$$0 = Q_{расм} + C_{p1}(T - T_0) \quad \text{или} \\ Q_{расм} = -C_{p1}(T - T_0) \quad (17)$$

Таким образом, хотя в процессе, описываемом уравнением (17), теплота не выделяется и не поглощается, это уравнение может служить для подсчета теплоты процесса, происходящего в системе, по исходной теплоемкости системы и изменению температуры, вызванном процессом, тепловой эффект которого определяется.

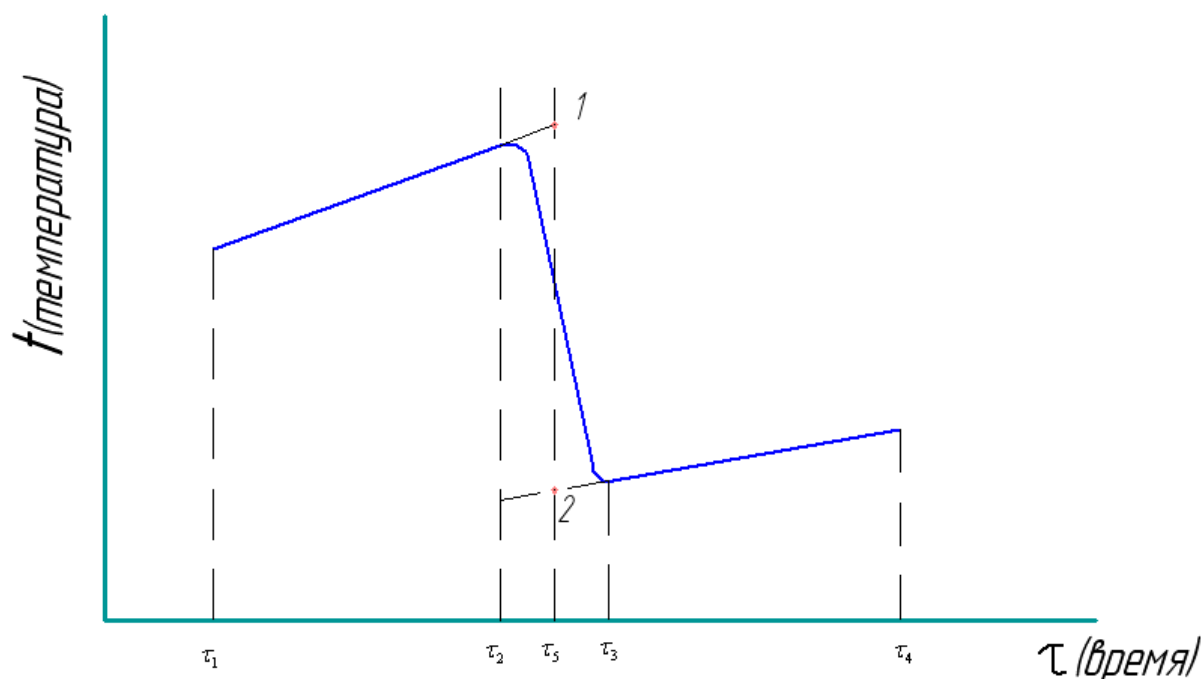
КАЛОРИМЕТРИЯ

Приборы предназначенные для непосредственного определения теплоты процесса, называются калориметрами, а сама операция определения теплоты с помощью калориметра- калориметрией.

При разработке принципа калориметрического опыта обычно исходят из уравнения (17), позволяющей найти теплоту процесса по исходной теплоемкости и изменению температуры системы.

Из самого уравнения (17) следует, что процесс, теплота которого определяется, должен протекать в адиабатных условиях, т.е. в условиях при которых отсутствует теплообмен между системой и окружающей средой. Строго говоря, это условие выполнить полностью невозможно: всегда, даже при самой совершенной тепловой изоляции теплообмен, пусть даже самый незначительный, будет иметь место. При этом при прочих равных условиях количество передаваемого тепла будет больше, чем дольше длится процесс, теплота которого определяется, чем дольше калориметрический опыт. Поэтому всегда стараются опыт провести как можно более быстро. В опытах по определению теплоты растворения соли ускорение процесса можно осуществить за счет предварительного измельчения растворяемой соли и использования технической мешалки с большим числом оборотов. Указанные меры помогают лишь частично. Поэтому важно не только искать пути сокращения тепловых потерь, но и знать методы их учета.

Рассмотрим ход изменения температуры в калориметрической системе при проведении калориметрического опыта (рис.1), когда определяется теплота растворения соли.



На оси абсцисс отложено время, на оси ординат - температура калориметрической системы. Кривая построенная в этих координатах, передает ход температуры в реальном калориметрическом опыте и охватывает время как до начала растворения соли, так и после его окончания. Период времени от τ_1 до τ_2 называют предварительным периодом. Во время предварительного периода соль еще не приведена в контакт с растворителем, но температура изменяется в следствии теплового обмена между системой и окружающей средой. Температура в этом случае обычно изменяется по линейному закону, а темп её изменения зависит от величины различия температур системы и окружающей среды и от качества теплоизоляции калориметрической системы. Разумеется, наклон прямой в интервале времени $\tau_1 - \tau_2$ может в разных опытах изменяться не только по величине, но и по закону. В момент времени τ_2 соль приводится в контакт с водой, начинается растворение: оно может сопровождаться как повышением, так и понижением температуры и заканчивается тогда, когда температура начинает вновь медленно изменяться по линейному закону. Окончание растворения наступает к моменту времени τ_3 . Период времени от τ_2 до τ_3 называют главным периодом. Изменение температуры в главном периоде вызвано двумя причинами: растворение соли и продолжающимся теплообменом между системой и окружающей средой. В хорошо работающей калориметрической системе изменение температуры, вызванное второй причиной, должно быть много меньше изменения температуры, вызванного растворением соли. Наконец, период времени от τ_3 до τ_4 называется заключительным. В этом периоде температура меняется только следствии теплового обмена с окружающей средой. Так как температура системы после растворения соли изменилась, изменились и условия теплообмена, и темп изменения температуры в предварительном и заключительном периодах может быть различным.

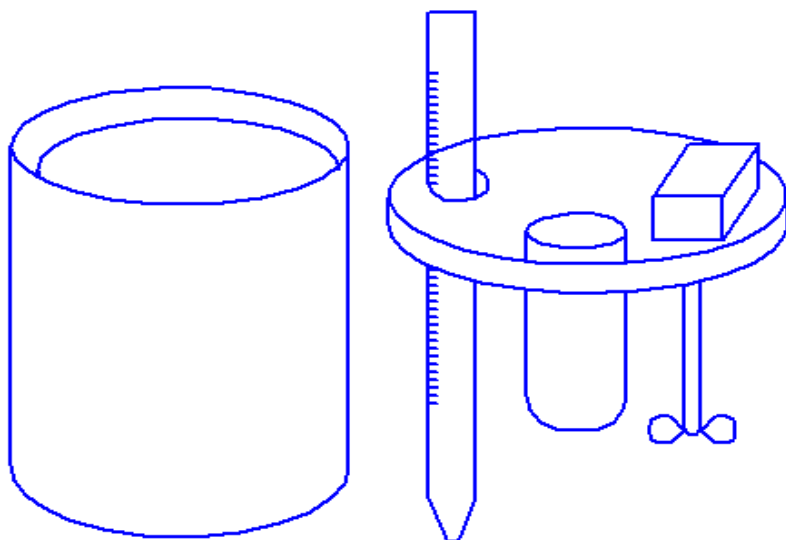
Изменение температуры системы, вызванное растворением соли, определяется условиями опыта и не зависит от продолжительности главного периода. Изменение температуры системы, обусловленное теплообменом в главном периоде, тем больше, чем больше этот период. Таким образом, чем меньше продолжительность главного периода, тем меньший вклад в общие изменения температуры вносится за счет теплообмена. Если бы растворение соли удалось провести мгновенно, то изменение температуры в главном периоде было бы связано с растворением соли. Мы не можем осуществить такой мгновенный опыт, но мы легко можем представить ход температуры в таком опыте, пусть протекание такого опыта приурочено ко времени, соответствующему середине интервала $\tau_2 - \tau_3(\tau_5)$. В нашем гипотетическом опыте вода и соль приводятся в контакт к моменту времени τ_5 и в этот же момент заканчивается растворение соли. Продолжив прямую, описывающую ход температуры в предварительном периоде до момента τ_5 , определим температуру, которую бы имела система до начала мгновенного опыта. Эта температура определяется точкой 1 на рис.1. Таким же образом определяется точка 2, характеризующую температуру конца мгновенного опыта. Эта точка получается при продолжении влево прямой, которая описывает ход температуры в заключительном периоде. Итак, изменение температуры в гипотетическом мгновенном опыте определяется отрезком 1-2 и это изменение температуры, как показано выше, связано только с процессом растворения. Из изложенного ясен также принцип графического определения изменения температуры в калориметрическом опыте, вызванного только изучаемым процессом.

Для подсчета Q по уравнению (17) необходимо знать также C_p -теплоемкость калориметрической системы до начала опыта. Эта величина зависит от конструктивных особенностей калориметра.

Рассмотрим подробнее калориметр, используемый в лаборатории для калориметрических определений (рис.2).

Описание прибора

Калориметр представляет собой латунный стакан, вставленный на теплоизолирующих подставках в металлическую оболочку. Оболочка закрывается крышкой, на которой укреплен мотор, приводящий в движение мешалку, соединенную при помощи теплоизолирующей смычки с осью мотора. Через отверстие в крышке проходит термометр, другое отверстие предназначено для пробирки с солью, если определяется теплота растворения соли.



При определении теплоты растворения в стакан наливается вода. Можно считать, что вода, сам стакан, мешалка (до смачивания), погруженная часть термометра и соль в пробирке имеют одинаковую температуру и одинаково изменяют её при растворении соли. (Сама пробирка к моменту начала опыта, как это будет видно ниже, извлекается из калориметра).

Зная массы и удельные теплоемкости всех названных составляющих, можно подсчитать C_p для последующей подстановки в (17).

Теплоемкость калориметрического стакана находится путем умножения массы стакана на удельную теплоемкость латуни. Для нахождения массы стакана, последний извлекается из калориметра и взвешивается на технических весах, с точностью до 0,1 г. Величина удельной теплоемкости латуни находится по таблице.

Теплоемкость воды определяется по разности веса стакана с водой и пустого стакана и по удельной теплоемкости воды. Точность взвешивания 0,1 г. В калориметр следует наливать определенный объем воды (в опытах по определению теплоты растворения 300 мл.), измеренный цилиндром. Взвешивание, однако, необходимо, так как отсчет объема жидкости с помощью цилиндра сопряжен с большой ошибкой.

Теплоемкость латунной мешалки можно найти, определив массу мешалки, предварительно выкрутив её из отмычки. В случае серийных определений представляется более целесообразным массу определить один раз и во всех опытах пользоваться определенным значением её. Величина массы мешалки определена для каждого калориметра и обозначена на его крышке.

Теплоемкость соли определяется по удельной теплоемкости, найденной из таблиц, и её массы. Для определения массы растворившейся соли взвешивают пробирку с солью и пробирку после высыпания соли.

При проведении калориметрического опыта в реакционную смесь полагается опустить лишь шарик термометра, который в основном и участвует в теплообмене.

Для определения теплоемкости погруженной части термометра измеряют её объем. С этой целью в узкий мерный цилиндр или мерную пробирку наливают воду, намечают её уровень и, погрузив в воду шарик термометра, определяют подъем уровня воды в цилиндре. По разности двух отсчетов уровня воды в цилиндре вычисляют объем погруженной части термометра.

Объемные теплоемкости, т.е. теплоемкости 1см^3 стекла и ртути, очень близки и их при расчетах можно считать равными $0,46\text{ кал/см}^3$. Вычислив C_{p1} , как сумму всех теплоемкостей и определив в калориметрическом опыте Δt , можно определить $Q_{\text{раст}}$. Это теплота, очевидно выделяется или поглощается при растворении той массы соли m , которая бралась для проведения опыта. Масса m соответствует $n=m/M$ молям соли. Для нахождения мольной теплоты растворения нужно, очевидно $Q_{\text{раст}}$, определенную в калориметрическом опыте, разделить на n .

ПРОВЕДЕНИЕ КАЛОРИМЕТРИЧЕСКОГО ОПЫТА ПРИ ОПРЕДЕЛЕНИИ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ СОЛИ

При проведении опыта рекомендуется придерживаться последовательности операций, изложенных ниже.

1. Разобрать калориметр. Прежде всего, осторожно извлечь термометр и пробирку, затем снять крышку и извлечь стакан.

2. Взвесить стакан на технических весах. Отмерить 300 мл. дистиллированной воды с помощью мерного цилиндра, влить её в калориметрический стакан и взвесить стакан с водой. Вес пустого стакана и стакана с водой записать.

3. Осторожно вставить калориметрический стакан с водой в калориметр. Термометр пропустить через отверстие в крышке и, держа крышку в руках, отрегулировать высоту подвески термометра таким образом, что бы в воде находился только резервуар с ртутью. Осторожно опустить крышку и надеть ее на внешнюю оболочку.

4. Заполнить пробирку солью примерно на $\frac{3}{4}$ высоты и, подвесив её на крючок аналитических или хороших технических весов найти вес пробирки. Пробирку с солью вставить в отверстие в крышке калориметра.

5. Включить мотор мешалки. Мешалка должна вращаться почти бесшумно. Если слышен звук при вращении мешалки, то это значит, что мешалка цепляется за термометр или пробирку. При этом мотор мешалки следует немедленно выключить и отрегулировать положение термометра и пробирки.

6. Оставить калориметр с включенной мешалкой на 5 минут. Этого времени достаточно для выравнивания температуры всех частей калориметрической системы.

7. Приступить к выполнению калориметрического опыта, начав его с исследования хода температуры в предварительном периоде. При этом необходимо производить отсчеты температуры по термометру через каждые полминуты. Время можно отсчитывать по секундомеру или секундной стрелке

часов. Температура отсчитывается с помощью лупы. Если конец столбика ртути находится между делениями шкалы, на глаз отсчитываются десятые доли деления. Так как возможно капиллярное прилипание ртути к стеклу, что приводит к неравномерному движению ртути в капилляре, перед отсчетом следует осторожно постучать по термометру деревянной палочкой (концом карандаша).

8. Величины температуры записывать в заранее заготовленную таблицу. Калориметр снабжен нормальным термометром, цена деления которого $0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Как сказано выше, на глаз следует отсчитывать $0,1$ деления, т.е. $0,01\text{ }^{\circ}\text{C}$. Таким образом, при записи температуры нужно указывать две значащие цифры после запятой, например $21,73\text{ }^{\circ}\text{C}$. Если конец столбика ртути точно совпадает с чертой шкалы, соответствующей $0,1$ то при записи температуры нужно отметить нулем число сотых, записав, например, $21,80\text{ }^{\circ}\text{C}$.

9. Спустя 5 минут после начала опыта предварительный период можно считать окончившимся. Главный период начать с того, что вынуть пробирку с солью и на ее место в калориметр вставить воронку с широким отверстием. Не спеша высыпать соль через воронку в воду. Стремится к тому, чтобы из пробирки высыпались все остатки соли, не следует. Если к стенкам воронки прилипли кристаллики соли, осторожно сбросить их в воду птичьим пером или полоской жесткой бумаги. После высыпания соли пробирку на место не вставлять. В течении всего главного периода мешалка должна работать. Если во время высыпания соли наступило время взятия очередного отсчета температуры, этот отсчет нужно сделать, прервав другие операции. Опыт показывает, что через 3 минуты главный период можно считать завершенным.

10. Заключительный период опыта проводить так же как и предварительный. Он длится 5 минут. В течении всего опыта не в коем случае нельзя отключать мотор мешалки и прерывать отсчет температуры.

11. Тщательно вытереть снаружи пробирку с остатками соли и взвесить её на тех же весах, на которых взвешивалась пробирка с солью. Разность весов дает количество соли, растворившейся в калориметрическом опыте.

12. Определить объем погруженной части термометра. С этой целью извлечь термометр из калориметра, предварительно заметив уровень его погружения. Затем опустить термометр в воду, налитую в мерный цилиндр, на глубину, равную глубине погружения в жидкость калориметра. По увеличению объема заключения об объеме погруженной части термометра. Цена деления цилиндра должна быть $0,1 - 0,2\text{ мл}$.

13. Графическим путем найти Δt реакции. Для этого на миллиметровой бумаге построить графика температура-время. Рекомендуемый масштаб: по оси абсцисс: $1\text{ см.} - 1\text{ минута}$, по оси ординат: $1\text{ см.} - 0,1\text{ }^{\circ}\text{C}$. Провести две ординаты, отвечающие началу главного периода (через 5 мин.) и концу главного периода (через 8 мин. После начала опыта). Через точки, соответствующие предварительному и заключительному периодам, провести прямые, продолжив их до ординаты, отвечающей середине главного периода. Отсчитать по этой ординате Δt .

14. Подсчитать теплоемкость калориметрической системы и вычислить $Q_{\text{расп}}$ По (17), отнеся затем эту величину к одному молю растворения соли.

Таблица 1

Исследуемая соль

Удельная теплоемкость латуни _____

Объемная теплоемкость стекла и ртути

Молекулярная масса соли	179
-------------------------	-----

Вес калориметрического стакана с водой

Вес калориметрического стакана _____

Вес воды

Вес мешалки

Объем погруженной части термометра _____

Вес пробирки с солью			
----------------------	--	--	--

Вес пробирки с остатками соли

ее после высыпания _____

Вес высыпанной соли _____

Время от начала опыта	Температура	Время от начала опыта	Температура
I	II	I	II

Вычисленное графическим методом Δt _____

К отчету прилагается график температура-время, построенный по данным таблицы и выполненный на миллиметровой бумаге.

В отчете следует привести также результаты промежуточных расчетов и конечный результат по следующей схеме.

1. Общая теплоемкость воды _____
2. Теплоемкость латунных частей калориметра _____
3. Теплоемкость соли _____
4. Теплоемкость погруженной части термометра _____
5. Общая теплоемкость калориметрической системы _____
6. Теплота растворения взятой навески соли _____
7. Число молей растворенной соли _____
8. Мольная теплота растворения _____
9. Температура, для которой определена теплота растворения _____

Согласно (15) это температура конца мгновенного калориметрического опыта.

ПЕРЕСЧЕТ ТЕПЛОТЫ ПРОЦЕССА НА ДРУГУЮ ТЕМПЕРАТУРУ

Теплота процесса, найденная экспериментально, как уже было отмечено выше, должна относиться к температуре конца мгновенного калориметрического опыта. Последняя величина подвержена влиянию случайных обстоятельств и не может быть заранее точно определена. Поэтому в целях единообразия полученных данных экспериментальные значения теплоты процессов пересчитывают на стандартную температуру 25°. Для такого пересчета используется формула Кирхгоффа, согласно которой

$$\left(\frac{\partial Q_p}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial \Delta H}{\partial T}\right)_p = \Delta C_p \quad (18)$$

где ΔC_p - разность теплоемкостей системы в конечном и исходном состоянии

$Q_p = \Delta H$ - теплота процесса (ссылка на постоянство давления в рассматриваемом

случае не играет существенной роли, так как в конденсированных системах, то есть в системах, состоящих только из жидких и твердых фаз, наблюдаемые изменения давления никак не сказываются ни на величине теплоты процесса, ни на величине теплоемкостей).

Величина $\frac{dQ_p}{dT}$, называемая температурным коэффициентом теплоты процесса, показывает, как изменяется теплота процесса при изменении температуры проведения процесса на 1°.

В общем случае ΔC_p зависит от температуры и это обстоятельство нужно учитывать при интегрировании (18). Однако, когда температурный интервал, в котором проводится интегрирование, невелик (как например, в рассматриваемом случае), ΔC_p можно считать величиной, не зависящей от температуры. Тогда, в интегральной форме уравнения (18) ΔC_p

$$\int_{\Delta H}^{\Delta H_0} d\Delta H = \int_T^{T_0} \Delta C_p dT \quad (19)$$

Выносится из под знака интеграла, и уравнение (19) после интегрирования принимает вид:

$$\Delta H_0 - \Delta H = \Delta C_p (t_0 - t) = \Delta C_p (T_0 - T) \quad (20)$$

Где, применительно к рассматриваемой задаче, ΔH_0 - теплота растворения при стандартной температуре. T_0 или t_0 - стандартная температура, соответственно равная 298,2 ° К или 25 ° С, ΔH - мольная теплота растворения найденная в опыте и отнесенная к температуре конца растворения T или t (в абсолютной шкале температур Цельсия). При подсчете ΔC_p следует иметь ввиду, что при растворении соли в конце процесса (после растворения) образуются гидратированные ионы, а в начале процесса система представляет собой кристаллическую соль. Значения мольных теплоемкостей солей можно найти в известных физико-химических справочниках, значения грамм-ионных теплоемкостей солей можно найти в известных физико-химических справочниках, значения грамм-ионных теплоемкостей некоторых ионов приведены в таблице.

Таблица 2

Грамм-ионные теплоемкости некоторых ионов в гидратированном состоянии в бесконечно разбавленном водном растворе при стандартных условиях в кал/град.
Г-ион.

Ион	C_p^0	Ион	C_p^0
F^-	-25,5	Na^+	11,1
Cl^-	-32,6	K^+	5,2
Br^-	-33,9	NH_4^+	19,1
I^-	-34,0	H^+	0
OH^-	-35,5		
NO_3^-	-20,7		