

МИНИСТЕРСТВО ЗДРАВООХРАНЕНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ  
БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ  
КАФЕДРА ОБЩЕЙ ХИМИИ

**Е. В. Барковский, Е. Ю. Буйницкая, В. В. Хрусталёв**

# **ТЕРМОХИМИЯ**

Практикум



Минск БГМУ 2012

УДК 544.3(076.5)(075.8)

ББК 24.53 я73

Б25

Рекомендовано Научно-методическим советом университета  
в качестве практикума 20.06.2012 г., протокол № 9

Рецензенты: д-р мед. наук, проф. В. К. Кухта; канд. мед. наук, доц.  
О. Н. Ринейская

**Барковский, Е. В.**

Б25 Термохимия : практикум / Е. В. Барковский, Е. Ю. Буйницкая, В. В. Хрусталёв. – Минск : БГМУ, 2012. – 32 с.

ISBN 978-985-528-646-3.

Кратко изложены теоретические основы термохимии, правила работы с учебно-лабораторным комплексом «Химия» в автономном режиме и с помощью компьютера, предложены к выполнению лабораторные работы.

Предназначен для студентов 2-го курса фармацевтического факультета.

УДК 544.3(076.5)(075.8)

ББК 24.53 я73

---

Учебное издание

**Барковский Евгений Викторович**  
**Буйницкая Евгения Юрьевна**  
**Хрусталёв Владислав Викторович**

## **ТЕРМОХИМИЯ**

Практикум

Ответственный за выпуск **Е. В. Барковский**  
Редактор **Н. В. Оношко**  
Компьютерная вёрстка **А. В. Янушкевич**

Подписано в печать 21.06.12. Формат 60×84/16. Бумага писчая «Снегурочка».

Печать ризографическая. Гарнитура «Times».

Усл. печ. л. 1,86. Уч.-изд. л. 1,49. Тираж 120 экз. Заказ 574.

Издатель и полиграфическое исполнение:

учреждение образования «Белорусский государственный медицинский университет».

ЛИ № 02330/0494330 от 16.03.2009.

ЛП № 02330/0150484 от 25.02.2009.

Ул. Ленинградская, 6, 220006, Минск.

**ISBN 978-985-528-646-3**

© Оформление. Белорусский государственный  
медицинский университет, 2012

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Изучение термохимии, а в частности калориметрии, как метода физико-химического анализа играет важную роль в системе фармацевтического образования, так как специальность провизора имеет аналитическую направленность. Навыки, приобретаемые студентами при выполнении лабораторных работ по физической химии, будут способствовать успешному усвоению и других химических, а также специальных дисциплин.

Практикум предназначен для студентов 2-го курса фармацевтического факультета БГМУ.

В настоящем издании помимо теоретических основ по термохимии содержится пять лабораторных работ, выполнение которых требует использования учебно-лабораторного комплекса (УЛК) «Химия», включающего в себя центральный контроллер и модуль «Термостат». Студентам предложено определить теплоту растворения, гидратообразования, нейтрализации и диссоциации. Им необходимо будет проявить не только навыки работы в лаборатории, но и научиться критично анализировать полученные в ходе экспериментов данные, сопоставляя их с теоретическим материалом.

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ТЕРМОХИМИИ

В результате протекания химической реакции происходит выделение или поглощение энергии. Обычно эта энергия выделяется или поглощается в виде теплоты. Раздел химической термодинамики, посвященный изучению энергетических эффектов химических и физико-химических процессов, называется *термохимией*.

*Тепловым эффектом химической реакции* называется количество теплоты (кДж), которое выделяется или поглощается при необратимом протекании реакции, когда единственным видом работы является работа расширения, а температуры исходных веществ и продуктов реакции одинаковы.

Уравнение химической реакции, в котором приведено значение теплового эффекта этой реакции ( $Q$ ) и указаны агрегатные состояния реагентов и продуктов, называется *термохимическим*.

*Стандартный тепловой эффект* реакции — тепловой эффект реакции, измеренный при постоянной температуре (298 К), постоянном давлении (1 атм) и рассчитанный на 1 моль продукта реакции.

Процессы, протекающие с выделением теплоты в окружающую среду, называются *экзотермическими* ( $Q > 0$ ). Процессы, протекающие с поглощением теплоты из окружающей среды, называются *эндотермическими* ( $Q < 0$ ).

В термодинамике изменение энергетического состояния системы описывается величиной энтальпии ( $H$ ), изменение которой равно:

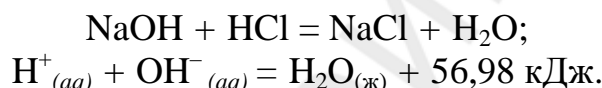
$$\Delta H = H_{\text{кон}} - H_{\text{исх}},$$

где  $H_{\text{кон}}$  — конечное, а  $H_{\text{исх}}$  — исходное энергетическое состояние системы. Положительное значение  $\Delta H$  получается в том случае, когда  $H_{\text{кон}} > H_{\text{исх}}$ , т. е. когда система поглощает энергию в ходе процесса (эндотермический процесс). В случае, когда система выделяет энергию (экзотермический процесс), т. е. когда  $H_{\text{кон}} < H_{\text{исх}}$ ,  $\Delta H$  имеет отрицательное значение. Соответственно:

$$\Delta H = -Q.$$

**Теплота растворения**  $\Delta H_{\text{раств}}$  — количество энергии, которое выделяется или поглощается при растворении 1 моль вещества в количестве растворителя, достаточном для полной сольватации (на 1 моль вещества 300–400 моль растворителя).

**Теплота нейтрализации**  $\Delta H_{\text{нейтр}}$  — количество энергии, которое выделяется при образовании 1 моль воды из  $\text{H}^+$  ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) и  $\text{OH}^-$  при стандартных условиях:



При взаимодействии сильной кислоты и сильного основания независимо от их природы теплота нейтрализации будет постоянна и равна 56,98 кДж.

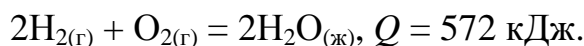
Если в реакцию вступает слабая кислота или слабое основание, то теплота нейтрализации будет меньше, так как ионизация кислоты (основания) потребует затраты энергии.

**Теплота гидратации** ( $\Delta_{aq}H^0$ ) — количество теплоты, которое выделяет система, присоединяя к 1 моль безводной соли соответствующее количество воды.

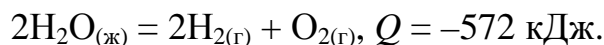
Существуют два важнейших закона термохимии:

**1. Закон Лавуазье–Лапласа:** *тепловые эффекты прямой и обратной реакции (изменение энтальпий) численно равны, но противоположны по знаку.*

Например, горение водорода в кислороде с образованием воды (прямая реакция) протекает по уравнению:



Уравнение разложения воды (обратная реакция):



Из вышеприведенного примера видно, что при образовании воды выделяется столько же теплоты, сколько поглощается при ее распаде на исходные вещества.

**2. Закон Гесса:** *изохорный и изобарный тепловые эффекты реакции не зависят от пути протекания реакции, т. е. от числа промежуточных стадий, через которые происходит превращение исходных веществ в продукты реакции, а зависит от состояния исходных веществ и продуктов реакции.*

Закон Гесса лежит в основе термохимических расчетов химических реакций.

*Следствие 1-е из закона Гесса:* сумма энтальпий двух или более промежуточных стадий при переходе от исходного состояния к конечному состоянию равна энтальпии реакции, которая непосредственно ведет от исходного к конечному состоянию системы.

В качестве примера рассмотрим процесс растворения в воде безводного сульфата меди ( $\text{CuSO}_4$ ) и гидратированного сульфата меди ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ).

Безводный сульфат меди растворяется с выделением теплоты (реакция экзотермическая,  $\Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4) < 0$ ). Реакция растворения гидратированного сульфата меди является эндотермической ( $\Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) > 0$ ). Процесс растворения безводного сульфата меди может протекать по двум маршрутам согласно схеме, представленной на рис. 1.

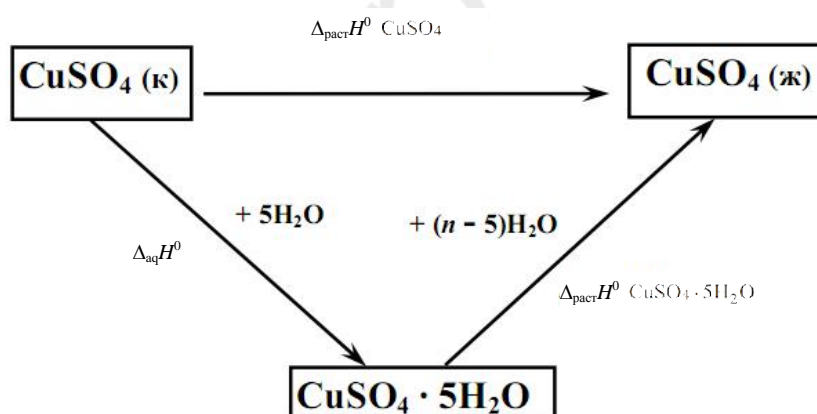
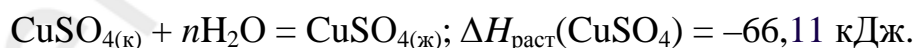


Рис. 1. Процесс растворения безводного сульфата меди

I маршрут — одна суммарная стадия — растворение сульфата меди:

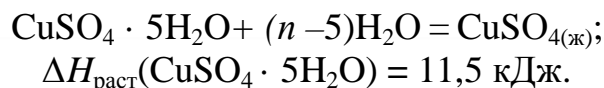


II маршрут — две последовательно протекающие стадии:

– гидратация сульфата меди:



– растворение гидратированного сульфата меди:



Энтальпию (теплоту) гидратации безводной соли ( $\Delta H_{\text{гидр}}$ ) можно определить из данных по энтальпиям (теплотам) растворения безводной соли  $\Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4)$  и ее кристаллогидрата  $\Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O})$  пользуясь 1-м следствием из закона Гесса. Так как начальное и конечное состояния в обоих случаях одинаковы, можно записать:

$$\Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4) = \Delta H_{\text{гидр}} + \Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}).$$

Отсюда энтальпия гидратации сульфата меди равна:

$$\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4) - \Delta H_{\text{раст}}(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O});$$
$$\Delta H_{\text{гидр}} = -66,11 - 11,51 = -77,69 \text{ (кДж)}.$$

*Следствие 2-е из закона Гесса:* тепловой эффект реакции (изменение энтальпии) равен разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов уравнения реакции.

$$\Delta_r H^0 = \sum \Delta H^0_{\text{обр. прод}} - \sum \Delta H^0_{\text{обр. исх.}}$$

**Стандартной теплотой (энтальпией) образования сложного вещества**  $\Delta H^0_{298}$  называется количество энергии (теплоты), выделяемое или поглощаемое при образовании одного моля сложного вещества из простых при стандартных условиях ( $p = 10^5 \text{ Па}$  и  $T = 298 \text{ К}$ ). Значения стандартных энтальпий образования веществ приведены в справочниках. Стандартные энтальпии образования простых веществ ( $\text{O}_2$ ,  $\text{C}$ ,  $\text{Na}$  и др.), устойчивых при стандартных условиях, условно приняты равными нулю.

Таким образом, тепловой эффект любой реакции может быть рассчитан по энтальпиям образования исходных веществ и продуктов реакции на основе закона Гесса. Экспериментально тепловые эффекты реакций измеряют методами калориметрии при постоянном объеме или давлении.

*Следствие 3-е из закона Гесса:* тепловой эффект реакции (изменение энтальпии) равен разности между суммой энтальпий сгорания исходных веществ и суммой энтальпий сгорания продуктов реакции с учетом стехиометрических коэффициентов уравнения реакции:

$$\Delta_r H^0 = \sum \Delta H^0_{\text{сг. исх}} - \sum \Delta H^0_{\text{сг. прод.}}$$

**Стандартная энтальпия сгорания** вещества — тепловой эффект реакции сгорания 1 моль сложного вещества с образованием высших оксидов. Стандартная энтальпия сгорания высших оксидов и кислорода равна нулю.

Теплоты сгорания, найденные из опыта и пересчитанные к стандартным условиям, приведены в справочниках.

При расчете тепловых эффектов реакций при температурах, отличных от стандартной, используются теплоемкости. Теплоемкость является одной из важнейших характеристик индивидуального вещества. Теплоемкость веществ широко используется при проведении многих термодинамических расчетов (тепловых балансов, энтропии, химического равновесия и др.).

**Теплоемкость** — физическая величина, определяющая отношение бесконечно малого количества теплоты ( $dQ$ ), полученного телом, к соответствующему приращению его температуры ( $dT$ ):

$$c = \frac{dQ}{dT}.$$

**Удельная теплоемкость** — количество теплоты, которое необходимо подвести к единице массы вещества, чтобы нагреть его на единицу температуры.

При физико-химических и термодинамических расчетах, как правило, пользуются молярными теплоемкостями. Различают истинную и среднюю теплоемкости.

**Истинной молярной теплоемкостью** называется отношение бесконечно малого количества теплоты, которое нужно подвести к одному молю вещества, к бесконечно малому приращению температуры, которое при этом наблюдается:

$$c = \frac{dQ}{dT},$$

где  $c$  — молярная теплоемкость, Дж/моль·К.

**Средней теплоемкостью** ( $\bar{c}$ ) в интервале температур от  $T_1$  до  $T_2$  называется отношение конечного количества теплоты, подведенной к одному молю вещества, к разности температур  $T_2 - T_1$ :

$$\bar{c} = \frac{Q}{T_2 - T_1}.$$

В зависимости от условий нагревания или охлаждения вещества различают теплоемкость при постоянном объеме ( $c_v$ ) и при постоянном давлении ( $c_p$ ).

Учитывая, что  $dQ_v = dU$  и  $dQ_p = dH$ , для истинной молярной теплоемкости при постоянном объеме и давлении получаем:

$$c_v = \left( \frac{\delta U}{\delta T} \right)_v; \quad c_p = \left( \frac{\delta U}{\delta T} \right)_p.$$

Если постоянство объема или давления указано, то для  $n$  моль получаем

$$dU = nc_v dT \text{ и } dH = nc_p dT.$$

Проинтегрировав эти выражения, получаем

$$Q_v = \Delta U = n \int_{T_1}^{T_2} c_v dT ;$$

$$Q_p = \Delta H = n \int_{T_1}^{T_2} c_p dT .$$

В расчетах  $c_p$  определяют по опытным данным для  $c_v$  и наоборот.

Для идеальных газов  $c_p = c_v + R$  ( $R$  — газовая постоянная).

**Калориметр** — прибор, служащий для измерения тепловых эффектов различных физико-химических процессов, а также для определения теплоемкостей.

Важнейшими частями калориметра являются: калориметрический сосуд, емкость с калориметрической жидкостью (часто в качестве калориметрической жидкости используется вода), в которой растворяется исследуемое вещество, и защитная оболочка, уменьшающая тепловое взаимодействие калориметра с окружающей средой.

В данном практикуме предложено выполнение опытов с применением калориметра в изотермической оболочке. В крышке калориметра имеются отверстия, куда вставляются пробирка с исследуемым веществом и датчик температуры.

Совокупность частей калориметра, между которыми распределяется тепло процесса, называется калориметрической системой.

Температура калориметрической жидкости обычно изменяется со временем вследствие теплообмена с окружающим воздухом: она может повышаться или понижаться в зависимости от разности температур воздуха и калориметрической жидкости. В ходе опыта необходимо измерить только изменение температуры за счет проводимого процесса.

Опыт по теплообмену со средой делят на три периода:

1) *предварительный* (около 5 мин) — измерение температуры производят каждую минуту до момента, пока изменение температуры не станет одинаковым или незначительным в течение 5 мин;

2) *главный* (обычно 2–5 мин) — время протекания реакции — продолжая отсчет времени, в калориметр вводят исследуемые вещества и отмечают температуру до конца изучаемого процесса. За конец главного периода принимают точку, от которой опять начинается равномерное изменение температуры после резкого ее изменения;

3) *заключительный* (около 5 мин) — после главного периода снова измеряют температуру в течение 5 мин.

По полученным данным строят график: по оси абсцисс откладывают время, по оси ординат — температуру.

По изменению температуры рассчитывают тепловые эффекты различных процессов и теплоемкости.



Определить действительное изменение температуры по данным, полученным в результате измерений в изотермическом калориметре, можно двумя способами — аналитическим и графическим.

В настоящем практикуме принят графический способ определения  $\Delta T$  как более простой, по надежности не уступающий аналитическому и позволяющий с большой наглядностью судить об особенностях протекания исследуемого процесса.

### ГРАФИЧЕСКИЙ МЕТОД ОПРЕДЕЛЕНИЯ ДЕЙСТВИТЕЛЬНОГО ИЗМЕНЕНИЯ ТЕМПЕРАТУРЫ

При определении действительного изменения температуры фиксируют температуру калориметрической жидкости в стакане, помещенном в подготовленный для работы калориметр, до тех пор, пока изменение температуры не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться совсем (не менее 5 минут). Затем начинают термохимический опыт (например, растворение соли), не прерывая записи температуры. Это так называемый главный период. По окончании главного периода, когда изменение температуры снова станет равномерным, продолжают записывать температуру еще 5 минут, после чего опыт считают законченным. Перемешивание жидкости мешалкой способствует быстрому достижению теплового равновесия в калориметре.

По полученным экспериментальным данным строится график в координатах «температура – время» (рис. 2).

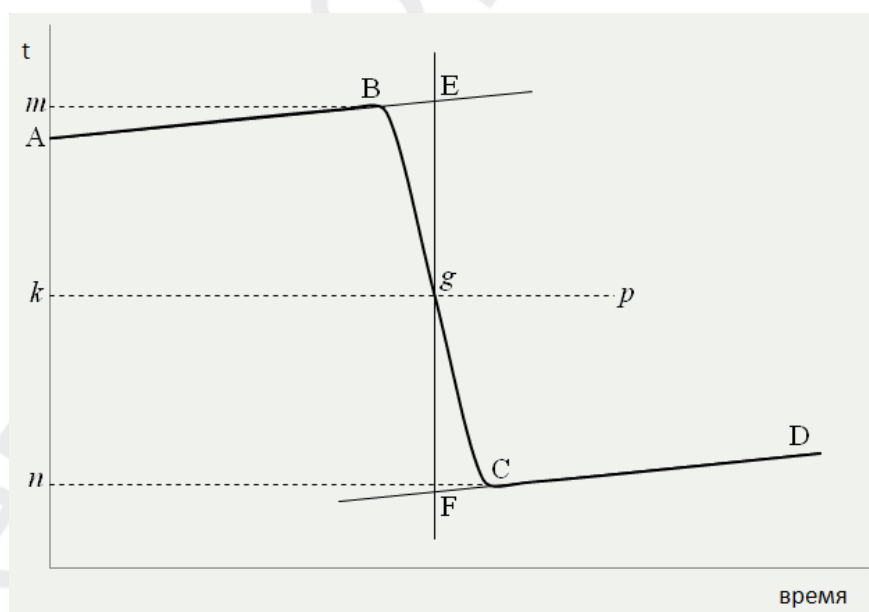


Рис. 2. График для определения действительного изменения температуры

Время, относящееся к участку  $AB$ , называется предварительным периодом,  $BC$  — главным,  $CD$  — заключительным. Чтобы определить дей-

ствительное изменение температуры  $\Delta T$ , проводят линии через точки, фиксирующие равномерное изменение температуры начального и конечного периодов  $AB$  и  $CD$ . За начало главного периода принимают момент начала растворения соли, после которого начинается резкое изменение температуры, а за конец главного периода — точку, которая первой ложится на прямую  $CD$ . Точки  $B$  и  $C$  проектируют на ось ординат, находят середину отрезка  $mn$  и проводят линию  $kp$ . Через точку  $g$  проводят вертикаль. Экстраполируют линейные участки  $AB$  и  $CD$  до пересечения с вертикалью в точках  $E$  и  $F$ . Отрезок  $EF$  соответствует изменению температуры  $\Delta T$  в калориметрическом опыте с учетом поправки на теплообмен.

Крутизна линии  $BC$  зависит от характера и условий протекания исследуемого теплового процесса. Крутизна линий  $AB$  и  $CD$  зависит от характера теплообмена с окружающей средой. Таким образом, по виду кривой  $ABCD$  можно судить о качестве проведенного опыта и учесть его недостатки при проведении следующих опытов. Точность определения изменения температуры за счет теплового процесса является основным фактором, определяющим точность конечного результата.

### РАБОТА С УЧЕБНО-ЛАБОРАТОРНЫМ КОМПЛЕКСОМ «ХИМИЯ»

Выполнение лабораторных работ по термохимии осуществляется с использованием УЛК «Химия», состоящего из центрального контроллера (рис. 3) и модуля «Термостат» в комплекте с термодатчиком (рис. 4). Термостат используется в пассивном режиме как калориметр. В ходе выполнения работ также необходимо использование мешалки.



Рис. 3. Центральный контроллер



Рис. 4. Модуль «Термостат» в комплекте с термодатчиком

Измерение температуры раствора контролируется датчиком температуры, который подключается к измерительным каналам «температура» (1-му или 2-му) термостата.

Режимы работы центрального контроллера:

- автономный;
- с помощью компьютера.

## РАБОТА С УЧЕБНО-ЛАБОРАТОРНЫМ КОМПЛЕКСОМ В АВТОНОМНОМ РЕЖИМЕ

Порядок выполнения работы:

1. Включить контроллер в сеть и нажать переключатель на левой боковой панели.

2. Нажатием любой кнопки перейти в *главное меню*.

3. Включить в сеть термостат.

4. В начале работы необходимо привести контроллер в исходное состояние, при котором все исполнительные устройства и каналы отключены, банки памяти результатов очищены.

Для выполнения указанной процедуры необходимо:

а) выбрать пункт главного меню «**1. Выбор установки**» с помощью клавиши «**Ä**»;

б) из пункта главного меню «**1. Выбор установки**» выбрать пункт «**3. Термостат + электрохимия**» с помощью клавиш «**▲**» или «**▼**». Подтвердить свой выбор, дважды нажав клавишу «**Ä**»;

в) повторить п. 4 (а);

г) из пункта главного меню «**1. Выбор установки**» выбрать пункт «**6. Сброс настроек, каналов и памяти**» с помощью клавиш «**▲**» или «**▼**». Нажать клавишу «**Ä**». Произойдет обнуление всех банков памяти и сброс настроек выбранной установки. Контроллер автоматически перейдет в основное меню.

5. Производим выбор лабораторной установки. Выбрать пункт главного меню «**1. Выбор установки**» с помощью клавиши «**Ä**».

Из пункта «**1. Выбор установки**» выбрать пункт «**3. Термостат + электрохимия**» с помощью клавиш «**▲**» или «**▼**». Подтвердить свой выбор, дважды нажав клавишу «**Ä**».

6. Выбрать пункт главного меню «**2. Каналы измерения**» с помощью клавиши «**Ä**».

В пункте «**2. Каналы измерения**» для 1-го канала выбрать тип датчика «**1. Термодатчик**» с помощью клавиш «**▲**» или «**▼**», «**◀**» или «**▶**». Подтвердить свой выбор нажатием клавиши «**Ä**».

7. Включаем мешалку. Выбрать пункт главного меню «**3. Исполнительные устройства**» с помощью клавиши «**Ä**».

В пункте «**3. Исполнительные устройства**» с помощью клавиш «**▲**» или «**▼**» выбрать устройство «**1. Магнитная мешалка**». Далее, ис-

пользуя клавиши «▲» или «▼», «◀» или «▶», установить необходимую скорость перемешивания. Рекомендуемая скорость перемешивания — 3.

Нажатием клавиши «**Ä**» перейти в главное меню.

8. В главном меню выбрать пункт «**4. Мониторинг текущей работы**», нажав клавишу «**Ä**». В этом режиме можно наблюдать изменение температуры в ходе эксперимента.

9. Для записи полученных данных в пункте «**4. Мониторинг текущей работы**» нажать клавишу «**Ä**». С помощью клавиш «▲» или «▼», «◀» или «▶» установить необходимые параметры: *Банк 0; интервал измерений 5 с* (рис. 5).

<b>Режим записи: авто</b>
<b>Банк: 0 Ячейка 000</b>
<b>Интервал: 00:05 стоп</b>
<b>Усреднение Выкл (Ä)</b>

Рис. 5. Панель управления режимами измерения и записи результатов

Нажать клавиши «**Пуск**» и «**Ä**». С этого момента контроллер записывает результаты измерений в ячейки банка памяти (начиная с нулевой ячейки), увеличивая номер ячейки на единицу через определенный пользователем интервал времени. Прекращение данного процесса происходит при нажатии клавиши «**Стоп**» или при записи данных в последнюю ячейку банка памяти. Номер последней ячейки — 100.

10. Для того, чтобы извлечь данные из банка памяти, выбрать пункт главного меню «**5. Просмотр данных**», нажав клавишу «**Ä**». С помощью клавиш «▲» или «▼», «◀» или «▶» в строке выбора банка памяти установить «0» (рис. 6). Установив курсор в поле ввода ячейки (№ = 000), с помощью клавиш «▲» и «▼» можно просмотреть содержимое ячеек. Перенести полученные данные в рабочую тетрадь.

<b>20.000 C</b> -----
-----
----- <b>Банк: 0</b>
----- <b>№ = 000</b>

Рис. 6. Панель просмотра результатов измерений, записанных в банке памяти

11. После окончания работы выключить УЛК «Химия» и отключить его от сети.

## РАБОТА С УЧЕБНО-ЛАБОРАТОРНЫМ КОМПЛЕКСОМ С ПОМОЩЬЮ КОМПЬЮТЕРА

Порядок выполнения работы:

1. Универсальный контроллер подключается к персональному компьютеру через СОМ-порт с помощью специального соединительного шнура.

2. При включенном контроллере на компьютере необходимо запустить программу управления УЛК «Химия» — «*elsms2.exe*».

3. В появившемся окне инициализации («Добро пожаловать в УЛК») необходимо выбрать вариант работы с УЛК — «*Работа с контроллером*» и войти в программу управления УЛК, щелкнув по кнопке «*Вход*» (рис. 7).

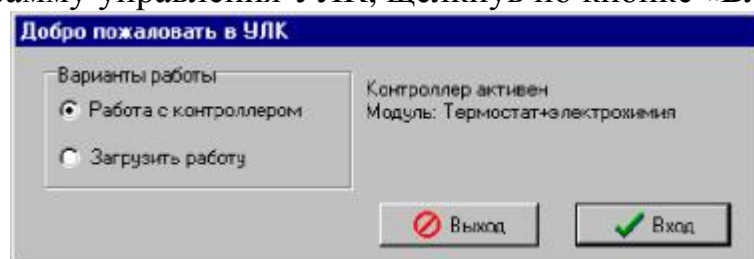


Рис. 7. Окно инициализации программы *elsms2.exe*

4. Далее открывается окно «Система управления», вкладка «Управление» (рис. 8). Включаем термодатчик (1-й или 2-й измерительный канал) и активируем контроллер.

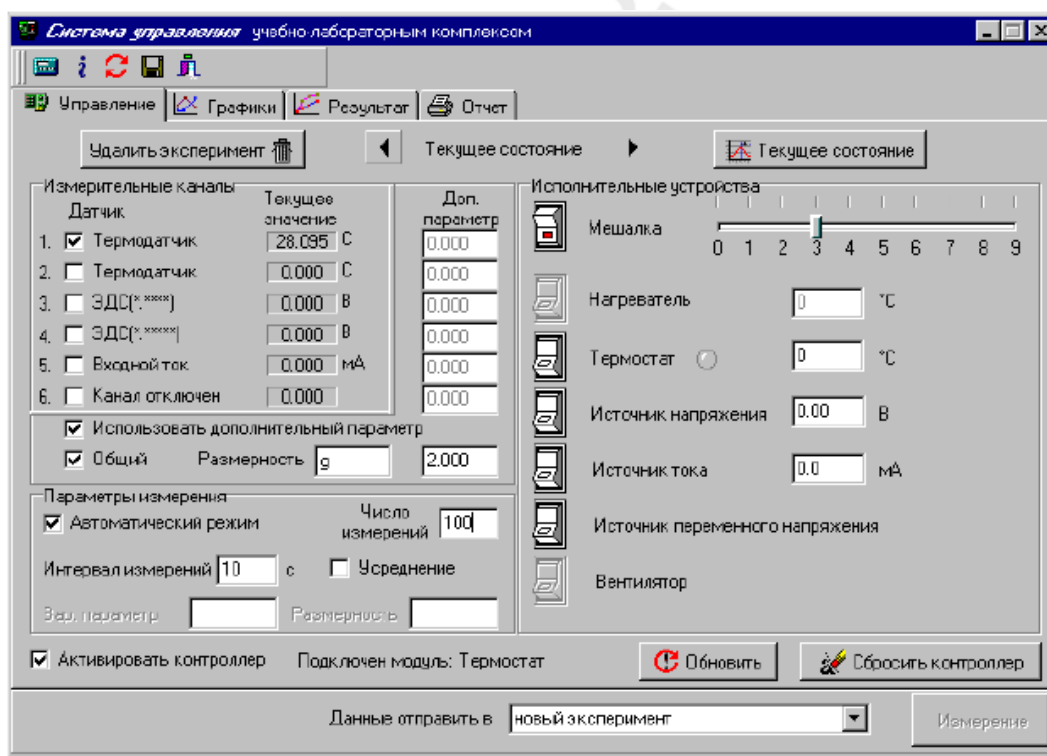


Рис. 8. Окно управления программой *elsms2.exe*

5. При проведении эксперимента измеряется температура, поэтому нужно установить в соответствующей области интервал измерений. Рекомендуемый интервал измерения — 5 с.

6. Так как измерение производится при перемешивании, необходимо установить интенсивность перемешивания и включить мешалку кнопкой «*Мешалка*». Рекомендуемая скорость перемешивания — 3.

7. Указать массу навески. Для этого в области «*Дополнительный параметр*» необходимо выбрать пункт «*Общий*» и в поле «*Значение*» указать массу навески. Размерность указывается в поле «*Размерность*».

8. Измерение начинают щелчком мыши на кнопке «*Измерение*». При этом появится окно состояния измерения «*Обмен данными с контроллером*» (рис. 9).



Рис. 9. Окно состояния измерения «Обмен данными с контроллером»

9. Измерение следует заканчивать после растворения соли, тогда, когда изменение температуры будет незначительным и равномерным. Измерение заканчивается щелчком по кнопке «*Стоп*». При этом экспериментальные данные автоматически запоминаются, а установка переходит в режим управления. Для проведения следующих измерений необходимо щелкнуть на кнопке «*Текущее состояние*» и выполнять работу согласно пп. 5–8.

На следующих этапах происходит обработка результатов.

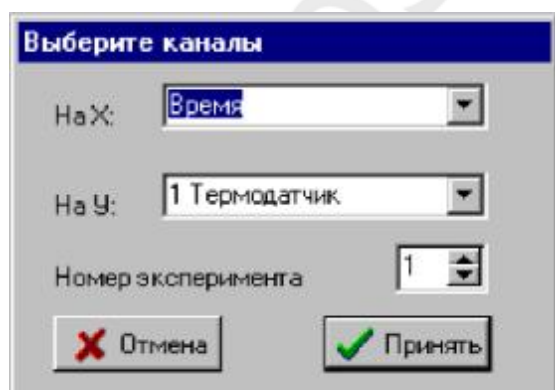



Рис. 10. Окно выбора каналов

10. После проведения всех экспериментов мы получим первичные данные зависимости температуры от времени, хранящиеся в памяти. Для построения экспериментальных графиков необходимо выбрать вкладку «*Графики*». Добавление графика осуществляется после щелчка по инструменту  на специальной панели, в открытом окне определяется соответствие между координатами графика и данными, по-

лученными на измерительных каналах, или временем. Необходимо выбрать для оси абсцисс ( $x$ ) «**Время**», а для оси ординат ( $y$ ) — требуемый канал (в нашем случае — «**1. Термодатчик**») (рис. 10).

Остальные графики строятся аналогичным образом. В дальнейшем переключение между графиками осуществляются кнопками «**◀**» и «**▶**» в правой части управляющей панели инструментов. Там же отображается номер эксперимента. Значение дополнительного параметра отображается в правом верхнем углу графика (рис. 11).

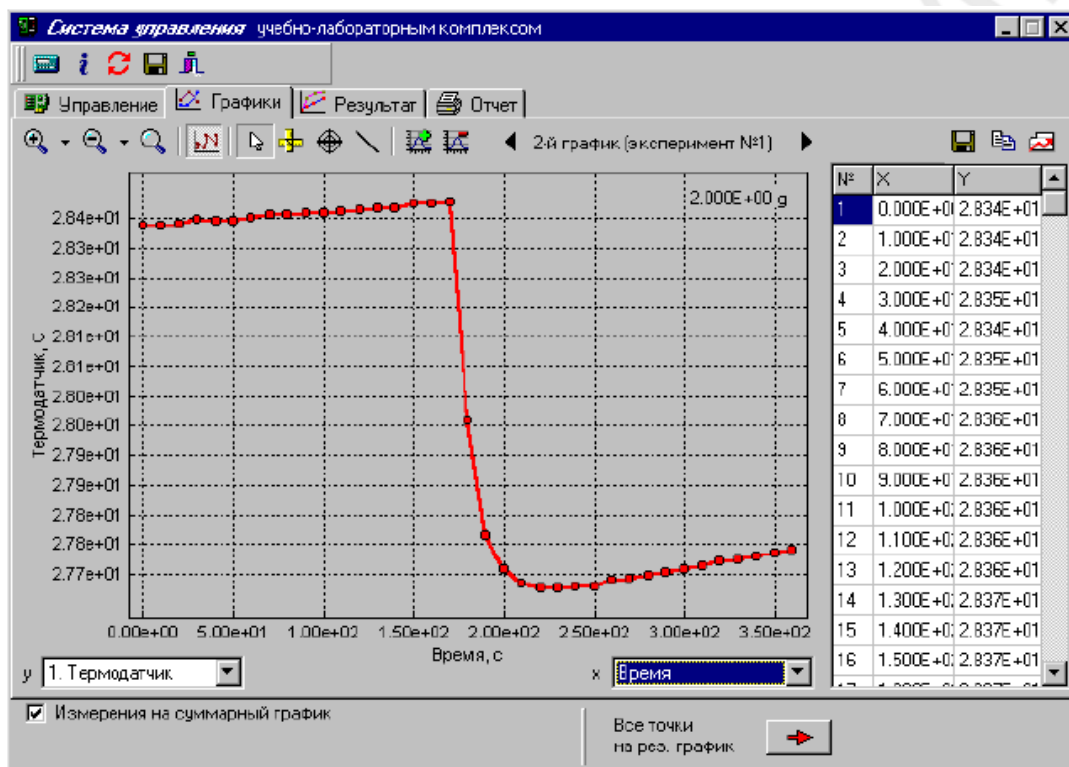


Рис. 11. Вкладка «Графики» окна «Система управления» программы elsms2.exe

11. Проводим линии, необходимые для определения изменения температуры  $\Delta T$ . Для этого выбираем инструмент «**прямая линия**» (☰), подводим курсор к соответствующей точке графика и, нажав один раз левую клавишу «мышки», устанавливаем начальную точку линии. Зафиксировать линию нужно повторным нажатием кнопки (отмена — нажатие правой кнопкой «мышки»). Для измерения  $\Delta T$  вначале убираем «галочку» в поле «**Измерения на суммарный график**», а затем проводим вертикальную линию до пересечения с полученными линиями. Для этого выбираем инструмент «**линейка**» (⊕), устанавливаем курсор на одной из линий и проводим вертикальную линию. В области «**Результат**» в поле «**dY**» появится значение  $\Delta T$  (рис. 12).

12. Изменить масштаб графика можно с помощью инструментов, расположенных в левом верхнем углу. Проведенные линии можно убрать,

используя соответствующие инструменты: в режиме «Прямая линия» подвести курсор к линии и нажать правую кнопку «мыши».

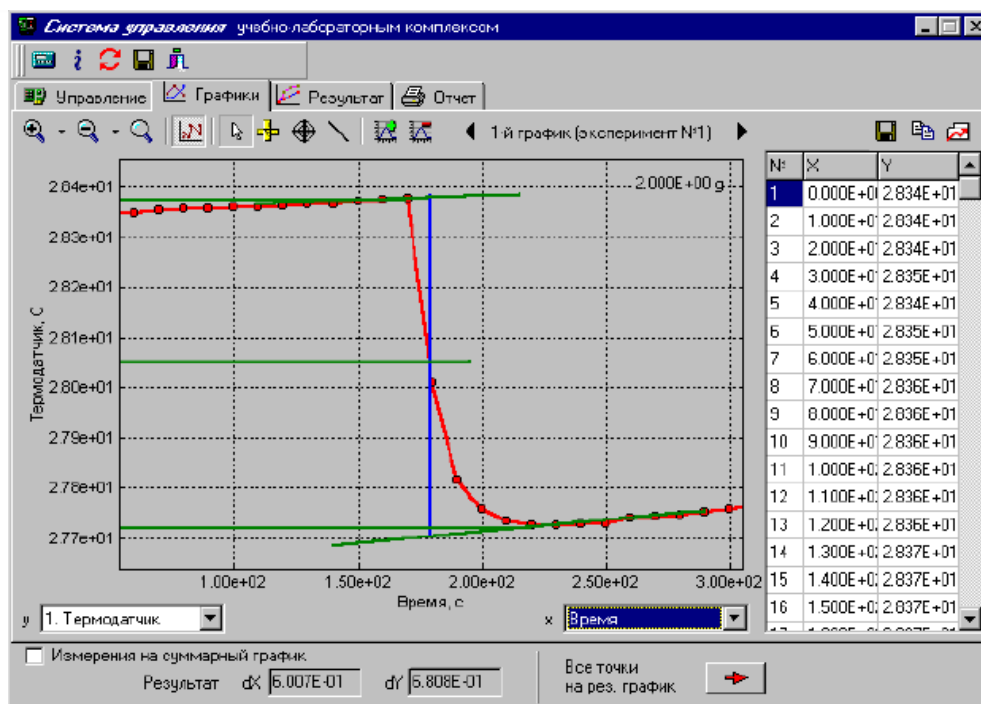


Рис. 12. Определение  $\Delta T$

13. Полученные графики могут быть распечатаны на принтере с сохранением выбранного масштаба и элементов оформления. Для этого необходимо перейти во вкладку «Отчет» и выбрать требуемые для печати графики.

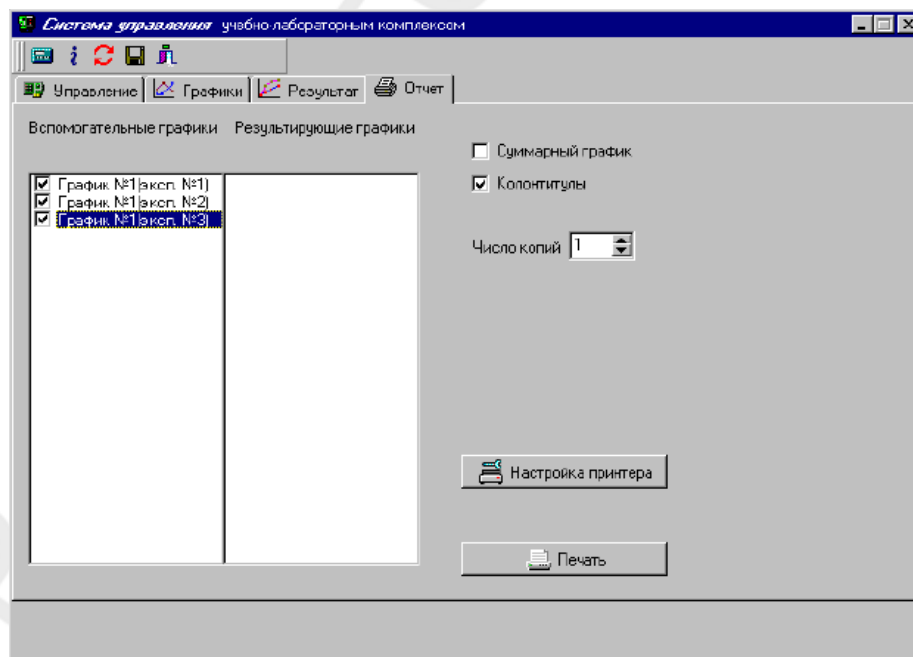


Рис. 13. Вкладка «Отчет»



## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПОСТОЯННОЙ КАЛОРИМЕТРА

**Цель:** Определить постоянную калориметра с изотермической оболочкой по теплоте растворения  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

### **Приборы и реактивы:**

1. УЛК «Химия» в следующей комплектации:
  - центральный контроллер (см. рис. 3);
  - модуль «Термостат» в комплекте с термодатчиком (см. рис. 4).
2. Весы электронные марки ScoutProSPU 202.
3. Стеклоянный стаканчик объемом  $150 \text{ см}^3$ .
4. Вода дистиллированная.
5. Навеска соли с известной теплотой растворения ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ).

### **Порядок выполнения работы:**

1. Включить УЛК и установить необходимые настройки для опыта согласно указаниям по работе в автономном режиме — пп. 1–8 с. 11–12 (при работе с компьютером пп. 1–7 на с. 12–14).
2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать  $100 \text{ см}^3$  дистиллированной воды.
3. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.
4. Пробирку с точной навеской соли  $\text{NH}_4\text{Cl}$  массой 3 г вставить в отверстие крышки калориметра.
5. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться не менее 5 минут.
6. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14).
7. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) высыпать соль из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.
8. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.
9. Выписать данные, полученные в ходе эксперимента, согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 10 на с. 12 (при работе с компьютером п. 9 на с. 14).
10. На основании полученных данных построить график зависимости изменения температуры от времени (при работе с компьютером п. 10 на с. 14–15).

По графику определить действительное изменение температуры при растворении соли и рассчитать постоянную калориметра (при работе с компьютером пп. 11–13 на с. 15–16).

Для определения постоянной калориметра использовать формулу:

$$K = \pm \frac{Q}{\Delta T} - (m_c + m_b)c,$$

где  $K$  — постоянная калориметра;  $Q$  — теплота растворения соли, Дж;  $\Delta T$  — действительное изменение температуры процесса растворения  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , найденное графическим методом из данных, полученных в ходе эксперимента;  $m_c$  — масса соли, г;  $m_b$  — масса воды, г;  $c$  — теплоемкость раствора (теплоемкости разбавленных растворов неорганических солей в воде практически одинаковы и незначительно отличаются от теплоемкости воды:  $c_p = 4,18$  Дж/(г · К)).

Перед формулой ставится знак «+», если  $\Delta T > 0$ , и «-», если  $\Delta T < 0$ .

**Пример расчета постоянной калориметра.** Исходные данные при определении постоянной калориметра: в  $100 \text{ см}^3$  растворилось 3 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Действительное изменение температуры, определенное графическим методом (рис. 14), составило  $-1,87^\circ\text{C}$ .

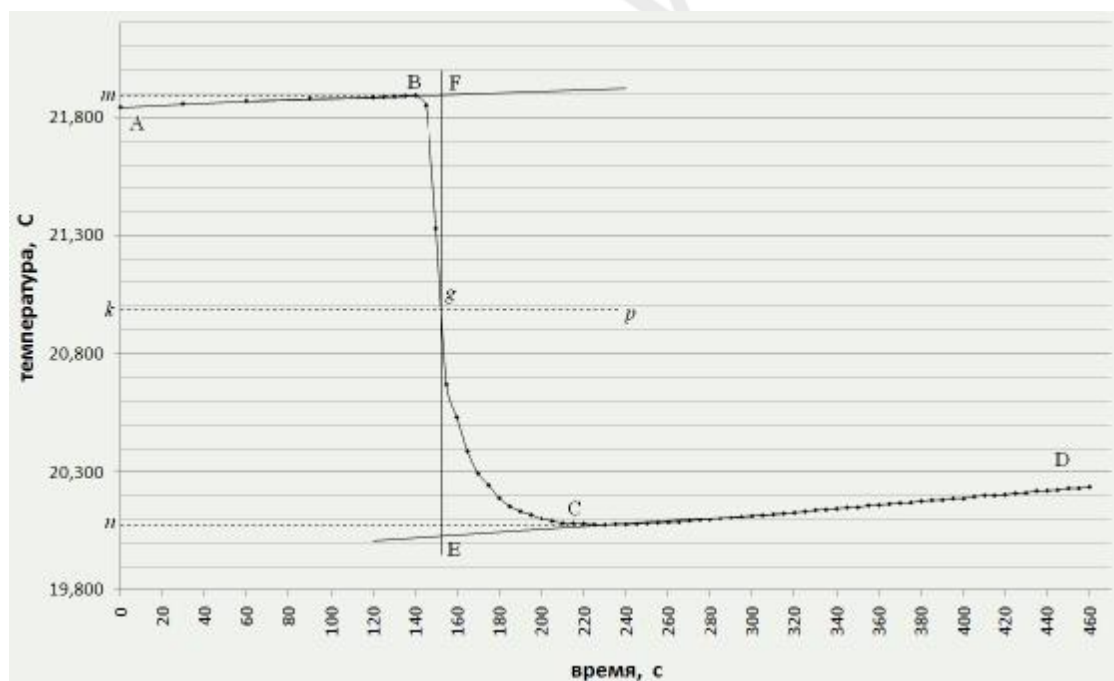


Рис. 14. Изменение температуры при растворении 3 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$  в  $100 \text{ см}^3$  воды

Молярная концентрация раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ :  $C_m = 0,56$  моль/кг.

В справочнике для  $\text{NH}_4\text{Cl}$  даны интегральные теплоты растворения:

– при  $C_m = 0,5$  моль/кг  $\Delta H_m = 15,27$  кДж/моль;

– при  $C_m = 1$  моль/кг  $\Delta H_m = 15,31$  кДж/моль.

Методом интерполяции определим интегральную теплоту растворения для значения  $C_m = 0,56$  моль/кг (рис. 15).

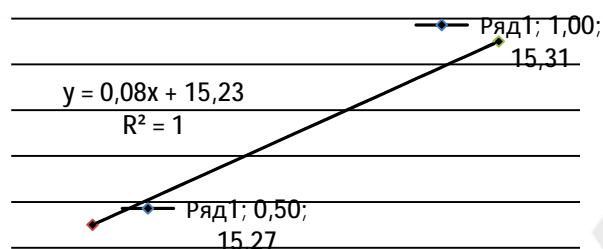


Рис. 15. Зависимость интегральной теплоты растворения от моляльности для  $\text{NH}_4\text{Cl}$

$$\Delta H_m = 0,08C_m + 15,23.$$

$$\Delta H_m = 15,27 \text{ (кДж/моль)} = 15,27/53,5 = 285 \text{ (Дж/г)}.$$

При растворении 3 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$  поглотилось  $\Delta H = 285 \cdot 3 = 855$  (Дж) теплоты.

$$K = -\frac{855}{-1,87} - (100 + 3)4,18 = 26,68.$$

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ ХОРОШО РАСТВОРИМЫХ СОЛЕЙ

**Цель:** Определить теплоту растворения  $\text{CuSO}_4$ .

**Приборы и реактивы:**

1. УЛК «Химия» в следующей комплектации:
  - центральный контроллер (см. рис. 3);
  - модуль «Термостат» в комплекте с термодатчиком (см. рис. 4).
2. Стекланный стаканчик объемом  $150 \text{ см}^3$ .
3. Вода дистиллированная.
4. Навеска соли  $\text{CuSO}_4$  массой 3 г.

**Порядок выполнения работы:**

1. Включить оборудование и установить необходимые настройки для опыта согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — пп. 1–8 на с. 11–12 (при работе с компьютером пп. 1–7 на с. 12–14).
2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать  $100 \text{ см}^3$  дистиллированной воды.
3. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.
4. Пробирку с точной навеской соли  $\text{CuSO}_4$  массой 3 г вставить в отверстие крышки калориметра.

5. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться не менее 5 минут.

6. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14).

7. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) высыпать соль из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.

8. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.

9. Выписать данные, полученные в ходе эксперимента, согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 10 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 9–13 на с. 14–16).

10. На основании полученных данных построить график зависимости изменения температуры от времени (при работе с компьютером п. 10 на с. 14–15).

По графику определить действительное изменение температуры при растворении соли и рассчитать теплоту растворения  $\text{CuSO}_4$  (при работе с компьютером пп. 11–13 на с. 15–16).

Для определения теплоты растворения соли использовать формулу:

$$Q = - [(m_c + m_b)c + K] \Delta T,$$

где  $Q$  — теплота растворения соли, Дж;  $K$  — постоянная калориметра (использовать значение, полученное в ходе лабораторной работы № 1);  $\Delta T$  — действительное изменение температуры процесса растворения  $\text{CuSO}_4$ , найденное графическим методом из данных, полученных в ходе эксперимента;  $m_c$  — масса соли, г;  $m_b$  — масса воды, г;  $c$  — теплоемкость раствора (теплоемкости разбавленных растворов неорганических солей в воде практически одинаковы и незначительно отличаются от теплоемкости воды —  $c_p = 4,18$  Дж/(г · К)).

11. Рассчитать удельную теплоту растворения по формуле:

$$q = \frac{Q}{m_c},$$

где  $q$  — удельная теплота растворения, Дж/г;  $Q$  — теплота растворения соли, Дж;  $m_c$  — масса соли, г.

**Пример расчета теплоты растворения соли.** При растворении 2 г  $\text{CuSO}_4$  в 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды действительное изменение температуры, определенное графическим методом (рис. 16), составило 1,78 °С. Постоянная калориметра равна 33,32.

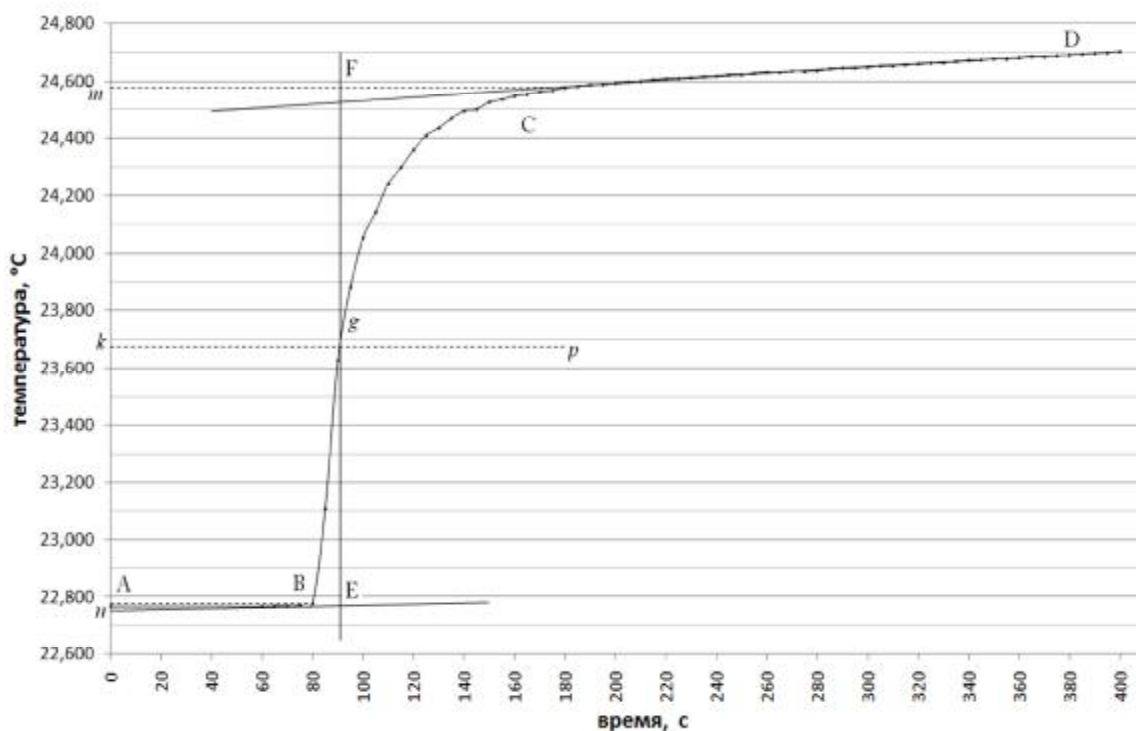


Рис. 16. Изменение температуры при растворении 2 г  $\text{CuSO}_4$  в  $100 \text{ см}^3$  воды

Рассчитаем теплоту растворения 2 г  $\text{CuSO}_4$ :

$$Q = - [(m_c + m_b)c + K] \Delta T = - [(100 + 2)4,18 + 33,32]1,78 = -818,23 \text{ (Дж)}.$$

Удельная теплота растворения  $\text{CuSO}_4$ :  $q = -818,23/2 = -409,12 \text{ (Дж/г)}$ .

### ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 ОПРЕДЕЛЕНИЕ УДЕЛЬНОЙ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТООБРАЗОВАНИЯ

**Цель:** Определить теплоту гидратообразования  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .

**Приборы и реактивы:**

- УЛК «Химия» в следующей комплектации:
  - центральный контроллер (см. рис. 3);
  - модуль «Термостат» в комплекте с термодатчиком (см. рис. 4).
- Стеклянный стаканчик объемом  $150 \text{ см}^3$ .
- Вода дистиллированная.
- Навеска соли  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  массой 3 г.

**Порядок выполнения работы:**

- Включить прибор и установить необходимые настройки для опыта согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — пп. 1–8 на с. 11–12 (при работе с компьютером пп. 1–7 на с. 12–14).
- В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать  $100 \text{ см}^3$  дистиллированной воды.

3. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.

4. Пробирку с точной навеской соли  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  массой 3 г вставить в отверстие крышки калориметра.

5. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться не менее 5 минут.

6. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14).

7. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) высыпать соль из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.

8. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.

9. Выписать данные, полученные в ходе эксперимента, согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 10 на с. 12 (при работе с компьютером — пп. 9–13 на с. 14–16).

10. На основании полученных данных построить график зависимости изменения температуры от времени (при работе с компьютером п. 10 на с. 14–15).

По графику определить действительное изменение температуры при растворении соли и рассчитать теплоту растворения  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  (при работе с компьютером пп. 11–13 на с. 15–16).

Для определения теплоты растворения соли использовать формулу:

$$Q = -[(m_c + m_b)c + K] \Delta T,$$

где  $Q$  — теплота растворения соли, Дж;  $K$  — постоянная калориметра (использовать значение, полученное в ходе лабораторной работы № 1);  $\Delta T$  — действительное изменение температуры процесса растворения  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , найденное графическим методом из данных, полученных в ходе эксперимента;  $m_c$  — масса соли, г;  $m_b$  — масса воды, г;  $c$  — теплоемкость раствора (теплоемкости разбавленных растворов неорганических солей в воде практически одинаковы и незначительно отличаются от теплоемкости воды —  $c_p = 4,18$  Дж/(г · К)).

11. Рассчитать удельную теплоту растворения по формуле:

$$q = \frac{Q}{m_c},$$

где  $q$  — удельная теплота растворения, Дж/г;  $Q$  — теплота растворения соли, Дж;  $m_c$  — масса соли, г.

12. Разность теплот растворения безводной соли и кристаллогидрата будет равна теплоте гидратообразования. Рассчитывается при помощи формулы:

$$\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H(\text{CuSO}_4) - \Delta H(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}).$$

**Пример расчета теплоты гидратообразования.** При растворении 2 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  действительное изменение температуры, определенное графическим методом (рис. 17), составило  $-0,188$  °С. Постоянная калориметра равна 33,32.

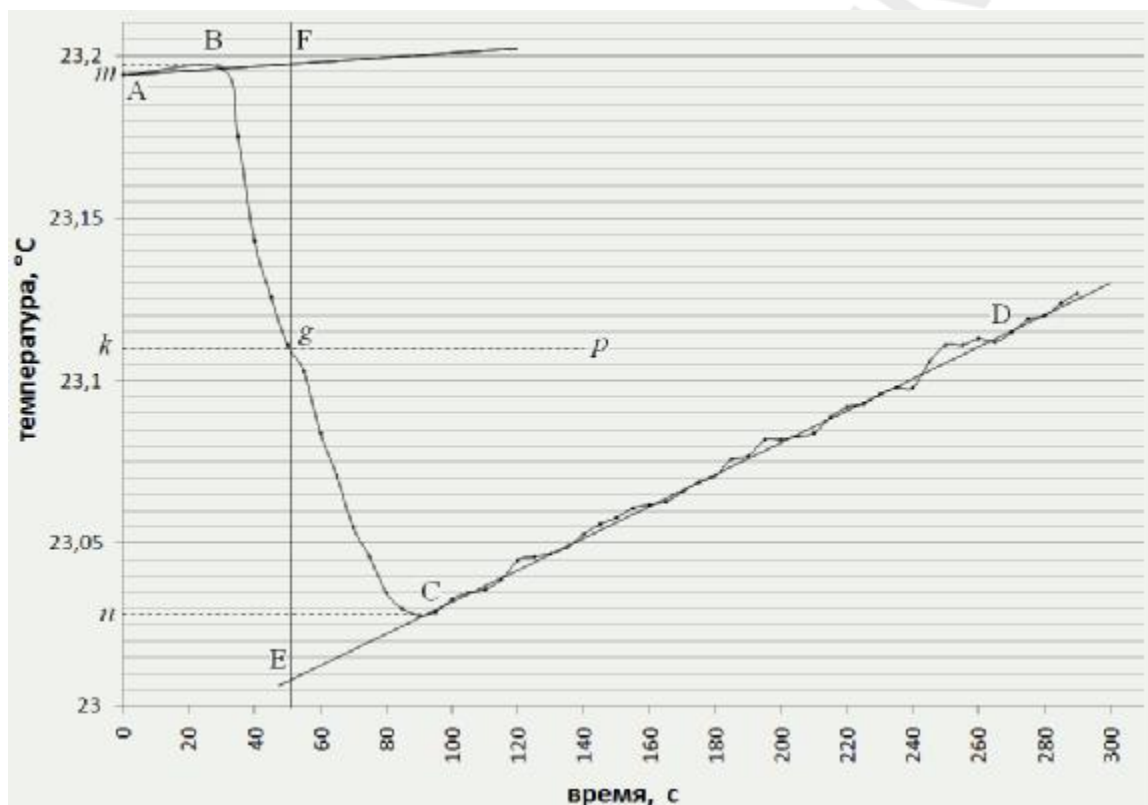


Рис. 17. Изменение температуры при растворении 2 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  в  $100 \text{ см}^3$  воды

Рассчитаем теплоту растворения 2 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ :

$$Q = -[(m_c + m_b)c + K] \Delta T = -[(100 + 2)4,18 + 33,32](-0,188) = 86,42 \text{ (Дж)}.$$

Удельная теплота растворения  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ :

$$q = \frac{86,42}{2} = 43,21 \text{ (Дж/г)}.$$

Рассчитаем удельную теплоту гидратообразования:

$$\Delta H_{\text{гидр}} = \Delta H(\text{CuSO}_4) - \Delta H(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 409,12 - (-43,21) = 452,33 \text{ (Дж/г)}.$$

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ

**Цель:** Определить теплоту нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

**Приборы и реактивы:**

1. УЛК «Химия» в следующей комплектации:
  - центральный контроллер (см. рис. 3);
  - модуль «Термостат» в комплекте с термодатчиком (см. рис. 4).
2. Стекланный стаканчик объемом 150 см<sup>3</sup>.
3. Вода дистиллированная.
4. Раствор NaOH:  $C = 0,15$  моль/дм<sup>3</sup>.
5. Раствор HCl:  $C = 5$  моль/дм<sup>3</sup>.

**Обоснование.** При взаимодействии моль-эквивалента сильной кислоты с сильным основанием в разбавленных водных растворах выделяется почти одинаковое количество теплоты (55,9 кДж/моль при 298 К). Постоянство теплот нейтрализации связано с тем, что при взаимодействии сильных кислот и оснований, полностью диссоциированных в водных растворах, из ионов H<sup>+</sup> (точнее, из ионов гидроксония — H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>) кислоты и ионов OH<sup>-</sup> основания образуются молекулы воды:



При определении тепловых эффектов реакций нейтрализации необходимо учитывать, что при сливании растворов кислоты и основания происходит изменение объемов, т. е. нужно учитывать еще две промежуточные теплоты разбавления.

**Порядок выполнения работы:**

1. Включить прибор и установить необходимые настройки для опыта согласно указаниям по работе с учебно-лабораторным комплексом в автономном режиме — пп. 1–8 на с. 11–12 (при работе с компьютером пп. 1–7 на с. 12–14).
2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать 100 см<sup>3</sup> дистиллированной воды.
3. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.
4. Пробирку с раствором HCl объемом 3 мл вставить в отверстие крышки калориметра.
5. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться не менее 5 минут.



6. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14). **Внимание!** Установить номер банка 0.

7. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) вылить раствор кислоты из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.

8. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.

9. Вылить содержимое стакана в емкость для отходов. Стакан промыть проточной водой и затем ополоснуть дистиллированной.

10. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать  $100 \text{ см}^3$  раствора NaOH.

11. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.

12. Пробирку с раствором HCl объемом 3 мл вставить в отверстие крышки калориметра.

13. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться не менее 5 минут.

14. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14). **Внимание!** Установить номер банка 1.

15. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) вылить раствор кислоты из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.

16. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.

17. Выписать данные, полученные в ходе эксперимента согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме п. 10 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 9–13 на с. 14–16).

18. На основании полученных данных построить два графика зависимости изменения температуры от времени: 1) изменение температуры при разведении кислоты; 2) изменение температуры при нейтрализации сильной кислоты сильным основанием (при работе с компьютером п. 10 на с. 14–15).

По графикам определить действительное изменение температуры при разведении и нейтрализации кислоты и рассчитать теплоту нейтрализации HCl (при работе с компьютером пп. 11–13 на с. 15–16).

В данной работе к большому объему щелочи прибавляется небольшой объем кислоты, поэтому объем щелочи мало изменится при вливании в нее кислоты, теплота разведения щелочи кислотой мала, и ею можно пренебречь. Теплота разведения кислоты щелочью в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации.

Тогда

$$Q_1 = Q + Q_2,$$

где  $Q$  — теплота нейтрализации;  $Q_1$  — теплота нейтрализации и разведения;  $Q_2$  — теплота разведения.

Теплоту нейтрализации определяют по формуле:

$$-Q = (m_1c_1 + m_2c_2 + K) \Delta T_1 - (m_2c_2 + m_3c_3 + K) \Delta T_2,$$

где  $m_1, c_1$  — масса и теплоемкость щелочи;  $m_2, c_2$  — масса и теплоемкость кислоты;  $m_3, c_3$  — масса и теплоемкость воды;  $\Delta T_1, \Delta T_2$  — разность температур при нейтрализации и разведении соответственно.

Если принять, что теплоемкости щелочи и кислоты приблизительно равны теплоемкости воды ( $c_1 = c_2 = c_3 = c$ ), то формула для расчета теплоты нейтрализации примет вид

$$-Q = (m_1c + m_2c + K)(\Delta T_1 - \Delta T_2).$$

19. Полученный тепловой эффект пересчитывают на 1 моль кислоты:

$$q = \frac{Q \cdot 1000}{V \cdot c},$$

где  $V$  — объем кислоты,  $\text{см}^3$ ;  $c$  — концентрация кислоты,  $\text{моль/дм}^3$ .

**Пример расчета теплоты нейтрализации.** При нейтрализации  $3 \text{ см}^3$   $4,9 \text{ М}$  раствора  $\text{HCl}$   $0,15 \text{ М}$  раствором  $\text{NaOH}$  ( $100 \text{ см}^3$ ), действительное изменение температуры, определенное графическим методом (рис. 18), составило  $1,931 \text{ }^\circ\text{C}$ . Действительное изменение температуры при разведении кислоты, определенное графическим методом (рис. 19), составило  $0,206 \text{ }^\circ\text{C}$ . Постоянная калориметра равна  $26,6$ .

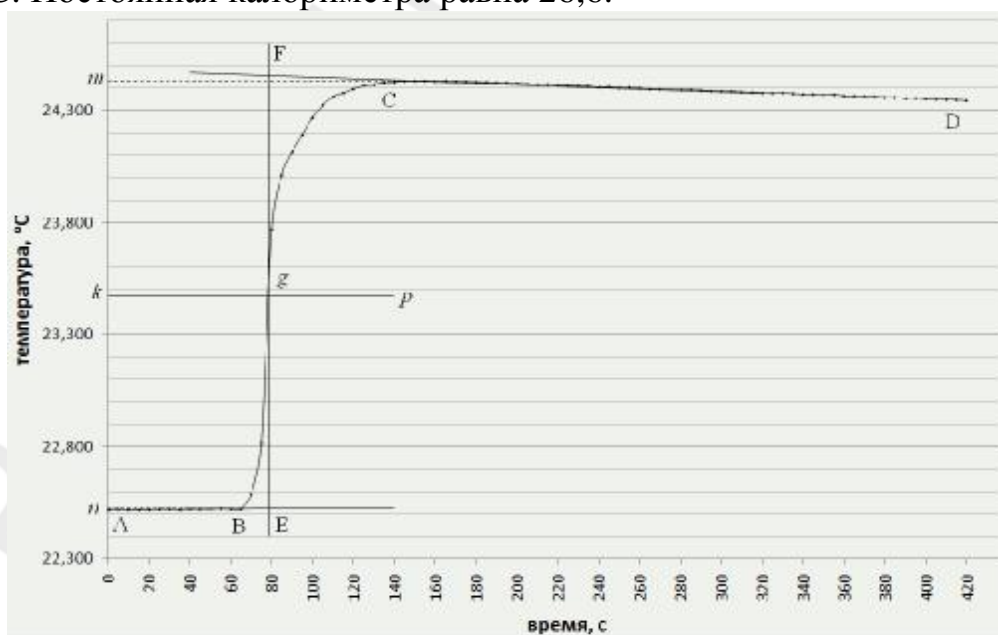


Рис. 18. Изменение температуры при нейтрализации  $3 \text{ мл}$   $4,9 \text{ М}$  раствора  $\text{HCl}$

Рассчитаем теплоту нейтрализации 3 мл 4,9 М раствора HCl:

$$-Q = (m_1c + m_2c + K)(\Delta T_1 - \Delta T_2) = [(100 + 3)4,18 + 26,68](1,931 - 0,206) = -788,70 \text{ (Дж)}.$$

Пересчитаем на 1 моль кислоты:

$$q = \frac{-788,70 \cdot 1000}{3 \cdot 4,9} = -53,653 \text{ (кДж/моль)}.$$

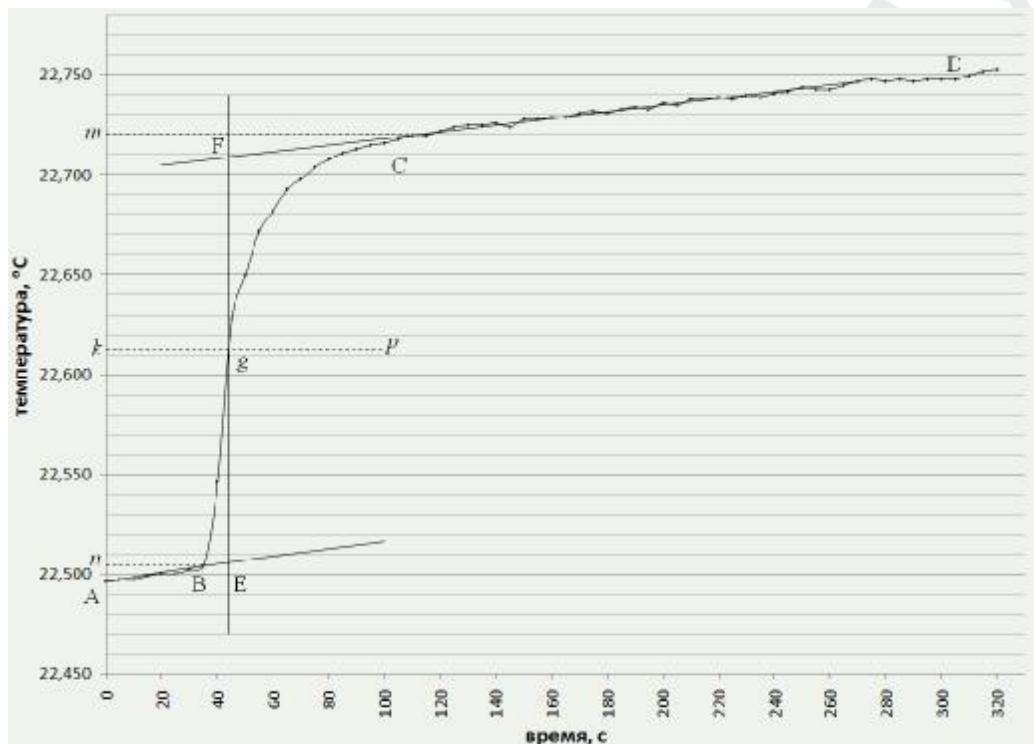


Рис. 19. Изменение температуры при разведении 3 мл 4,9 М раствора HCl

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5 ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ДИССОЦИАЦИИ СЛАБОГО ОСНОВАНИЯ

**Цель:** Определить теплоту диссоциации слабой щелочи.

**Приборы и реактивы:**

1. УЛК «Химия» в следующей комплектации:
  - центральный контроллер (см. рис. 3);
  - модуль «Термостат» в комплекте с термодатчиком (см. рис. 4).
2. Стеклоанный стаканчик объемом 150 см<sup>3</sup>.
3. Вода дистиллированная.
4. Раствор NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O: C = 5 моль/дм<sup>3</sup>.
5. Раствор HCl: C = 0,15 моль/дм<sup>3</sup>.

**Обоснование.** Слабые электролиты, в частности слабые кислоты и основания, в растворе диссоциируют на ионы не полностью. Поэтому при смешивании слабой кислоты с сильным основанием или слабого основания с сильной кислотой наряду с образованием воды из ионов  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$  идет процесс диссоциации слабой кислоты или слабого основания. Так как при смешении необходимо учитывать разведение кислот и оснований, то тепловой эффект смешения в этом случае будет равен сумме следующих тепловых эффектов:

- 1) теплоты образования воды из ионов;
- 2) теплоты диссоциации слабых кислот или оснований;
- 3) теплоты разведения кислоты основанием;
- 4) теплоты разведения основания кислотой.

**Порядок выполнения работы:**

1. Включить прибор и установить необходимые настройки для опыта согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — пп. 1–8 на с. 11–12 (при работе с компьютером пп. 1–7 на с. 12–14).

2. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать  $100 \text{ см}^3$  дистиллированной воды.

3. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.

4. Пробирку с раствором  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  объемом 3 мл вставить в отверстие крышки калориметра.

5. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или не будет наблюдаться не менее 5 минут.

6. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14). **Внимание!** Установить номер банка 0.

7. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) вылить раствор аммиака из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.

8. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.

9. Вылить содержимое стакана в емкость для отходов. Стакан промыть проточной водой и затем ополоснуть дистиллированной.

10. В стакан для измерений с помощью мерного цилиндра набрать  $100 \text{ см}^3$  раствора  $\text{HCl}$ .

11. Установить стакан в калориметр и закрыть крышкой с укрепленным в ней датчиком температуры. **Внимание!** Все отверстия в крышке калориметра должны быть плотно закрыты пробками.

12. Пробирку с раствором  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  объемом 3 мл вставить в отверстие крышки калориметра.

13. Подождать, пока изменение температуры калориметрической жидкости в стакане не станет одинаковым и незначительным или изменение температуры не будет наблюдаться не менее 5 минут.

14. Включить запись данных в банк памяти согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме — п. 9 на с. 12 (при работе с компьютером пп. 7–9 на с. 14). **Внимание!** Установить номер банка **I**.

15. Подождать, пока контроллер запишет 10 показаний в ячейки. Затем быстро (!) вылить раствор аммиака из пробирки в воду через отверстие в калориметрическом сосуде и закрыть его пробкой.

16. Проводить измерения, пока все ячейки банка памяти (100) не будут заполнены.

17. Выписать данные, полученные в ходе эксперимента согласно указаниям по работе с УЛК в автономном режиме п. 10 на с. 12 (при работе с компьютером п. 9–13 на с. 14–16).

18. На основании полученных данных построить два графика зависимости изменения температуры от времени: 1) изменение температуры при разведении основания; 2) изменение температуры при нейтрализации сильной кислоты слабым основанием (при работе с компьютером п. 10 на с. 14–15).

По графикам определить действительное изменение температуры при разведении и нейтрализации основания и рассчитать теплоту диссоциации  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (при работе с компьютером п. 11–13 на с. 15–16).

В данной работе к большому объему кислоты прибавляется небольшой объем щелочи, поэтому объем кислоты мало изменится при вливании в нее щелочи, теплота разведения кислоты щелочью мала, и ею можно пренебречь. Теплота разведения щелочи кислотой в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации.

Тогда

$$Q_1 = Q_2 + Q_3 + Q_{\text{дисс}},$$

где  $Q_{\text{дисс}}$  — теплота диссоциации;  $Q_1$  — теплота нейтрализации и разведения;  $Q_2$  — теплота образования воды (использовать значение, полученное в ходе лабораторной работы № 4);  $Q_3$  — теплота разведения.

Теплоту диссоциации определяют по формуле (если принять, что теплоемкости щелочи и кислоты приблизительно равны теплоемкости воды, т. е.  $c_1 = c_2 = c_3 = c$ ):

$$Q_{\text{дисс}} = -(m_1c + m_2c + K) \Delta T_1 - Q_2 - [-(m_1c + m_3c + K) \Delta T_2],$$

где  $m_1, c_1$  — масса и теплоемкость основания;  $m_2, c_2$  — масса и теплоемкость кислоты;  $m_3, c_3$  — масса и теплоемкость воды;  $\Delta T_1, \Delta T_2$  — разность температур при нейтрализации и разведении соответственно;  $Q_2$  — теплота

образования воды (использовать значение, полученное в ходе лабораторной работы № 4).

19. Полученный тепловой эффект пересчитывают на 1 моль кислоты:

$$q = \frac{Q \cdot 1000}{V \cdot c},$$

где  $V$  — объем основания,  $\text{см}^3$ ;  $c$  — концентрация основания, моль/ $\text{дм}^3$ .

**Пример расчета теплоты диссоциации.** При нейтрализации  $3,23 \text{ см}^3$   $4,64 \text{ М}$  раствора  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$   $0,15 \text{ М}$  раствором  $\text{HCl}$  ( $100 \text{ см}^3$ ) действительное изменение температуры, определенное графическим методом (рис. 20), составило  $1,586 \text{ }^\circ\text{C}$ . Действительное изменение температуры при разведении основания, определенное графическим методом (рис. 21), составило  $0,0123 \text{ }^\circ\text{C}$ . Постоянная калориметра равна  $26,68$ .



Рис. 20. Изменение температуры при нейтрализации  $3,23 \text{ мл}$   $4,64 \text{ М}$  раствора  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Рассчитаем теплоту нейтрализации  $3,23 \text{ мл}$   $4,64 \text{ М}$  раствора  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ :

$$Q_{\text{дисс}} = -(m_1c + m_2c + K) \Delta T_1 - Q_2 - [(m_1c + m_3c + K) \Delta T_2] = -\{[(100 + 3,23)4,18 + 26,68]1,586\} - (-788,70) - \{-(100 + 3,23)4,18 + 26,68\}0,0123\} = 67,66 \text{ (Дж)}.$$

Пересчитаем на 1 моль кислоты:

$$q = \frac{67,66 \cdot 1000}{3,23 \cdot 4,64} = 4,514 \text{ (кДж/моль)}.$$

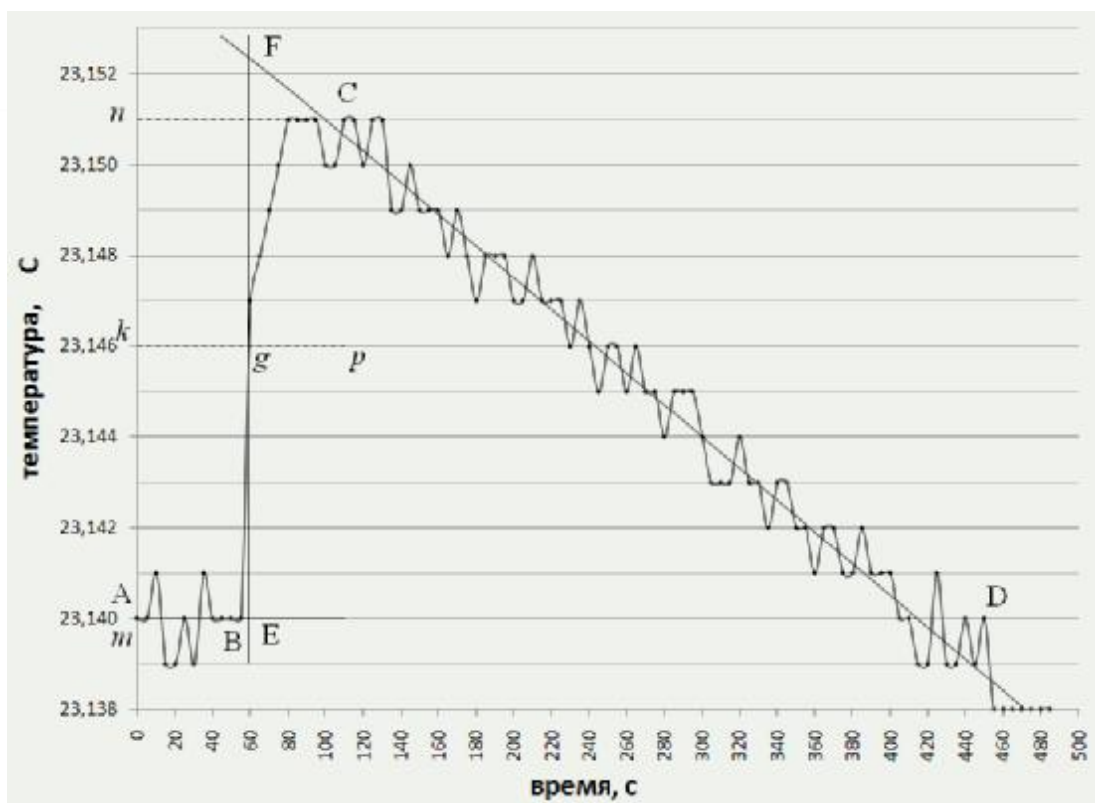


Рис. 21. Изменение температуры при разведении 3,23 мл 4,64 М раствора  $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

## ЛИТЕРАТУРА

1. *Физическая и коллоидная химия* /под ред. А. П. Беляева. М. : ГЭОТАР-Медиа, 2008. 704 с.
2. *Основы биофизической и коллоидной химии* / Е. В. Барковский [и др.]. Минск : Выш. шк., 2009. 413 с.
3. *Стромберг, И. В.* Физическая химия / И. В. Стромберг, Д. П. Семченко. М. : Высш. шк., 2011. 527 с.
4. *Шелинский, Г. И.* Изучение основ энергетики химических реакций / Г. И. Шелинский. М. : Просвещение, 1974. 143 с.
5. *Краткий справочник физико-химических величин* / под ред. А. А. Равделя, К. П. Мищенко. М. : Химия, 1965. 160 с.
6. *Колпаков, В. А.* Термохимия : метод. указ. / В. А. Колпаков. 2-е изд., испр. Томск : изд-во ТПУ, 2004. 24 с.
7. *Биофизическая химия : учеб.-метод. пособие* / Е. В. Барковский [и др.]. Минск : БГМУ, 2001. 147 с.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие .....	3
Теоретические основы термохимии .....	3
Работа с учебно-лабораторным комплексом «Химия».....	10
Лабораторная работа № 1. Определение постоянной калориметра.....	17
Лабораторная работа № 2. Определение теплоты растворения хорошо растворимых солей .....	19
Лабораторная работа № 3. Определение удельной теплоты гидратообразования .....	21
Лабораторная работа № 4. Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.....	24
Лабораторная работа № 5. Определение теплоты диссоциации слабого основания.....	27
Литература.....	31