

Санкт-Петербургский государственный университет

# **ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ПАРООБРАЗОВАНИЯ ВОДЫ И ПЛАВЛЕНИЯ ЛЬДА**

**Описание лабораторной работы № 16  
ПРОБНАЯ ВЕРСИЯ**

Разработчики описания: Т.В. Белопольская,  
Д.Ю. Иванов

Санкт-Петербург  
2014

## СОДЕРЖАНИЕ

Введение .....	3
1. Некоторые вопросы теории .....	4
1.1. Проблема перехода газ–жидкость .....	4
1.2. Взаимные превращения жидкости и пара .....	6
1.2.1. Теоретическая и экспериментальная изотермы ван-дер-Ваальса. Кипение.....	7
1.2.2. Уравнение Клапейрона–Клаузиуса. ....	10
2. Методика проведения эксперимента .....	12
2.1. Описание экспериментальной установки .....	12
2.2. Постановка эксперимента. Методика и техника измерений.....	13
2.2.1. Определение удельной теплоты испарения воды.....	13
2.2.2. Определение удельной теплоты плавления льда.....	14
3. Техника безопасности по работе с приборами .....	16
4. Порядок выполнения лабораторной работы.....	17
4.1. Определение удельной теплоты испарения воды.....	17
4.2. Определение удельной теплоты плавления льда .....	18
5. Обработка результатов эксперимента.....	19
5.1. Определение удельной теплоты парообразования воды .....	19
5.2. Определение удельной теплоты плавления льда .....	19
6. Контрольные вопросы.....	20
Список рекомендуемой литературы и справочные данные .....	21

## Введение

Вода – одно из самых распространенных химических соединений в мире. Ей принадлежит исключительная роль как в большинстве процессов, происходящих в Природе, так и непосредственно в жизнедеятельности всех биологических видов, включая человека. Причём вода играет здесь двоякую роль. С одной стороны, она является неотъемлемой частью структуры всех биомакромолекул (белков, ДНК, полисахаридов), входящих в состав различных биоорганизмов, с другой, – вода является той необходимой средой, в которой биомолекулы и их комплексы функционируют. Поэтому, когда решается вопрос о возможности в прошлом или настоящем жизни на других планетах, всегда ищут один из главных её признаков – наличие, хотя бы, следов воды.

С древних времён человек пытался использовать воду в самых разных областях своей деятельности и, безусловно, достиг на этом поприще огромных успехов. Удивительные, подчас уникальные, физические, химические и биологические свойства воды, обнаруженные за последние столетия, делают воду одним из интереснейших объектов для непрекращающихся исследований [1]. В последние десятилетия появилось много работ, в которых, в частности, изучается состояние воды в различных гидратированных объектах (см., например, [2]), где она при определённых условиях образует нанокластеры (см., например, [3]), имеющие отличные от обычной воды тепловые свойства. Лёд не менее интересен с научной точки зрения, чем вода. В настоящее время, как утверждает Википедия, «известны три его аморфных разновидности и 15 кристаллических модификаций».

В этой лабораторной работе в качестве первого шага в изучении этого самого распространённого и, возможно, самого загадочного вещества в Природе предлагается исследовать два её фазовых перехода: парообразование и плавление. При этом вы сможете познакомиться с некоторыми вопросами теории фазовых превращений веществ и должны будете экспериментально определить величину теплоты этих переходов для воды.

# 1. Некоторые вопросы теории

## 1.1. Проблема перехода газ–жидкость

Известно, что плотность сильно сжатых газов приближается к плотности жидкости, и это наводило на мысль, что можно простым повышением давления перевести вещество из газообразного в жидкое состояние. В начале 19-го века некоторые газы, первым среди которых был аммиак, именно таким образом были превращены в жидкость. Затем М. Фарадей (1791–1867) в период между 1823 и 1845 гг. смог перевести 15 газов в жидкое состояние, а 7 – не только в жидкое, но и в твёрдое состояние.

Однако получить таким путём жидкий кислород, азот и, тем более, водород никому не удавалось, хотя газы при этом подвергались иногда чудовищному давлению вплоть до 3600 атмосфер! Их даже стали называть постоянными, или перманентными, газами (см. [4], стр. 149).

В 1822 г. Ш. Каньяр де Латур (1777–1859) описал опыты, на основании которых он установил, что для жидкости существует такая предельная температура, выше которой никакое увеличение давления не может перевести вещество в жидкое состояние. М. Фарадей назвал эту температуру точкой Каньяра де Латура. Теперь эта температура называется критической.

К моменту этих исследований не было известно даже полного уравнения для газового состояния, которое Э. Клапейрон (1799–1864) получил только в 1834 году, а Д.И. Менделеев (1834–1907) впоследствии (1874) привёл его к современному виду (1):

$$pV = \frac{m}{M}RT, \quad (1)$$

где  $R=8,314\text{Дж}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{К}^{-1}$  – универсальная газовая постоянная;  $m$  и  $M$  – масса и молярная масса газа, соответственно. В дальнейшем, для простоты, будем иметь дело с уравнением (1), записанным для одного моля:<sup>1</sup>

---

<sup>1</sup> Не забудем, что тогда  $V$  будет иметь размерность м<sup>3</sup>/моль!

$$pV = RT. \quad (2)$$

Это уравнение, однозначно связывающее между собой *параметры состояния*: давление ( $p$ ), объём ( $V$ ) и температуру ( $T$ ), называется *уравнением состояния* идеального газа. В рамках этой модели молекулы не имеют собственных размеров<sup>2</sup> и в промежутках между столкновениями не взаимодействуют между собой. Хотя реальные газы вполне следуют уравнению (1) при достаточно высоких температурах и низких давлениях, никакого предсказания о переходе из газа в жидкость оно не может сделать по принципиальным причинам. Молекулы жидкости не разлетаются по всему предоставленному им объёму, как молекулы газа, потому что для этого нужно было бы преодолеть действующие между ними силы притяжения. Жидкость, как известно, мало сжимаема. Следовательно, между её молекулами действуют также и силы отталкивания. Всё это в большой степени относится и к сильно сжатым газам, для которых уравнение (1) совсем не годится.

Необходимо было искать следующее приближение к реальности. И оно было найдено. И.Д. ван-дер-Ваальс (1837–1923) в 1873 г. «подкорректировал» уравнение Клапейрона, введя в него всего две поправки. Поправки как раз на те самые силы притяжения ( $a$ ) и отталкивания ( $b$ ), которыми жидкость отличается от газа;

$$\left( p + \frac{a}{V^2} \right) (V - b) = RT. \quad (3)$$

Несмотря на его простоту, оказалось, что уравнение ван-дер-Ваальса качественно верно описывает свойства пара и жидкости во всей области изменения параметров состояния (за некоторым исключением, подробнее см. п. 1.2.1.), включая и критическую точку, и такой сложный процесс, каким является фазовый переход жидкость–пар.<sup>3</sup>

---

<sup>2</sup> Поскольку собственный размер молекул определяется силами отталкивания, существующими между ними, то это условие, вообще говоря, излишне.

<sup>3</sup> В 1910 году ван-дер Ваальсу была присуждена Нобелевская премия по физике.

## 1.2. Взаимные превращения жидкости и пара

Если жидкость находится в открытом сосуде, то она постепенно испаряется. Испарение происходит при любой температуре, но, конечно, с разной скоростью. Испаряются не только жидкости, но и твёрдые тела (об этом свидетельствует, в частности, наличие запаха у некоторых из них, как, например, у нафталина или миндаля). Процесс испарения твёрдых тел называется *возгонкой*, или *сублимацией*.

Поскольку во всех этих случаях происходит переход вещества из одного агрегатного состояния в другое, или, как говорят, из одной фазы<sup>4</sup> в другую, то такие процессы называются *фазовыми переходами*. Отличительной особенностью указанных фазовых переходов, относящихся к фазовым переходам *первого рода*, является, в частности, наличие теплоты перехода, которая либо тратится на то, чтобы испарить жидкость, испарить или расплавить твёрдое тело, либо она выделяется при обратных процессах – конденсации или кристаллизации.<sup>5</sup>

Необходимость подвода энергии (теплоты перехода) к испаряющейся жидкости для поддержания постоянства её температуры объясняется тем, что в процессе испарения жидкости вылетающие с её поверхности молекулы должны разорвать связи, удерживавшие их внутри жидкости. При этом совершается работа против сил молекулярного притяжения, на которую и требуется затратить энергию. Если её не подводить извне, работа будет совершаться за счёт внутренней энергии вещества – испаряющаяся сама по себе жидкость будет охлаждаться.

На механизм испарения можно взглянуть и по-другому. Покинуть жидкость и перейти в пар могут только те молекулы, энергия которых много больше средней. В результате число «быстрых» молекул в жидкости уменьшится, её средняя энергия понизится – жидкость охладится [5]. Напротив, при конденса-

---

<sup>4</sup> Фаза – физически однородная часть вещества, отделённая от других его частей границей раздела.

<sup>5</sup> Фазовые переходы второго рода, сопровождающиеся изменением симметрии вещества (ферромагнетик ↔ парамагнетик, сегнетоэлектрик ↔ диэлектрик, переходы в сверхтекучее и сверхпроводящее состояния и критические явления), происходят без поглощения/выделения теплоты перехода.

ции пара его молекулы под действием сил молекулярного притяжения приближаются друг к другу с ускорением, их кинетическая энергия возрастает и жидкость нагревается.

### 1.2.1. Теоретическая и экспериментальная изотермы ван-дер-Ваальса. Кипение

Уравнение (3) при постоянной температуре – это кубическое уравнение относительно молярного объёма ( $V$ ). Если по смыслу ситуации не интересоваться мнимыми корнями, то все три корня этого уравнения будут вещественными. В частном случае они все могут оказаться одинаковыми. Именно такой случай реализуется на критической изотерме (в критической точке  $K$ , рис. 1).

На рис. 2 представлены теоретическая и экспериментальная изотермы реального газа (см., например, [5, 6]) в координатах  $p - V$ . Видно, что отрезки  $ga$  и  $ch$  у обеих кривых совпадают. Правая ветвь ( $ch$ ) соответствует большим молярным объёмам (низким плотностям). Напоминая по форме изотерму идеального газа, она представляет собой кривую упругости пара. Левая ветвь ( $ga$ ) находится в области высокой плотности вещества и демонстрирует несравненно меньшую его сжимаемость (кривая  $ga$  идёт вверх более резко, чем паровая ветвь  $ch$ ). Таким образом, можно прийти к заключению, что кривая  $ga$  – это кривая упругости жидкости. В то же время, в двухфазной области ( $abc$ ) обе изотермы заметно отличаются друг от друга. Но если  $fbd$ -отрезок теоретической изотермы принципиально не может быть реализован, поскольку в природе не встречаются устойчивые про-

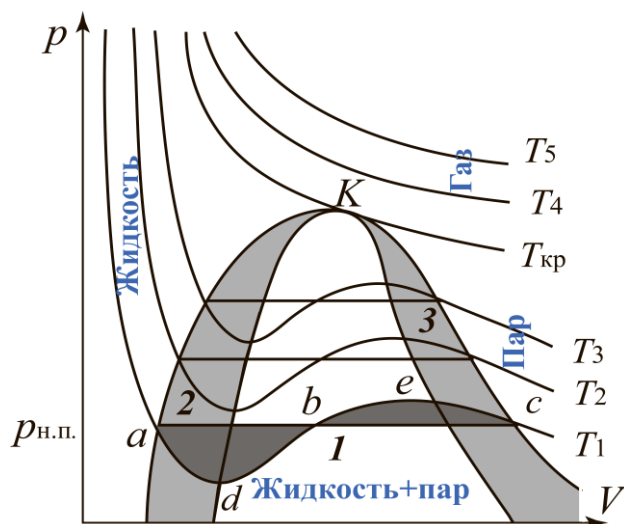


Рис. 1. Диаграмма состояния вещества в координатах  $p-V$ :  $T_1 < T_2 < T_3 < T_{кр} < T_4 < T_5$  – изотермы, рассчитанные по уравнению ван-дер-Ваальса;  $K$  – критическая точка, линии  $aKc$  – кривая сосуществования (бинодаль),  $dKe$  – спинодаль; 1 – область жидкость + пар; 2 и 3 – области метастабильных состояний. Заштрихованные площади  $adb$  и  $bec$  равны, в соответствии с правилом Максвелла (см. ниже).

цессы, для которых  $\left(\frac{\partial p}{\partial V}\right)_T > 0$ , то другие её участки  $cd$  и  $af$  (рис. 2) при принятии особых мер могут быть осуществлены. Если же эти особые меры не будут предприняты, то в точке  $c$ , в которой вещество представляет собой насыщенный пар, начнётся фазовый переход – конденсация пара по экспериментальной изотерме–изобаре  $ca$ . Если бы мы «двигались» со стороны жидкости, то в точке  $a$  жидкость начала бы кипеть, и кипела бы до тех пор, пока не перешла бы полностью в пар (точка  $c$ ).

Теоретическая изотерма ван-дер-Ваальса не может указать положение экспериментальной линии  $ac$  фазового перехода. Этот недостаток был исправлен (1874) Дж.К. Максвеллом (1831–1879), который, исходя из общих термодинамических соображений, показал, что эта линия должна проходить так, чтобы площади ван-дер-ваальсовых петель сверху ( $bdc$ ) и снизу ( $afb$ ) от неё были бы равны. Это положение известно как *правило равных площадей* Максвелла.

Теперь осталось выяснить, о каких особых мерах, касающихся участков  $cd$  и  $af$  теоретической изотермы, шла речь выше. Ответ на этот вопрос связан с природой процессов кипения и конденсации, для осуществления которых, как оказалось, в исследуемой среде должны обязательно присутствовать зародыши новой фазы – т.н. *центры кипения (конденсации)* [5, 6]. В роли таких центров могут выступать пылинки, мельчайшие пузырьки воздуха, ионы и т.п., которые в том или ином количестве всегда присутствуют в любом веществе и на стенках сосуда.

Однако, если предварительно провести их удаление, то пар в точке  $c$  (рис. 2) не сможет начать конденсироваться (необходимых для этого центров, ведь,

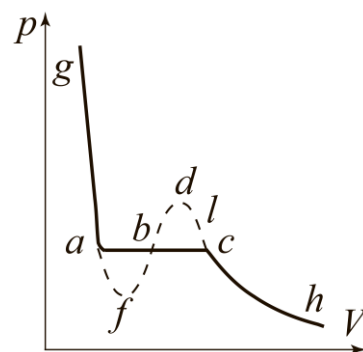


Рис. 2. Теоретическая ( $gaf-bdch$ ) и экспериментальная ( $gabch$ ) изотермы ван-дер-Ваальса



теперь нет), и на участке  $cd$  он будет находиться в *пересыщенном*<sup>6</sup> состоянии. По той же причине жидкость в точке  $a$  (рис. 2) не сможет закипеть, и на участке  $af$  будет находиться в *перегретом* состоянии. Оба эти состояния (пересыщенный пар, перегретая жидкость) неустойчивы: при появлении соответствующих центров бывшая до этого однородной система взрывным образом распадётся на две фазы, перейдя в одно из устойчивых состояний на линии  $ac$ . Заметим, что состояния  $af$  и  $cd$ , в отличие от абсолютно устойчивых ( $ac$ ) и абсолютно неустойчивых ( $fbd$ ) состояний, называют *метастабильными*. При эксплуатации промышленных установок, в которых используется водяной пар, всегда следят за тем, чтобы центры кипения присутствовали в достаточном количестве.

Таким образом, кипение жидкости, равно как и обратный фазовый переход – конденсация пара, происходят при постоянной температуре и давлении. И при этом жидкость находится в равновесии со своим паром. Именно такой пар и называется *насыщенным*. Кроме того, известно, что процесс кипения происходит с поглощением тепла, а процесс конденсации – с выделением. Так возникает понятие *теплоты перехода*. Поскольку теплота в процессе фазового перехода сообщается системе (или система выделяет её), а температура при этом не меняется, то такую теплоту часто называют *скрытой*.

Из рис. 1 видно, что по мере приближения к критической точке протяжённость участка  $abc$  изотермы уменьшается, что указывает как на уменьшение различий между жидкостью и её паром, так и на уменьшение теплоты перехода. В критической точке, где по определению такое различие совсем пропадает, теплота перехода становится равной нулю.

Ясно также, что, поскольку каждой температуре кипения соответствует своё давление, то между ними существует однозначная связь и, следовательно, заставить жидкость кипеть можно, не только повышая температуру, но и понижая давление. Математическую зависимость между давлением насыщенного пара и его температурой установил Э. Клапейрон в том же 1834 году [7]

---

<sup>6</sup> Если бы условия эксперимента заключались в уменьшении не объёма, а температуры, пар назывался бы *переохлаждённым*.

Испарение жидкости происходит с её поверхности и при любой температуре. Кипение может происходить только тогда, когда внешнее давление равно давлению насыщенного пара жидкости при заданной температуре. И происходит оно, начинаясь на центрах кипения, во всём объёме жидкости.

### 1.2.2. Уравнение Клапейрона–Клаузиуса

Приведём уравнение Клапейрона без вывода (при желании его можно найти, например, в [5, 6, 8]):

$$\frac{dp}{dT} = \frac{L_{1,2}}{T(V_2 - V_1)}, \quad (4)$$

где  $L_{1,2}$  и  $T$  – теплота и температура перехода, а  $V_2$  и  $V_1$  – молярные объёмы пара и жидкости, соответственно. В СИ единицы измерения молярной теплоты –  $[L] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль}}$ , удельной –  $[L] = \frac{\text{Дж}}{\text{кг}}$ . Популярны и удобны внесистемные единицы измерения количества теплоты – *калории*.  $1 \text{ кал} = 4,1868 \text{ Дж}$ .

В 1850 г. Р. Клаузиус (1822–1888), применив второе начало термодинамики, показал, что уравнение Клапейрона справедливо не только для перехода жидкость – пар, но также и для всех остальных фазовых переходов, сопровождающихся выделением или поглощением тепла. Форма уравнения (4) при этом не меняется, но под  $L_{1,2}$  теперь нужно понимать молярную теплоту соответствующего перехода (плавления, сублимации), а под  $V_2$  и  $V_1$  – молярные объёмы сосуществующих фаз. В результате, уравнение (4) известно теперь как уравнение Клапейрона–Клаузиуса.

Графически  $p$ – $T$  зависимость для всех трёх фазовых переходов первого рода представлена на рис. 3. Каждая линия на этом графике отвечает равновесному сосуществованию двух фаз, а точка их пересечения (тройная точка) фиксирует состояние, где сосуществуют все три фазы.

Линия плавления может проходить либо с положительным наклоном (1), либо – с отрицательным (2). Как видно из уравнения (4), знак  $dp/dT$  определя-

ется знаком разности молярных объёмов сосуществующих фаз. Большинство веществ в твёрдой фазе имеет бóльшую плотность (меньший молярный объём), чем в жидкой; для них – линия 1. Для немногих «аномальных» веществ (вода, висмут, гелий, германий, сурьма, некоторые сорта чугуна), у которых твёрдая фаза имеет меньшую плотность, чем жидкая ( $\Delta V < 0$  в уравнении (4)),  $dp/dT < 0$  – линия 2.

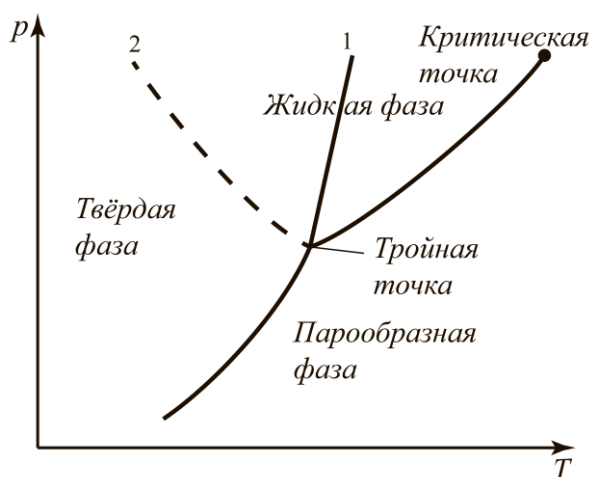


Рис. 3. Фазовая диаграмма вещества

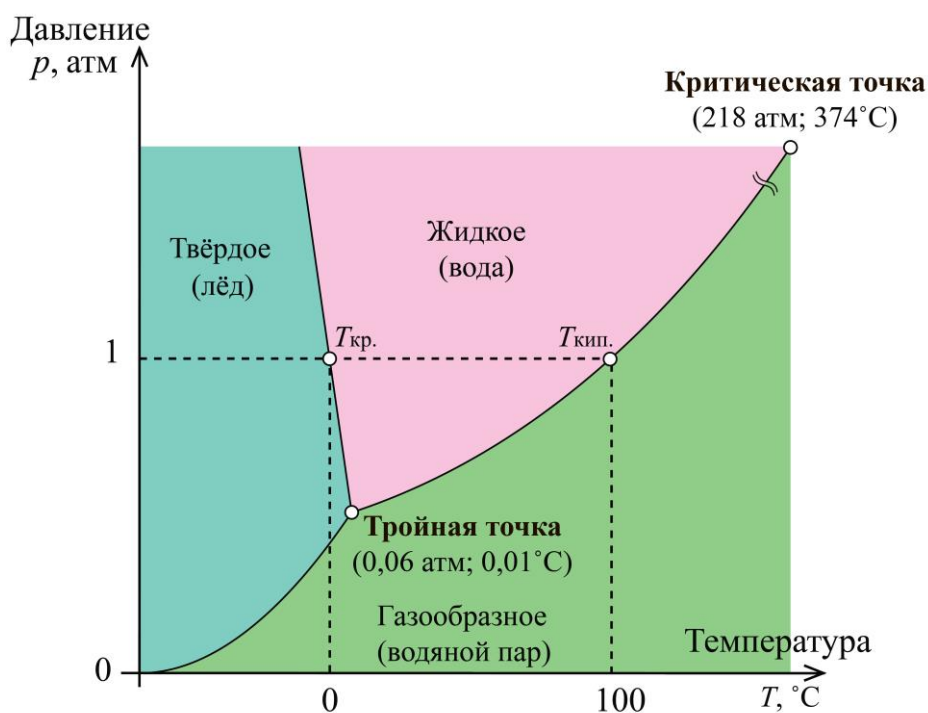


Рис. 4. Фазовая диаграмма воды [9]

Поскольку лабораторная работа посвящена воде в различных агрегатных состояниях, на рис. 4 показана её фазовая диаграмма. Видно, что для перехода вода–лёд производная  $dp/dT$  действительно отрицательна.

## 2. Методика проведения эксперимента

### 2.1. Описание экспериментальной установки



Рис. 5. Экспериментальная установка

Смонтированная экспериментальная установка показана на рис. 5. Пар, удельную теплоту парообразования которого предполагается измерить, создаётся в парогенераторе (1) и поступает в калориметр (2) с холодной водой по силиконовой трубке (3). Роль адиабатического калориметра здесь выполняет размещённый в пластиковом корпусе сосуд Дьюара с посеребрёнными стенками, между которыми создан высокий вакуум (рис. 6). Парогенератор представляет собой алюминиевый стакан, установленный на небольшой электроплитке (рис. 7). Стакан герметично закрыт крышкой с помощью зажимного устройства. Плитка имеет тепловую защиту от перегрузки.



Рис. 6. Сосуд Дьюара



Рис. 7. Парогенератор

Для измерений пригоден только т.н. *сухой* пар –

пар, не содержащий капель воды, наличие которых могло бы внести существенную погрешность в результат измерений. Чтобы избежать этого, пар проходит через сепаратор (4). Сепаратор (водоотделитель) – это стеклянная трубка, концы которой закрыты двумя резиновыми пробками с вставленными в них стеклянными трубками (рис. 8).

Температура воды в сосуде измеряется термопарой (5), подключённой к цифровому термометру (6). Сепаратор и термопара с помощью универсальных зажимов (7) закреплены на V-образном штативе (8). Взвешивание производится на весах (9). Одночашечные весы с бесконтактным магнитным демпфированием и несъёмным (чтобы не потерялся!) скользящим разновесом показаны на рис. 9. Чувствительность весов: 0,1 г, предел взвешивания: 610 г.



Рис. 8. Сепаратор



Рис. 9. Весы

## 2.2. Постановка эксперимента. Методика и техника измерений

### 2.2.1. Определение удельной теплоты испарения воды

В эксперименте удельная теплота  $L$  испарения воды определяется с помощью потока сухого пара в калориметр. Пар нагревает холодную воду за счёт выделяющейся при  $100^{\circ}\text{C}$  теплоты конденсации (равной теплоте парообразования) и теплоты охлаждающейся воды, образовавшейся из сконденсировавшегося пара, от  $100^{\circ}\text{C}$  до температуры смешения  $\theta_{\text{м}}$ .

Кроме температуры смешения, необходимо измерить начальную температуру  $\theta_1$  и массу  $m_1$  холодной воды в калориметре, а также массу  $m_2$  сконденсировавшегося пара. Теплота испарения может быть рассчитана на основании уравнения теплового баланса следующим образом:

$$L = c_1 \cdot \left[ \frac{m_1 + m_K}{m_2} \cdot (\theta_M - \theta_1) - (100^\circ \text{C} - \theta_M) \right], \quad (5)$$

где  $c_1$  – удельная теплоёмкость воды, а  $m_K$  – водяной эквивалент калориметра, т.е.  $m_K \cdot c_1 = m_0 \cdot c_0$ , где  $m_0$  и  $c_0$  – масса калориметра и удельная теплоёмкость вещества, из которого он изготовлен. Водяной эквивалент калориметра в этой установке:  $m_K = 20$  г.

### 2.2.2. Определение удельной теплоты плавления льда

Как известно, кристаллические тела плавятся при постоянной температуре, в отличие от твёрдых аморфных тел (парафин, стёкла, смолы и т.п.), фактически являющихся переохлаждёнными жидкостями, которые постепенно размягчаются на фоне монотонно растущей температуры. Лёд – вещество кристаллическое, поэтому для него существует и определённая температура плавления ( $0^\circ\text{C}$  при нормальном атмосферном давлении), и теплота перехода (см., например, [4]).

Процесс «плавление  $\Leftrightarrow$  кристаллизация», как и все остальные фазовые переходы первого рода, подчиняется уравнению Клапейрона–Клаузиуса (см. п. 1.2.2. и рис. 4). Температура плавления (кристаллизации) так же, как и температура кипения, зависит от давления. Обычно с ростом давления температура плавления также растёт. Однако, как уже было отмечено, вода (лёд) ведёт себя в этом отношении аномально: температура кристаллизации (плавления) с ростом давления падает, т.к. для воды (льда)  $dT/dp < 0$  (рис. 4). Крутизна кривой плавления ( $dp/dT$ ) зависит от величины теплоты перехода (см. уравнение (4)).

Определение удельной теплоты плавления льда выполняется на экспериментальной установке, аналогичной той, что представлена на рис. 5. Из неё следует только удалить бесполезные теперь парогенератор (1) и сепаратор (4) вместе с подводящей трубкой (3).

После этих изменений в горячую воду<sup>7</sup> известной массы ( $M_1$ ) и температуры ( $\vartheta_1$ ), находящуюся в калориметре (2, рис 5), опускается кусок льда, масса ( $M_2$ ) и температура ( $\vartheta_2 < 0$ ) которого также известны. За счёт теплоты, отданной водой и калориметром, остывающими от начальной температуры ( $\vartheta_1$ ) до температуры смешения ( $\vartheta_M$ ), лёд сначала нагревается до температуры плавления ( $0^\circ\text{C}$ ), затем плавится при постоянной температуре, после чего образовавшаяся из него вода нагревается от температуры плавления до температуры смешения.

Удельная теплота плавления льда ( $\lambda$ ) так же, как и удельная теплота парообразования ( $L$ ), находится из очевидного уравнения теплового баланса. В этом случае это – уравнение (6)

$$\lambda = c_1 \cdot \frac{M_1 + m_K}{M_2} \cdot (\vartheta_M - \vartheta_1) - (c_1 \vartheta_M + c_2 |\vartheta_2|), \quad (6)$$

где  $c_2$  – удельная теплоёмкость льда, а  $c_1$  и  $m_K$  имеют тот же смысл, что и в уравнении (5).

---

<sup>7</sup> Для этих целей можно использовать и воду, нагретую паром в первой части работы.

### **3. Техника безопасности по работе с приборами**

Водяной пар имеет температуру 100°C. Обращение с ним требует особого внимания и осторожности.



## 4. Порядок выполнения лабораторной работы

### 4.1. Определение удельной теплоты испарения воды

*Подготовка установки к эксперименту:*

1. установка изображена на рис. 5. Для измерения температуры используется NiCr-Ni термопара, подключённая к цифровому измерителю температуры;
2. во время проведения опыта сосуд Дьюара размещается на чашке весов;
3. укрепите термометр или датчик температуры NiCr-Ni (термопару);
4. налейте дистиллированную воду в парогенератор (около 2 см по высоте), закройте его крышкой, и тщательно отрегулируйте герметичность прилегания крышки с помощью зажимного устройства;
5. сдвиньте трубку впуска пара в сепаратор таким образом, чтобы расстояние до нижней пробки было больше, чем расстояние до верхней пробки. Перемещайте её до тех пор, пока она почти не достигнет верхней пробки;
6. соедините силиконовой трубкой выход парогенератора с входной трубкой сепаратора.

*Проведение эксперимента:*

1. взвесьте пустой сосуд Дьюара, не вынимая его из пластикового корпуса и запишите его массу;
2. налейте около 150 г дистиллированной воды в сосуд. Определите её массу  $m_2$  и температуру  $\theta_2$ ;
3. установите сепаратор так, чтобы трубка выхода пара находилась примерно на 1 см выше середины нижней части сосуда Дьюара;
4. определите общую массу всего, что находится на весах.

*Подвод пара в калориметр:*

1. включите парогенератор в сеть и подождите, пока появится пар;
2. наблюдайте за увеличением общей массы и повышением температуры;
3. после того, как общая масса увеличится примерно на 20 г, парогенератор можно выключить;

4. сразу после этого следует определить температуру  $\theta_M$  воды в калориметре.

## 4.2. Определение удельной теплоты плавления льда

*Подготовка установки к эксперименту:*

1. удалите из установки (рис. 5) парогенератор (1) и сепаратор (4) вместе с подводящей трубкой (3);
2. приготовьте необходимое количество ( $25 \div 30$  г.) льда в морозильнике.

*Проведение эксперимента*

1. если используется вода, нагретая паром в предыдущем эксперименте по определению теплоты парообразования, снова взвесьте сосуд Дьюара с горячей водой, запишите его полную массу. Определите и запишите значение массы воды ( $M_1$ ) в калориметре;
2. определите температуру ( $\vartheta_1$ ) воды с помощью термопары NiCr-Ni, подключённой к цифровому измерителю температуры;

**Примечание:** вода, особенно горячая, достаточно интенсивно испаряется из сосуда. При этом меняется не только её масса, но и температура, поэтому следите за тем, чтобы калориметр был закрыт крышкой. За изменением массы воды и её температуры следите по соответствующим приборам. Примите меры по минимизации как самих изменений, так и их влияния на точность результатов эксперимента.

3. определите температуру морозильника в том месте, где готовился лёд, и примите её за температуру использованного куска льда ( $\vartheta_2 < 0$ );
4. опустите подготовленный лёд в горячую воду, находящуюся в калориметре. Новым взвешиванием содержимого калориметра определите массу льда ( $M_2$ );
5. подождите пока лёд растает. Тщательно перемешайте содержимое калориметра и измерьте в нескольких точках сосуда температуру смешения ( $\vartheta_M$ ) охладившейся воды. Убедитесь, что тепловое равновесие достигнуто, запишите значение  $\vartheta_M$ .

## **5. Обработка результатов эксперимента**

### **5.1. Определение удельной теплоты парообразования воды**

- рассчитайте удельную теплоту парообразования воды по формуле (5);
- определите погрешность результата;
- сравните найденную величину удельной теплоты парообразования воды с её табличным значением;
- обсудите влияние на полученный результат таких факторов, как погрешность определения атмосферного давления, зависимость удельной теплоёмкости воды от температуры, отличие сухости пара от требуемых 100%, неконтролируемое испарение воды и т.п.

### **5.2. Определение удельной теплоты плавления льда**

- рассчитайте удельную теплоту плавления льда по формуле (6);
- определите погрешность результата;
- сравните найденную величину удельной плавления льда с её табличным значением;
- обсудите влияние на полученный результат таких факторов, как погрешность определения атмосферного давления, зависимость удельной теплоёмкости воды и льда от температуры, неконтролируемое испарение воды и т.п.

## 6. Контрольные вопросы

1. Что такое фаза вещества?
2. В чём состоит существенное отличие фазовых переходов первого и второго рода?
3. Что называют удельной теплотой фазового перехода и в каких единицах она измеряется в системе СИ?
4. Объясните процесс кипения. Чем кипение отличается от испарения?
5. Как объяснить с точки зрения молекулярно-кинетической теории убывание удельной теплоты перехода жидкости в пар при возрастании температуры?
6. Как выглядит фазовая диаграмма вещества?
7. Что такое «сухой» пар?
8. Почему при кипении при постоянном давлении температура жидкости не изменяется?
9. Запишите уравнение ван-дер-Ваальса и поясните смысл входящих в него поправок. Изобразите в координатах  $(p, V)$  изотермы ван-дер-Ваальса и экспериментальные изотермы реального газа.
10. Изобразите диаграмму фазового равновесия  $H_2O$  в координатах  $(p, T)$ . Укажите на ней области, соответствующие твёрдому, жидкому и газообразному состояниям.
11. Какую информацию даёт уравнение Клапейрона-Клаузиуса?
12. Дайте определение и укажите единицы измерения молярной (удельной) теплоты парообразования и теплоты плавления.

## Список рекомендуемой литературы и справочные данные

1. Физическая энциклопедия. / Гл. ред. А.М. Прохоров. М.: Большая Российская энциклопедия. Т. 1. 1987. 704 с.
2. Вода в полимерах /под ред. С. Роуланда / пер. с англ. М.: 1984. 555 с.
3. Захаров С.Д. Вода: наноструктура и флуктуации // Биофизика 2012. Т. 57. С. 1041–1053.
4. Столетов А.Г. *Очерк развития наших сведений о газах.* // Собр. соч.: В 4 т. М.–Л.: Гостехтеоретиздат, 1939. Т. 2. С. 55–186.
5. Кикоин И.К, Кикоин А.К. *Молекулярная физика.* М.: Наука, 1976. 478 с.
6. Сивухин Д.В. *Общий курс физики / Том II. Термодинамика и молекулярная физика.* М.: Наука, 1979. 592 с.
7. *Clapeyron E. Puissance motrice de la chaleur* // Journal de l'École Polytechnique 1834. V. XIV. № 23. P. 153-191.
8. Базаров И.П. *Термодинамика.* М.: Высшая школа, 1991. 376 с.
9. <http://dic.academic.ru/dic.nsf/ruwiki/246797>