

КАЗАХСКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
им. АЛЬ-ФАРАБИ

Поярков И.В., Корзун И.Н.,
Исатаев М.С., Федоренко О.В.

**ОБЩИЙ ФИЗИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ
МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА**

ЧАСТЬ II

Учебное пособие

Алматы 2012

ВВЕДЕНИЕ

В данном пособии приведены описания лабораторных работ курса физического практикума по молекулярной физике, реализованных на экспериментальных стендах фирмы RHYWE. Все работы отличаются от традиционных оригинальными техническими решениями, облегчающими проведение экспериментов и повышающими точность измерений. В частности, для измерения малых промежутков времени используются электронные секундомеры с автоматическим включением и отключением.

Выполнение лабораторной работы включает предварительную подготовку, проведение экспериментов и составление отчета о результатах исследований.

При подготовке к выполнению работы необходимо изучить теоретическое введение, описание лабораторной установки и метода измерений, соблюдать указанный порядок выполнения экспериментальной и расчетной части работы. При проведении экспериментов необходимо строго выполнять все установленные в лаборатории правила техники безопасности.

Отчет о работе должен содержать название, цель работы, краткое описание лабораторной установки и методов измерений, расчетную часть. Расчетная часть включает таблицы с измеренными данными, графики, вычисленные искомые величины и их погрешности.

Контрольные вопросы, приведенные в конце каждой работы, облегчают подготовку к защите работы. В конце описаний приведен список литературы, рекомендуемой для самостоятельной подготовки к выполнению лабораторных работ.

В заключении авторы выражают особую благодарность коллективу кафедры теплофизики и технической физики физико-технического факультета Казахского национального университета им. аль-Фараби за ознакомление и обсуждение предварительных вариантов описания лабораторных работ и высказанные при этом критические замечания и советы.

Нам хотелось бы поблагодарить студентов 3 курса учебной группы специальности «Стандартизация, сертификация и метрология» (русское отделение набора 2009 года) за помощь в предварительной работе по созданию и апробированию лабораторных работ, приведенных в данном пособии.

И.В.Поярков,
И.Н.Корзун,
М.С.Исатаев,
О.В.Федоренко.

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

1. К лабораторным занятиям допускаются студенты, прошедшие инструктаж по безопасным методам проведения работ и расписавшиеся в журнале по технике безопасности.

2. Перед лабораторным занятием студенты обязаны изучить описание предстоящей работы.

3. При проведении работ в лаборатории студенты обязаны соблюдать следующие меры безопасности:

- не допускать применение неисправных электрических вилок, розеток, оголенных проводов для подключения электроприборов;
- работать на исправных приборах с заземлением;
- приборы и инструменты использовать по назначению;
- подвижные грузы закреплять надежно;
- не располагать голову в плоскости вращения подвижных частей установки;
- не загромождать проходы портфелями, сумками, стульями.

4. По окончании работы отключить приборы и привести в порядок рабочее место.

ВЫПОЛНЕНИЕ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

До выполнения работы студент должен:

Изучить теоретический материал и методические указания к работе по учебнику, конспекту лекций.

Приготовить формуляр лабораторного отчета, содержащего:

- название работы, дату занятия;
- цель работы, используемое оборудование;
- краткое описание метода измерений с расчетными формулами, схемой установки (при необходимости);
- таблицы для внесения результатов измерений.

Во время занятия необходимо:

- получить допуск к выполнению работы;
- провести эксперимент;
- результаты измерений записать в таблицы лабораторного отчета;
- проверить и подписать результаты измерений у преподавателя.

После занятия нужно:

- провести расчеты;
- проанализировать результаты;
- сделать выводы;
- оформить отчет.

Лабораторная работа № 1

УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ РЕАЛЬНОГО ГАЗА. НАХОЖДЕНИЕ ПОСТОЯННЫХ ВАН-ДЕР-ВААЛЬСА

Цель работы

1. Снять зависимость давления p исследуемого газа от объёма V колбы при нескольких постоянных температурах.
2. Построить графики изотерм исследуемого газа для данных температур.
3. На графике провести бинодаль и определить параметры критической точки.
4. По полученным результатам вычислить поправки a и b в уравнении Ван-дер-Ваальса для данного газа.

Краткое теоретическое введение

Уравнение состояния – уравнение, связывающее между собой равновесные параметры состояния вещества. Исторически первым уравнением состояния вещества был закон Бойля (1661) - Мариотта (1676)

$$pV = const \quad \text{при} \quad T = const \quad \text{и} \quad \text{уравнение Клапейрона (1831)} \quad \frac{pV}{T} = const .$$

Отклонения от закона Бойля-Мариотта были обнаружены вскоре его после открытия. Однако лишь в середине 19-го века были сделаны первые попытки количественно описать эти отклонения путем введения в уравнение Бойля-Мариотта поправок. Отступление от законов идеального газа хорошо видно на диаграмме $pV = f(p)$ при $T = const$ (рис. 1).

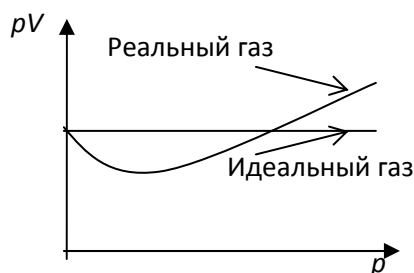


Рис.1. pVT диаграмма

Реальный газ - газ, поведение которого не описывается уравнением состояния Клапейрона - Менделеева. Молекулы идеального газа рассматриваются как материальные точки, взаимодействующие между собой по законам соударения упругих шаров. Зависимости между параметрами состояния реального газа показывают, что молекулы в реальном газе взаимодействуют между собой и занимают определенный объём. Состояние реального газа часто на практике описывается обобщённым уравнением Менделеева - Клапейрона:

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

где p – давление; V – объем, T – температура; $Z = \frac{pV}{\frac{m}{M} RT}$ – коэффициент

сжимаемости для данной массы газа; m – масса; M – молярная масса; R – универсальная газовая постоянная.

Для идеального газа сжимаемость $Z = 1$. В реальном газе на сжимаемость влияют два фактора – наличие в нем сил сцепления между молекулами и конечность объёма молекул. Реальный газ вследствие конечности объёма молекул должен быть менее сжимаемым, чем идеальный, так как свободный объём у реального газа меньше, чем у идеального. С другой стороны, наличие сил взаимного притяжения между молекулами делает реальный газ более сжимаемым, чем идеальный. Так как оба фактора противоположны по действию, то в зависимости от того, какой из них превалирует в данных условиях, реальный газ может быть более сжимаемым или менее сжимаемым, чем идеальный.

Изотермы Эндрюса

В 1861 году приступил к своим опытам ирландский физик Томас Эндрюс (1813–1885). Результаты первого цикла исследований над процессом сжижения углекислоты были им опубликованы в работе “О непрерывности газообразного и жидкого состояний вещества” (1869).

Рассмотрим однокомпонентную газовую систему, состояние которой характеризуется тремя параметрами p, V, T , рис.2.

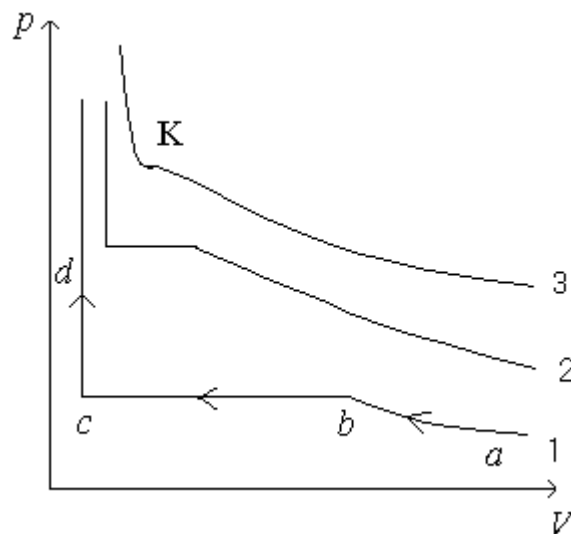


Рис.2. Изотермы реального газа

Пусть начальное состояние газа на диаграмме (p, V) изображается точкой a (см. рис.2). Если газ изотермически сжимать, то давление его будет возрастать (ветвь ab). Начиная с точки b , дальнейшее уменьшение объема не будет вызывать увеличение давления, участок bc параллелен оси объёмов: bc – участок двухфазного состояния – жидкого и газообразного, в точке b начинается конденсация, в точке c заканчивается, весь газ сконденсировался в жидкость. Дальнейшее незначительное уменьшение объёма вызывает резкое увеличение давления, участок cd – жидкость. Для более высокой температуры горизонтальный участок будет короче и расположен выше – кривая 2 на рис.2. И, наконец, при некоторой температуре T_K горизонтальный участок изотермы вырождается в точку перегиба K , которая называется критической (кривая 3, рис.2). Эта изотерма называется критической, при критической температуре. При температурах выше критической газ ни при каких давлениях не может быть переведен в жидкость.

Критическое состояние вещества

Критическое состояние вещества характеризуется тремя критическими параметрами: критическим давлением p_K , критическим объёмом V_K и критической температурой T_K .

Критическая точка – точка на диаграмме состояния веществ, соответствующая критическому состоянию, в котором две (или более) фазы, находящиеся в динамическом равновесии, становятся тождественными по своим свойствам. В частности, с приближением к критическому состоянию различия в плотности, составе и других свойствах сосуществующих фаз, а также теплота фазового перехода и межфазное поверхностное натяжение уменьшаются, а в критической точке равны нулю.

В критической точке плотность жидкости и её насыщенного пара становятся равны между собой, а поверхностное натяжение жидкости падает до нуля, поэтому исчезает граница раздела фаз жидкость - пар.

Хорошо известно, что критическое состояние вещества обусловлено исключительно действием межмолекулярных сил, а критические параметры представляют собой обобщенные количественные характеристики межмолекулярного взаимодействия.

В критическом состоянии термодинамические свойства вещества обладают некоторыми особенностями.

Вблизи критической точки становятся особенно большими флуктуации плотности, которые приводят к рассеянию света. Размеры областей (порядка сотен нанометров), в которых из-за флуктуаций плотность возрастает, становятся сравнимыми с длиной волны света, в результате чего свет начинает

сильно рассеиваться, вещество становится непрозрачным, похожим на перламутр (опал), это явление называется критической опалесценцией. До настоящего времени критическая опалесценция – одно из наиболее ярких проявлений критического состояния.

При подходе к критической точке вещество становится чрезвычайно чувствительным к внешним воздействиям (колебаниям давления и температуры). Велико время релаксации, т.е. равновесное состояние в системе устанавливается часами и даже сутками.

Уравнение Ван-дер-Ваальса

Экспериментальные исследования Эндрюса были теоретически обобщены Ван-дер-Ваальсом, который в 1873 году предложил свое гениальное уравнение. Исходя из молекулярно-кинетических представлений, Ван-дер-Ваальс теоретически обосновал необходимость учета сил взаимодействия между молекулами газа и их собственного объёма. На основании этих представлений он получил своё уравнение состояния реального газа, показал глубокую связь между жидким и газообразным состоянием вещества, объяснил их непрерывный переход друг в друга и развил молекулярную теорию критических явлений. В рамках развитой им теории получили объяснение опыты Эндрюса и все известные к тому времени экспериментальные факты в области реальных газов. Теория Ван-дер-Ваальса предсказала также существование неустойчивых и малоустойчивых состояний вещества.

Для одного моля газа уравнение Ван-дер-Ваальса имеет вид:

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

где p – давление, V – молярный объём, T – абсолютная температура.

Для произвольной массы газа:

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

Здесь m – масса газа, M – его молярная масса.

Из уравнения (2) видно, что оно фактически является уравнением состояния идеального газа с двумя поправками. Поправка a учитывает силы притяжения между молекулами (давление на стенку уменьшается, так как есть

силы, втягивающие молекулы приграничного слоя внутрь), поправка b - силы отталкивания (из общего объёма вычитается объём, занимаемый молекулами).

Поправки a и b для каждого вещества свои и определяются экспериментально. Единицы измерения поправок в СИ следующие:

$$[a] = \frac{\text{Па} \cdot \text{м}^6}{\text{моль}^2}, [b] = \frac{\text{м}^3}{\text{моль}}.$$

Уравнение Ван-дер-Ваальса - это уравнение третьей степени относительно объёма V . Оно должно иметь три корня. В координатах (pV) по этому уравнению можно построить изотерму, которая будет отличаться от изотермы идеального газа (см. рис. 3).

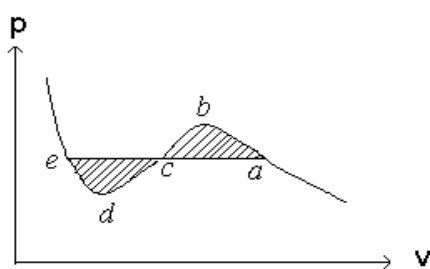


Рис.3. Теоретическая изотерма Ван-дер-Ваальса

Участок ab – переохлаждённый (пересыщенный) пар, de – перегретая жидкость, это метастабильные (малоустойчивые) состояния вещества.

Участок bcd – область неустойчивых состояний, в эксперименте такие состояния не реализуются.

Линия ace – линия конденсации, точка a – начало конденсации, точка e – окончание.

При увеличении температуры изотермы смещаются вверх, “завитки” на изотермах уменьшаются и при $T = T_k$ вырождаются в точку перегиба, соответствующую критическому состоянию. Если соединить на изотермах критическую точку и точки a и e , соответствующие началу и окончанию конденсации, то получится плавная кривая, охватывающая область двухфазных состояний – бинодаль. Критическая точка – точка максимума для бинодали.

Экспериментальная изотерма реального газа распадается на две ветви (см. рис.4.). Невозможен непрерывный изотермический переход одновременно всей массы газа из одной фазы в другую. Изотермический переход осуществляется скачком или постепенным переходом из одной фазы в другую определённого количества вещества, рис.5. На рис.5 приведена также бинодаль.

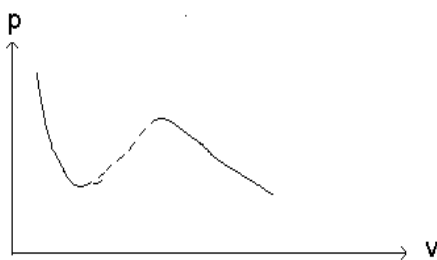


Рис. 4.-Экспериментальная изотерма Ван-дер-Ваальса

Критические параметры вещества и постоянные в уравнении Ван-дер-Ваальса связаны между собой следующими соотношениями:

$$V_K = 3b, \quad p_K = \frac{a}{27b^2}, \quad T_K = \frac{8a}{27Rb}. \quad (4)$$

$$a = 3p_K V_K^2, \quad b = \frac{1}{3}V_K, \quad R = \frac{8}{3} \frac{p_K V_K}{T_K}. \quad (5)$$

Критический параметр $s = \frac{RT_K}{p_K V_K} = \frac{8}{3} = 2,67$.

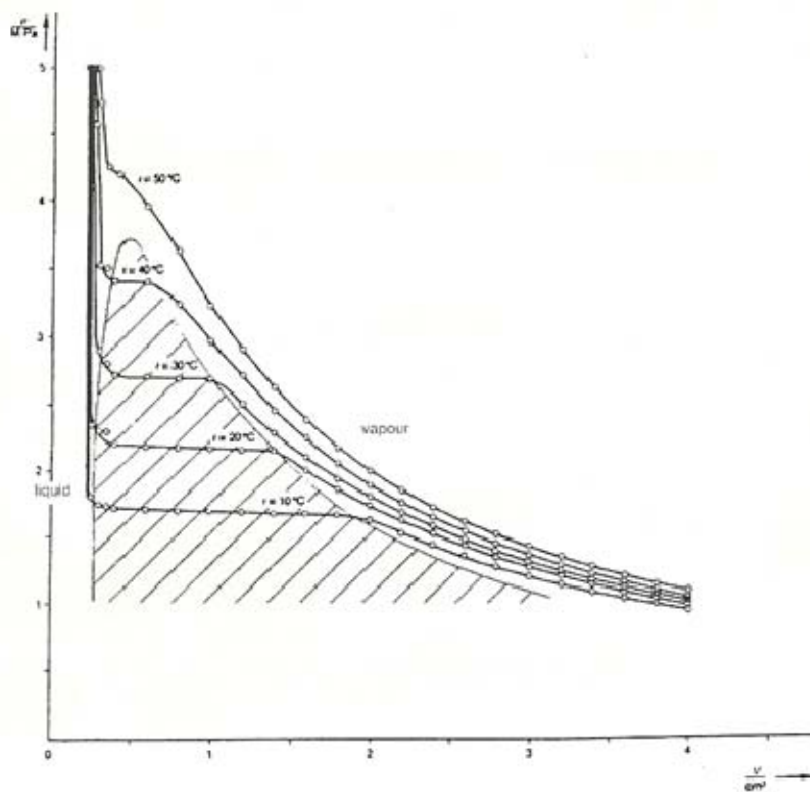


Рис.5. Экспериментальные изотермы реального газа

Меры безопасности

1. Тщательно ознакомьтесь с инструкцией прежде, чем приступать к выполнению экспериментальных исследований.
2. Используйте оборудование только для целей, для которых оно было разработано.
3. Не превышайте установленные максимальные эксплуатационные режимы, давление **5 МПа** и температура **50⁰С**. Не используйте установку при температурах ниже 0⁰С.
4. Перед работой на установке необходимо убедиться, что на капиллярах нет внешних механических повреждений (сколы, царапины или другие дефекты). При их обнаружении эксплуатация установки категорически запрещена.
5. Не подвергайте капилляры «тепловому шоку», а именно, заполнению их сначала горячей, а затем холодной водой.
6. Не приступайте к выполнению работы, не убедившись в том, что капилляр полностью помещен в водяную рубашку.
7. Перед исследованием и по его окончании убедитесь, что ртутный поршень находится вне капилляра.
8. Соблюдайте особые меры предосторожности при образовании в капилляре жидкой фазы. Категорически запрещается производить сжатие жидкой фазы.
9. Соблюдайте правила техники безопасности при работе с ртутьсодержащими приборами. Аппарат содержит приблизительно 360 г ртути.
10. Соблюдайте правила техники безопасности при работе с сосудами повышенного давления.

Спецификация установки

1. Установка для получения pVT – данных исследуемого вещества
2. Термостат
3. Манометр, тип ____, № ____, цена деления ____.
4. Термометр жидкостный, цена деления ____.
5. Капилляр, объём 4 см³.

5. Порядок выполнения работы

В работе используется этан C_2H_6 .

1. Ознакомиться с техникой безопасности.
2. Ознакомиться с экспериментальной установкой, рис. 6 .
3. Подключить установку к электро- и водоснабжению.
4. Включить термостат, установить на нем температуру 15⁰С (см. рис. 7). Зажимом 6 отрегулировать напор охлаждающей жидкости.
5. Нажать кнопку 1, нажатием на кнопку 2 выбрать «Set», нажатием на кнопки 3 или 4 выбрать заданную температуру (15⁰С). Установить выбранный режим повторным нажатием кнопки 2. При этом на табло 5 будет изменяться текущее значение температуры (рис.7).



1 – термостат, 2 – колба, 3 – манометр, 4 – термометр, 5 – маховик, 6 – зажим.

Рис. 6. Экспериментальная установка



1 – кнопка включения и выключения, 2 – кнопка установления режима,
3 – кнопка уменьшения температуры, 4 – кнопка увеличения температуры,
5 – табло индикации.

Рис.7. Пульт управления термостата

6. По достижении заданной температуры, что контролируется термометром 4 (рис. 6), повернуть маховик (рис. 8) по стрелке, указанной на приборе, до появления ртутного столбика 1 в измерительной колбе 2 (рис. 9).



Рис. 8. Маховик



Рис. 9. Измерительная колба

7. Установить мениск ртутного столбика на отметке объема, равного 3 мл, и зафиксировать значение давления по манометру 3 (рис. 6)

8. Изменять объем на каждые 0,1 мл, при этом измеряется давление манометром 3, занести полученные данные в таблицу.

Таблица

Результаты измерений

№	$V_{\text{колбы}}, \text{ см}^3$	Давление $p, \text{ Па} \cdot 10^5$; объем жидкости $V_{\text{ж}}, \text{ см}^3$									
		$t = 15^0 \text{ C}$		$t = 20^0 \text{ C}$		$t = 30^0 \text{ C}$		$t = 40^0 \text{ C}$		$t = 50^0 \text{ C}$	
		p	$V_{\text{ж}}$	p	$V_{\text{ж}}$	p	$V_{\text{ж}}$	p	$V_{\text{ж}}$	p	$V_{\text{ж}}$
1	3,0										
...	...										

9. При образовании жидкости над ртутным мениском производить фиксацию не только объема газовой фазы, но и объема жидкой фазы (рис 10).



Рис.10. Объёмы жидкой и газовой фазы в измерительной колбе

10. Эксперимент проходит до тех пор, пока показания манометра не превысят 5,0 МПа или не будет возможности определить объем газовой фазы.

11. При окончании измерений вращением маховика в направлении, противоположном указанном стрелкой (рис. 8), уменьшить давление до 1,5 МПа

12. Провести операции согласно пунктам 4 - 11 для температур 20°C, 30°C, 40°C и 50°C.

13. По окончании эксперимента с температурой 50°C на термостате установить температуру 10°C. По ее достижении выключить термостат, отключить установку от подачи электро- и водоснабжения.

14. По полученным данным из таблицы построить изотермы в переменных (p, V), бинадаль, найти критические параметры и постоянные Ван-Дер-Ваальса для исследуемого вещества по формулам (5), приняв $R = 8,31$ Дж/(моль·К).

Контрольные вопросы

1. Какой газ называется идеальным? Записать уравнение состояния для одного моля и для произвольного количества идеального газа.

2. Какие причины приводят к отклонениям свойств реального газа от идеального?

3. Записать уравнение Ван-дер-Ваальса для одного моля и для произвольного количества га за.

4. Какой физический смысл имеют поправки Ван-дер-Ваальса?

5. Как выглядят экспериментальные изотермы реального газа?

6. Какими особенностями обладает вещество в критическом состоянии?

7. Как определить количество ν исследуемого вещества?

Литература

1. Матвеев А.Н. Молекулярная физика: Учебник для физич. спец. вузов. Изд. 2-е, перераб. и дополн. - М.: Высшая школа, 1987. – 360 с.
2. Кикоин А.К., Кикоин И.К. Молекулярная физика.– М.: Наука, 1976. – 480 с.
3. Савельев И.В. Курс общей физики в 5 книгах. Книга 3. Молекулярная физика и термодинамика. – М.: Астрель. АСТ, 2003. – 208 с.
- ~~8.~~ 4. Корзун И.Н., Поярков И.В. Физика реального газа и жидкости. - Алматы: Қазақ университеті, 2007. – 164 с.
- ~~6.~~ 5. Вукалович М.П., Новиков И.И. Уравнение состояния реальных газов. – М.– Л.: Госэнергоиздат, 1948. – 240 с.
- ~~7.~~ Шпильрайн Э.Э., Кессельман П.М. Основы теории теплофизических свойств веществ. – М.: Энергия, 1977. – 247 с.

Лабораторная работа № 12

ИЗУЧЕНИЕ ТЕМПЕРАТУРНОЙ ЗАВИСИМОСТИ ПЛОТНОСТИ ЖИДКОСТИ

Цель работы

1. Определить плотность жидкости гидростатическим методом в зависимости от ее температуры с помощью весов Мора - Вестфала.
2. Вычислить коэффициент объёмного расширения исследуемой жидкости.

Краткое теоретическое введение

Жидкость – одно из агрегатных состояний вещества. Основным свойством жидкости, отличающим её от других агрегатных состояний, является способность неограниченно менять форму под действием касательных механических напряжений, даже сколь угодно малых, практически сохраняя при этом объём. Жидкое состояние обычно считают промежуточным между твёрдым телом и газом: газ не сохраняет ни объём, ни форму, а твёрдое тело сохраняет и то, и другое. Молекулы жидкости не имеют определённого положения, но в то же время им недоступна полная свобода перемещений. Между ними существует притяжение, достаточно сильное, чтобы удерживать их на близком расстоянии друг от друга.

Вещество в жидком состоянии существует в определённом интервале температур, ниже которого оно переходит в твердое состояние, выше – в газообразное. Границы этого интервала зависят от термодинамических параметров (давления и температуры).

Взаимные силы между молекулами жидкости уменьшаются по мере увеличения между ними расстояния. Следовательно, есть только небольшие участки со структурой, подобной кристаллической. Например, для льда каждый атом кислорода окружен 4 атомами водорода, образуя кристаллическую решетку в виде тетраэдр (рис 1).

Плотность жидкости с ростом температуры уменьшается, так как увеличивается расстояние между молекулами, что приводит к увеличению занимаемого объёма, например, у глицерина. Увеличение объёма жидкостей при нагревании характеризуется коэффициентом объёмного расширения

$$\beta = \frac{1}{V} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_P K^{-1}.$$

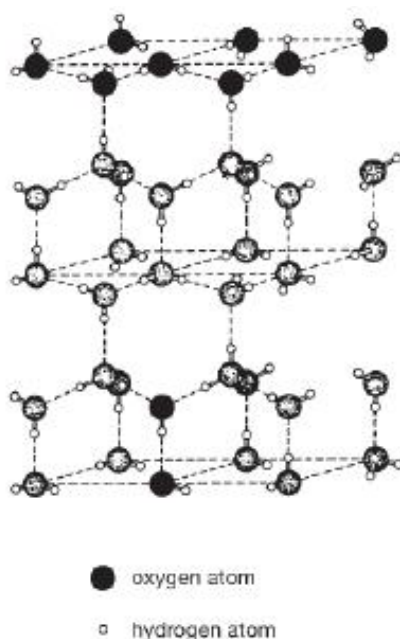


Рис.1. Кристаллическая решетка льда

Коэффициент объёмного расширения β численно равен относительному изменению объёма жидкости при изменении её температуры на 1 К при постоянном давлении.

Зависимость плотности жидкости от температуры описывается формулой:

$$\rho = \rho_0(1 + \beta t), \quad (1)$$

где ρ_0 – плотность жидкости при 0°C ;

t – температура жидкости в $^\circ\text{C}$.

Если не учитывать потери на испарение, то коэффициент объёмного расширения β может быть рассчитан из соотношения между измеряемой плотностью и температурой.

Глицерин является одним из стеклоподобных веществ: он не имеет определённой температуры плавления, но постепенно размягчается при нагревании.

Для глицерина коэффициент объёмного расширения практически не зависит от температуры: $\beta = 0,49 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$.

Для воды при температуре 20°C $\beta = 0,19 \cdot 10^{-3} \text{ K}^{-1}$.

Для измерения плотности жидкости существует несколько методов, например, метод гидростатического взвешивания, в основе которого лежит закон Архимеда.

Закон Архимеда - один из главных законов гидростатики и статики газов. Закон Архимеда формулируется следующим образом: на тело, погружённое в жидкость (или газ), действует выталкивающая сила, численно равная весу вытесненной этим телом жидкости (или газа). Эта сила называется силой Архимеда.

$$F_A = \rho g V , \quad (2)$$

где ρ – плотность жидкости (газа);

g – ускорение свободного падения;

V – объём погружённого тела (или часть объёма тела, находящаяся ниже поверхности жидкости).

Если тело плавает на поверхности или равномерно движется вверх или вниз, то выталкивающая сила равна по модулю (и противоположна по направлению) силе тяжести, действующей на вытесненный телом объём жидкости (газа), и приложена к центру тяжести этого объёма.

Массу вытесненной жидкости можно определить при помощи, например, весов Мора – Вестфалья. Точность для многих целей более чем достаточна.

Экспериментальная установка

Общий вид экспериментальной установки представлен на рис. 2.



- 1 – весы Мора - Вестфалья,
- 2 – гири-рейтеры,
- 3 – погружной термостат ТС10,
- 4 – термометр,
- 5 – ванна для термостата,
- 6 – цилиндр с исследуемой жидкостью

Рис.2. Экспериментальная установка

Весы Мора - Вестфалья

При помощи весов Мора - Вестфалья определяется выталкивающая сила жидкости, действующая на погруженный поплавок, в котором одновременно находится термометр. Весы состоят из подставки, коромысла с указателем, стеклянного поплавка и набора разновесов (рис. 3).



1 – подставка, 2 – коромысло с указателем, 3 – стеклянный поплавок, 4 - постоянный груз, 5 – регулировочный винт.

Рис. 3. Весы Мора-Вестфалья

Коромысло представляет собой неравноплечий рычаг: на одном конце короткого плеча укреплен постоянный груз, а другое (длинное) плечо точно разделено на 10 делений, рис 4. Против последнего (десятого) деления имеется крючок, к которому на тонкой платиновой проволочке подвешивается стеклянный поплавок. Весы снабжены гирями, имеющими форму *рейтера*, т.е. груза в виде крючка из тонкой проволоки. Три самые тяжелые гири имеют вес, уравнивающий весы, когда поплавок опущен в дистиллированную воду с температурой 20°. Вес поплавка подбирают таким образом, чтобы он точно уравнивал коромысло; острия, приделанные к закругленной части штатива и к коромыслу, должны совпадать. Набор разновесов состоит из двух больших разновесов, вес каждого из которых точно равен весу воды, вытесненной поплавком при температуре 20°C, и из нескольких грузиков весом в 0,1; 0,01; 1; 10 г, рис 4.



1 – постоянный груз, 2 – гиря-рейтер массой 0,01 г, 3 – гиря-рейтер массой 0,1 г, 4 – гиря-рейтер массой 1 г, 5 – гиря-рейтер массой 10 г.

Рис.4. Коромысло с гирями.

На воздухе при подвешенном поплавке стрелка весов устанавливается на нуле. Когда поплавок погружен в воду, стрелка устанавливается на нуле только после подвески в соответствующем месте одного из основных рейтеров. С помощью винта 5 раздвижную колонку устанавливают вертикально, рис. 3, проверяя вертикальность отвесом, имеющимся на колонке. Весы должны быть в равновесии, т.е. острие противовеса должно находиться против острия указателя. Затем в цилиндр 6, рис. 2, высотой 15-20 см и диаметром не менее 4 см, наливают исследуемую жидкость. В цилиндр опускают поплавок, оставляя его подвешенным на коромысле. Поплавок должен быть полностью погружен в жидкость; кроме того, в жидкость должна быть погружена часть проволоки длиной не менее 15 мм. При опускании поплавок необходимо следить, чтобы около него не было пузырьков воздуха и чтобы он не касался стенок цилиндра, рис 5.

Термостат

В термостате поддерживается постоянная температура теплоносителя, заполняющего термостат. Исследуемое тело при этом находится в контакте с рабочим веществом и имеет его температуру. В качестве рабочих веществ обычно используют воздух, спирт (от -110 до 60 °С), воду (10 - 95 °С), масло (-10 - 300 °С) и др.



1 – погружной поплавок, 2 – термометр.

Рис 5. Цилиндр с исследуемой жидкостью

Самыми точными термостатами являются жидкостные термостаты. Одна из распространенных конструкций жидкостного термостата – переливной термостат. Жидкость в таком термостате перемешивается и переливается из одного объема в другой, создавая непрерывный вертикальный поток и уменьшая вертикальный градиент температуры.

Вторая известная конструкция – термостат с двумя резервуарами, разделенными решеткой. Внутри одного резервуара непрерывно работает мешалка с несколькими пропеллерами, распределенными по глубине и перемешивающими таким образом горизонтальные слои жидкости. Таким образом, вертикальный и горизонтальный градиент температуры сводятся к минимуму.

Третий тип – термостаты с насосами вместо мешалок. Недостатком является наличие некоторого горизонтального градиента температуры из-за существования вертикальных потоков среды. Для диапазона 300-550 °С используются солевые метрологические термостаты. Достижимая в таких термостатах стабильность температуры достигает 0,01 °С. Недостатком является гигроскопичность и токсичность солей, применяемых в качестве рабочей среды.

В настоящей работе используется третий тип термостата. Панель управления, которого представлена на рис. 6.



- 1 – кнопка включения и выключения, 2 – кнопка установления режима,
 3 – кнопка уменьшения температуры, 4 – кнопка увеличения температуры,
 5 – табло индикации.

Рис. 6. Передняя панель термостата.

Методика выполнения работы

1. Собрать установку согласно рис. 2
2. Уравновесить весы Мора-Вестфалья с погружаемым телом в воздухе.
3. Установить на термостате температуру 15 °С, рис. 6. Для этого нажать кнопку 1, нажатием на кнопку 2 выбрать «Set», нажатием на кнопки 3 или 4 выбрать заданную температуру (15 °С). Установить выбранный режим повторным нажатием кнопки 2. При этом на табло 5 будет изменяться текущее значение температуры.
4. Погрузить поплавков в исследуемую жидкость, находящуюся в термостатируемой ванне, рис 5.
5. При достижении заданной температуре (15 °С) на термометре 2, рис.5, произвести измерение плотности жидкости весами Мора- Вестфалья.
6. Записать значения масс гирь-рейтеров на каждом крючке весов Мора-Вестфалья в таблицу 1.

Таблица 1

Экспериментальные данные

$m_{\text{выт}}$ – масса вытесненной жидкости, г; ρ – плотность жидкости, г/см³

№	t, °С	Масса разновесов-рейтеров m , г										$m_{\text{выт}}$, г	ρ , г/см ³
		Номера крючков на весах Мора - Вестфалья											
		1	2	3	4	5	6	7	8	9	10		

Формула для нахождения массы вытесненной жидкости с помощью весов Мора-Вестфаля:

$$m = \sum_{i=1}^{n=9} 0,1 \cdot i \cdot m_i + m_{10} \quad (3)$$

где i – номер крючка, m_i – масса разновесов на крючке, m_{10} – масса разновесов на крючке № 10.

7. Увеличивать температуру на термостате на каждые пять градусов и производить измерение плотности жидкости весами Мора- Вестфаля.

8. По достижении температуры 50 °С произвести последнее измерение плотности.

9. Снять гири-рейтеры с коромысла весов, вынуть поплавков и термометр из исследуемой жидкости.

10. На термостате установить температуру 20 °С. После ее достижения термостат выключить.

11. По результатам исследований произвести вычисление плотности жидкости с учетом атмосферного давления и температуры в комнате (см. приложение, таблица 3).

12. Построить график зависимости плотности исследуемой жидкости от температуры.

13. Методом наименьших квадратов вычислить коэффициент объёмного расширения исследуемой жидкости по формулам (4) и (5).

14. Формулу (1) можно представить в виде линейной зависимости плотности от температуры:

$$\rho = \rho_0 \beta t + \rho_0 \quad (4)$$

или

$$y = ax + b,$$

где $a = \rho_0 \beta$, $b = \rho_0$, $x = t$, $y = \rho$, $\beta = \frac{a}{\rho_0} = \frac{a}{b}$.

Уравнение линейной зависимости (4) получим методом наименьших квадратов, используя следующие формулы:

$$a = \frac{n \sum_{i=1}^n x_i y_i - \sum_{i=1}^n x_i \sum_{i=1}^n y_i}{n \sum_{i=1}^n x_i^2 - \left(\sum_{i=1}^n x_i \right)^2}, \quad b = \frac{\sum_{i=1}^n x_i^2 \sum_{i=1}^n y_i - \sum_{i=1}^n x_i \sum_{i=1}^n x_i y_i}{n \sum_{i=1}^n x_i^2 - \left(\sum_{i=1}^n x_i \right)^2} \quad (5)$$

Задание на УИРС

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ПЛОТНОСТИ ТВЕРДЫХ ТЕЛ

1. С помощью весов определить массу исследуемого твердого тела. Масса не должна превышать 20 г.
2. В чашу для определения плотности твердых тел поместить исследуемое тело.
3. Опустить груз в воду и снова уравновесить баланс с помощью гирь.
4. Прodelать пункты 1-3 для других исследуемых образцов твердых тел.
5. Найти плотности твердых тел с учетом поправок на температуру в комнате и воды, в которую погружают исследуемое вещество (см. Приложение, таблица 1 и 2).
6. С помощью таблиц справочных данных определить вид исследуемого вещества.

Меры безопасности:

- Не приступайте к выполнению работы без разрешения преподавателя.
- Будьте внимательны и дисциплинированы, точно следуйте методике выполнения работы.
- В данной работе необходимо соблюдать технику безопасности при обращении с высокой температурой, хрупкой посудой, а также при работе с электричеством.
- При работе с приборами из стекла соблюдайте особую осторожность. Проверьте целостность стеклянной посуды, не ставьте ее на край стола. Если все же произошла «авария», осколки стекла нельзя стряхивать со стола руками, сметайте их щеткой. Обратитесь за помощью к преподавателю или лаборанту.
- Во время использования установки следите за тем, чтобы контейнер с водой был наполнен.
- Не нагружать весы больше их предельной нагрузки. Предельная нагрузка весов указывается на самих весах.
- Грузы располагаются на чашке так, чтобы общий центр тяжести находился примерно посередине чашки.
- После окончания работы обязательно поставьте температуру на термостате в начальное положение.

Контрольные вопросы

1. Особенности жидкого состояния вещества?
2. Дайте определение плотности тела. В каких единицах измеряется плотность?
3. Зависимость плотности жидкости от температуры.
4. В чем суть гидростатического метода определения плотности веществ. Область его применения.
5. Сформулируйте закон Архимеда.
6. Какие методы определения плотности жидкости вы знаете?
7. Принцип работы гидростатических весов Мора- Вестфалья.

Литература

1. Кикоин А.К., Киселёв И.К. Молекулярная физика / М.: Наука, 1976. – 480 с.
2. Матвеев А.Н. Молекулярная физика / учебник для физич. спец. вузов. – Изд. 2-е, перераб. и дополн. – М.: Высшая школа, 1987. – 360 с.
3. Техника лабораторных работ, Издание 10-е, стереотипное / М.: Химия, 1973. – 717 с.
4. Гитис С.С., Глаз А.И., Иванов А.В. Практикум по органической химии / учебное пособие для нехимических специальностей ВУЗов. – М.: Высшая школа, 1991. – 303 с.
5. Варгафтик Н.Б. Справочник по теплофизическим свойствам газов и жидкостей. – Изд. 3-е. – М.: Старс. 2006. – 720 с.

Приложение

Таблица 1

Плотность воды при различных температурах. В случае воды и воздуха, последние десятичные значения должны быть снижены из трех блоков (от 0° до 13 °) из двух блоков (от 14 ° до 17 °) и одного (между 18 ° и 19 °)

Температура (°C)	Плотность (г\см³)	Температура (°C)	Плотность (г\см³)	Температура (°C)	Плотность (г\см³)
0	0,999867	20	0,998229	40	0,992244
1	0,999926	21	0,998017	45	0,990244
2	0,999968	22	0,997795	50	0,998070
3	0,999992	23	0,997563	55	0,985731
4	1,000000	24	0,997321	60	0,983237
5	0,999992	25	0,997069	65	0,980594
6	0,999968	26	0,996808	70	0,977808
7	0,999929	27	0,996538	75	0,974886
8	0,999876	28	0,996258	80	0,971831
9	0,999808	29	0,995969	85	0,968749
10	0,999727	30	0,995672	90	0,965343
11	0,999632	31	0,995366	95	0,961918
12	0,999524	32	0,995051	98	0,959806
13	0,999404	33	0,994728	100	0,958375
14	0,999271	34	0,994397	102	0,956926
15	0,999126	35	0,994058		
16	0,998969	36	0,993711		
17	0,999800	37	0,993356		
18	0,999621	38	0,992993		
19	0,999430	39	0,992622		

Таблица 2

Кажущийся вес измеряется в среде влажного воздуха с плотностью $\rho = 0012$ г\см³

°C	г	см³	°C	г	см³	°C	г	см³
4	0,9989							
10	0,9986	1,0014						
11	0,9985	1,0015	16	0,9979	1,0021	21	0,9970	1,0030
12	0,9984	1,0016	17	0,9977	1,0023	22	0,9967	1,0033
13	0,9983	1,0017	18	0,9976	1,0024	23	0,9965	1,0035
14	0,9982	1,0018	19	0,9974	1,0026	24	0,9963	1,0037
15	0,9981	1,0019	20	0,9972	1,0028	25	0,9960	1,0040

Дополнительные значения поправок, которые будут добавлены к кажущимся
удельным весам, чтобы получить истинный вес жидкости.

Значения, измеренные для средней плотности воздуха $\rho = 0012\text{г/см}^3$

Плотность (г\см ³)	Поправки (г\см ³)	Плотность (г\см ³)	Поправки (г\см ³)
0,5	+0,00113	1,4	+0,00100
0,6	+0,00111	1,5	+0,00099
0,7	+0,00110	1,6	+0,00097
0,8	+0,00109	1,7	+0,00096
0,9	+0,00107	1,8	+0,00094
1,0	+0,00106	1,9	+0,00093
1,1	+0,00104	2,0	+0,00091
1,2	+0,00103	2,2	+0,00089
1,3	+0,00101	2,5	+0,00084

Лабораторная работа № 13

ОПРЕДЕЛЕНИЕ УДЕЛЬНОЙ ТЕПЛОЕМКОСТИ МЕТАЛЛОВ

Цель работы

Определение удельной теплоемкости алюминия *Al* и латуни *CuZn*.

Краткое теоретическое введение

Первое начало термодинамики выражает принцип сохранения энергии для тех макроскопических явлений, в которых одним из существенных параметров, определяющих состояние тел, является температура. Количество теплоты δQ , полученное системой, идёт на приращение её внутренней энергии dU и на совершение системой работы δA против внешних сил:

$$\delta Q = dU + \delta A \quad (1)$$

В механике доказывается, что для изолированной системы полная механическая энергия сохраняется, если в системе действуют консервативные силы. При наличии диссипативных сил - сил трения - механическая энергия уменьшается. Однако работа диссипативных сил всегда сопровождается выделением теплоты. Оказалось, что принцип сохранения энергии остается справедливым и при наличии диссипативных сил, если только расширить понятие энергии введением новой формы ее, а именно внутренней энергии, называемой также тепловой энергией.

В данной работе рассматривается случай, когда механическая энергия за счет трения полностью переходит в тепло. Подведённое к телу тепло приводит к увеличению его температуры (за исключением изотермических процессов).

При сообщении системе теплоты δQ её температура изменяется на dT .

Величина $C = \frac{\delta Q}{dT}$ называется теплоёмкостью тела.

Теплоёмкость – количество теплоты, которое нужно подвести к телу, чтобы нагреть его на 1 К.

Теплоёмкость тела можно отнести к единице массы, одному молю и единице объёма тела. Соответственно этому теплоёмкость называется удельной, молярной или объёмной.

Удельная теплоёмкость c вещества – количество теплоты, которое нужно подвести к единице массы вещества, чтобы нагреть её на 1 К:

$$c = \frac{1}{m} \frac{\delta Q}{dT},$$

где m – масса вещества, $[c] = \text{Дж}/(\text{кг}\cdot\text{К})$.

Молярная теплоёмкость C вещества – количество теплоты, которое нужно подвести к одному молю вещества, чтобы нагреть его на 1 К:

$$C = \frac{1}{\nu} \frac{\delta Q}{dT},$$

где $\nu = \frac{m}{M}$ – количество молей вещества, M – его молярная масса,

$[C] = \text{Дж}/(\text{моль}\cdot\text{К})$.

Связь между удельной и молярной теплоёмкостями: $C = Mc$, $c = \frac{C}{M}$.

Так как количество теплоты, подводимой к системе, зависит от того, какой процесс при этом совершается, то, следовательно, для каждого процесса будет своя теплоёмкость. Процессов бесконечное множество, поэтому и теплоёмкостей бесконечно много.

Теплоёмкость – функция процесса.

Наиболее употребительны теплоёмкость при постоянном объёме C_V и теплоёмкость при постоянном давлении C_P .

Однако при нагревании твёрдого тела (так же, как и жидкости) его объём изменяется на весьма малую величину и работой, производимой твёрдым телом при тепловом расширении, можно пренебречь по сравнению с приращением его внутренней энергии. Поэтому для твёрдых тел можно считать, что $C_P = C_V = C$.

В данной лабораторной работе исследуемый образец в виде цилиндра закрепляется горизонтально и обматывается одним витком пластмассовой ленты. Затем цилиндр равномерно вращается при помощи рукоятки. При трении ленты о цилиндр выделяется теплота, которая идёт на нагревание цилиндра. При равномерном вращении цилиндра сумма приложенных к нему сил равна нулю, т.е. сила тяжести груза M уравнивается силой натяжения, которая измеряется динамометром, и силой трения (рис. 1).

Силу трения мы находим как разность силы натяжения и силы тяжести груза M :

$$F_{тр} = F_{нат} - F_{тяж} = F_{нат} - mg \quad (2)$$

Работа сил трения определяется на пути трения:

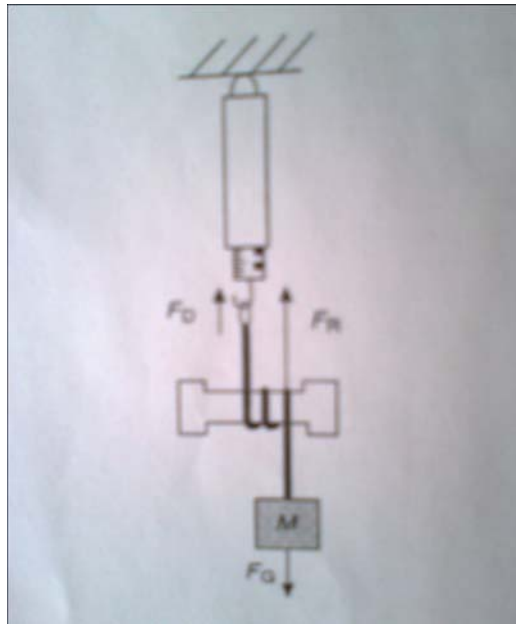


Рис 1. Равновесие сил при вращении цилиндра.

$$A_{mp} = 2\pi r F_{nh} = \pi d n (F_{нат} - mg), \quad (3)$$

где r – радиус цилиндра, d – его диаметр, n – число оборотов цилиндра. Работа силы трения полностью переходит в тепло, $A_{mp} = Q$, при этом образец нагревается. Если экспериментально определить изменение температуры образца Δt , можно найти его удельную теплоёмкость по следующей формуле:

$$c = \frac{Q}{m_{обр} \Delta t}, \quad (4)$$

где $m_{обр}$ – масса образца.

Порядок выполнения работы

1. Ознакомиться с экспериментальной установкой, рис. 2.
2. Перед началом эксперимента цилиндр и ленту нужно протереть сухой тканью, чтобы избавиться их от металлической пыли.
3. Установить исследуемый цилиндр 4, рис. 2, в установку путем плотного закручивания.
4. Один конец пластмассовой ленты 2 присоединить к динамометру 1, завернуть вокруг цилиндра 4 против часовой стрелки, а на другой конец повесить гирю 3 массой m_1 .



1- динамометр, 2 - пластмассовая лента, 3 - гиря; 4 – исследуемый цилиндр, 5 - термометр или электронный датчик температуры, 6 - универсальный зажим; 7 – секундомер, 8 - дополнительные цилиндры.

Рис. 2. Экспериментальная установка

5. Для улучшения теплового контакта смазать конец термометра теплопроводящей пастой ГС001, поместить его в отверстие цилиндра, зафиксировать универсальным зажимом 6. Оси цилиндра и термометр должны быть тщательно выровнены. Вместо термометра можно использовать электронный датчик температуры.

6. Включить секундомер 7 и измерять температуру через каждые 20 сек. в течение 5 мин. Данные первого периода занести в таблицу.

7. С частотой 100 об/мин равномерно вращать цилиндр по часовой стрелке в течение 2 мин так, чтобы динамометр показывал постоянное значение силы натяжения пружины F . Записать показания динамометра и число оборотов цилиндра n .

8. Измерять температуру через каждые 20 сек. в течение 5 мин. после прекращения вращения. Данные второго периода занести в таблицу.

9. Заменить гирю массой m_1 на гирю массой m_2 . Прodelать пункты 6 -8.

Экспериментальные данные

Время τ , с; температура t , $^{\circ}\text{C}$; масса нагрузки m_1 и m_2 , кг;
сила натяжения пружины динамометра F , Н; число оборотов n

Первый период		Второй период		Третий период	
τ , с	t , $^{\circ}\text{C}$	τ , с	t , $^{\circ}\text{C}$	τ , с	t , $^{\circ}\text{C}$
Образец № 1, CuZn , масса образца $m_{\text{обр}} = \dots$ кг, диаметр $d = \dots$ мм					
		$m_1 = \dots$ кг, $F = \dots$ Н, $n = \dots$		$m_2 = \dots$ кг, $F = \dots$ Н, $n = \dots$	
0		420		840	
20		440		860	
...		
300		720		1140	
Образец № 2, CuZn , масса образца $m_{\text{обр}} = \dots$ кг, диаметр $d = \dots$ мм					
		$m_1 = \dots$ кг, $F = \dots$ Н, $n = \dots$		$m_2 = \dots$ кг, $F = \dots$ Н, $n = \dots$	
0		420		840	
20		440		860	
...		
300		720		1140	
Образец № 3, Al , масса образца $m_{\text{обр}} = \dots$ кг, диаметр $d = \dots$ мм					
		$m_1 = \dots$ кг, $F = \dots$ Н, $n = \dots$		$m_2 = \dots$ кг, $F = \dots$ Н, $n = \dots$	
0		420		840	
20		440		860	
...		
300		720		1140	

10. Выключить секундомер.
11. Вынуть термометр из отверстия цилиндра.
12. Снять гирию и ленту.
13. Выкрутить цилиндр.
14. Прodelать пункты 2 – 3 для двух оставшихся цилиндров.

Методика обработки данных

1. По данным таблицы построить график зависимости температуры от времени для каждого образца. По этому графику определить разницу средних температур Δt между первым и вторым и вторым и третьим периодами. Найти работу сил трения $A_{\text{тр}}$ по формуле (3) для трех цилиндров.

2. Зная разницу температур Δt и работу сил трения $A_{\text{тр}}$, по формуле (4) определить удельную теплоемкость металлов.

Техника безопасности

1. Необходимо соблюдать технику безопасности при обращении с термометром, динамометром и секундомером.
2. Приступать к выполнению работы только с разрешения преподавателя.
3. Быть внимательным и дисциплинированным, точно следуя методике выполнения работы.
4. Основание установки должно быть надежно зафиксировано винтом на столе и не должно перемещаться во время вращения.
5. При работе с термометром соблюдайте особую осторожность. Проверьте его целостность перед выполнением работы, не ставьте на край стола. Если все же произошла «авария», осколки стекла нельзя стряхивать со стола руками, сметайте их щёткой. Обратитесь за помощью к преподавателю или лаборанту.
6. Не прилагайте чрезмерных усилий при закручивании цилиндров и при их равномерном вращении.
7. Во время эксперимента следите, чтобы оси цилиндра и термометра были точно выровнены, не было нагрузки на чувствительный элемент термометра.

Контрольные вопросы

1. Сформулируйте и раскройте физический смысл первого начала термодинамики.
2. Какие силы называются консервативными? Приведите пример консервативной силы.
3. Какие силы называются диссипативными? Приведите пример диссипативной силы.
4. Как определяют работу? Напишите формулу.
5. Равновесие каких сил осуществляется в данной работе?
6. Дайте определение теплоемкости тела, удельной и молярной теплоемкости вещества. В каких единицах измеряются эти величины?
7. Функцией процесса или состояния является теплоемкость тела и почему?
8. Зачем смазывать конец термометра?

Литература

1. Матвеев А.Н. Молекулярная физика: Учебник для физич. спец. вузов. Изд. 2-е, перераб. и дополн. - М.: Высшая школа, 1987. – 360 с.
2. Кикоин А.К., Кикоин И.К. Молекулярная физика.– М.: Наука, 1976.– 480 с.
3. Савельев И.В. Курс общей физики в 5 книгах. Книга 3. Молекулярная физика и термодинамика. – М.: Астрель. АСТ, 2003. – 208 с.
4. Базаров И.П. Термодинамика: учеб. пособие для ун-тов. Изд. 4-е, перераб. и доп. М.: «Высш. школа», 1991 - 376с.:ил.
5. Молекулярная физика: Общий физический практикум для студентов высших учебных заведений / С.И.Исатаев, А.С.Аскарлова, В.В.Кашкаров, И.В. Локтионова, Корзун И.Н. и др. Изд. 2-е, исправ. и дополн. - Алматы: Қазақ университеті, 2003.-139 с.

Лабораторная работа № 14

ИЗУЧЕНИЕ ЗАКОНА РАСПРЕДЕЛЕНИЯ МОЛЕКУЛ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА ПО СКОРОСТЯМ

Цель работы

Экспериментально проверить закон Максвелла о распределении молекул идеального газа по скоростям, выполнив следующие задачи:

1. измерение распределения скоростей на механическом эквиваленте теплового движения молекул газа;
2. сравнение результатов с распределением Максвелла.

Краткое теоретическое введение

Функция распределения молекул газа по скоростям. Молекулы газа, даже в равновесии, движутся беспорядочно, сталкиваясь между собой и со стенками сосуда, непрерывно меняя свою скорость, как по величине, так и по направлению. Согласно молекулярно-кинетической теории, давление и температура газа остаются постоянными, если среднее значение квадрата скорости молекул не меняется.

Это оказывается возможным лишь при наличии неизменного во времени и одинакового во всех частях сосуда (равновесного) распределения молекул газа по скоростям, впервые выведенного Дж. Максвеллом в 1859 году для модели идеального газа.

Молекулы газа движутся с самыми различными скоростями, причем как величина, так и направление скорости каждой отдельно взятой молекулы непрерывно меняются из-за соударений (при нормальных условиях, а именно: атмосферное давление $101325 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт. ст.}$, температура воздуха $273,15 \text{ К} = 0^\circ \text{ С}$, каждая молекула претерпевает в секунду примерно 10^9 соударений).

Так как все направления движения равновероятны, распределение молекул по направлениям будет равномерным: в пределах любым образом ориентированного, но постоянного по величине телесного угла $\Delta\Omega$ лежат в каждый момент времени направления движения в среднем одинакового числа молекул $\Delta N_{v,\varphi}$.

Иначе обстоит дело с численными значениями скорости молекул v . Возможные значения v , заключенные в пределах от нуля до бесконечности, отнюдь не равновероятны. Это вытекает из следующих соображений. Изменение скоростей молекул при столкновениях происходит случайным образом. Может случиться, что какая-то молекула в целом ряде последовательных соударений будет получать энергию от своих партнеров по столкновениям, в результате чего ее энергия значительно превзойдет среднее значение $\langle \varepsilon \rangle$. Однако, даже если представить себе такой случай, при котором все молекулы газа остановятся, передав свою энергию одной единственной молекуле, то и тогда энергия этой молекулы, а следовательно, и ее скорость, будет конечна. Таким образом, скорость молекул газа вообще не может иметь значений, начиная с некоторого v_{max} до ∞ . Учитывая, что процессы, которые привели бы к сосредоточению на одной молекуле заметной доли суммарной

энергии всех молекул, маловероятны, можно утверждать, что слишком большие по сравнению со средним значением скорости могут реализовываться крайне редко. Точно так же практически исключено, что в результате соударений скорость молекулы станет равной точно нулю. Следовательно, очень малые и очень большие по сравнению со средним значением скорости маловероятны, причем вероятность данного значения v стремится к нулю как при $v \rightarrow 0$, так и при $v \rightarrow \infty$.

Таким образом, можно сделать вывод, что скорости молекул группируются в основном вблизи некоторого наиболее вероятного значения.

Для количественного описания распределения молекул по значениям v воспользуемся наглядным примером. Будем отмечать значения скоростей точками на оси v . Тогда каждой молекуле на этой оси будет соответствовать точка, расстояние которой от точки O , принятой за начало отсчета, численно равно величине скорости данной молекулы (рис. 1).

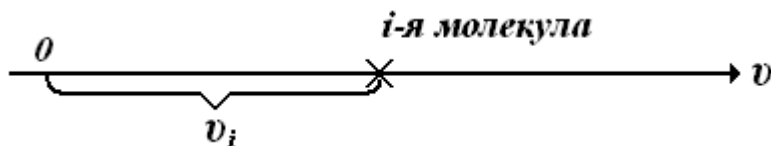


Рис. 1. Пример количественного описания распределения молекул

Предположим, что мы располагаем способом одновременного определения скоростей всех N молекул некоторого количества газа. Изобразив полученные результаты в виде точек на оси v , мы получим «моментальную фотографию» скоростей молекул для некоторого момента времени t (рис. 2). Если бы все значения v были одинаково вероятны, точки распределялись бы по оси v равномерно. Однако, как мы видели выше, скорости группируются в основном вблизи некоторого наиболее вероятного значения. Близкие же к нулю и очень большие значения скорости встречаются сравнительно редко. Поэтому распределение точек на оси v будет неравномерным, с плотностью, различной на разных участках оси.

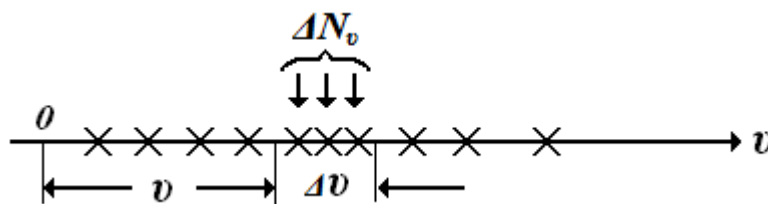


Рис. 2. «Фотография» скоростей молекул для некоторого момента времени

Определив плотность точек как отношение числа точек ΔN_v , попадающих в пределы Δv (рис. 2), к величине этого интервала:

$$\rho = \frac{\Delta N_v}{\Delta v},$$

можно сказать, что эта величина является функцией v : $\rho = \rho(v)$. В самом деле, ее значение зависит от того, в каком месте на оси v взят интервал Δv , т.е. от v .

Каждый акт соударения между двумя молекулами изменяет случайным образом положение соответствующих точек на оси v . Поэтому, если сопоставить ряд «фотографий» для разных моментов времени t_1, t_2, t_3 и т.д. (рис. 3), то на этих «фотографиях», вообще говоря, не будет совпадающих точек. Однако если газ находится в равновесном состоянии (т.е. в состоянии с неизменяющимися параметрами), то распределение молекул по скоростям оказывается неизменным. Поэтому плотность, с которой распределены точки на разных участках оси v , будет для всех моментов времени одна и та же.

Если взять несколько порций газа, находящихся в идентичных условиях (при одинаковых p и T), то распределение молекул по скоростям в них будет также идентично. Однако плотность точек на оси v при одинаковом характере распределения их по оси, очевидно, пропорциональна рассматриваемому количеству молекул N и, следовательно, для различных порций газа будет различна. Одинаковым для различных порций будет отношение

$$f(v) = \frac{\rho(v)}{N} = \frac{1}{N} \frac{\Delta N_v}{\Delta v}. \quad (1)$$

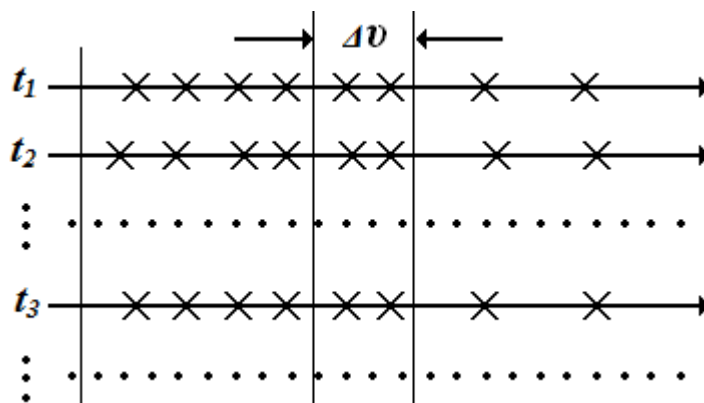


Рис. 3. Ряд «фотографий» для разных моментов времени

Определенная таким образом функция $f(v)$ характеризует распределение молекул газа по скоростям и называется функцией распределения. Зная вид $f(v)$, можно найти количество молекул ΔN_v из числа данных молекул N , скорости которых попадают внутрь интервала Δv , т.е. имеют значения, заключенные в пределах от v до $v + \Delta v$:

$$\Delta N_v = N f(v) \Delta v. \quad (2)$$

Отношение

$$\frac{\Delta N}{N} = f(v)\Delta v \quad (3)$$

дает вероятность того, что скорость молекулы будет иметь значение в пределах данного (лежащего между v и $v+\Delta v$) интервала скоростей Δv (v при ΔN служит индексом для обозначения интервала Δv).

Сумма

$$\sum \Delta N_v = \sum N f(v_i)\Delta v_i = \sum \rho_i \Delta v_i,$$

взятая по всем интервалам Δv_i , на которые можно разбить ось v , должна, очевидно, равняться полному числу молекул N . Отсюда вытекает следующее свойство функции распределения:

$$\sum f(v_i)\Delta v_i = 1. \quad (4)$$

Последний результат можно пояснить также следующим образом. Выражение

$$\sum \frac{\Delta N}{N} = \sum f(v_i)\Delta v_i$$

представляет собой вероятность того, что скорость молекулы будет иметь одно из значений в пределах от 0 до ∞ . Поскольку скорость молекулы непременно имеет какое-то значение, указанная вероятность есть вероятность достоверного события и, следовательно, равна единице.

Строго говоря, условие (4) должно быть написано следующим образом:

$$\int_0^{\infty} f(v)dv = 1. \quad (5)$$

Соотношения (2)-(5) вытекают из общего определения функции распределения и не зависят от ее конкретного вида.

Функция распределения была найдена теоретически Максвеллом и носит его имя. Она имеет следующий вид:

$$f(v) = A e^{-\frac{mv^2}{2kT}}, \quad (6)$$

где A – множитель, не зависящий от v , m – масса молекулы, k – постоянная Больцмана.

Характерно для функции распределения Максвелла то обстоятельство, что в показателе степени при e стоит взятое со знаком « - » отношение кинетической энергии молекулы $\frac{mv^2}{2}$, отвечающей рассматриваемой скорости v , к kT , т.е. величине, характеризующей среднюю энергию молекулы.

Поскольку множитель вида e^{-av^2} при возрастании v убывает быстрее, чем растет множитель v^2 , функция, начинаясь в нуле (из-за v^2), достигает максимума и затем асимптотически стремится к нулю (рис. 4) Площадь, охватываемая кривой $f(v)$, в соответствии с (5) равна единице.

Условие (5) позволяет вычислить множитель A в (6):

$$A \int_0^{\infty} e^{-\frac{mv^2}{2kT}} v^2 dv = 1.$$

Это условие носит название условия нормировки функции, A называется нормировочным множителем.

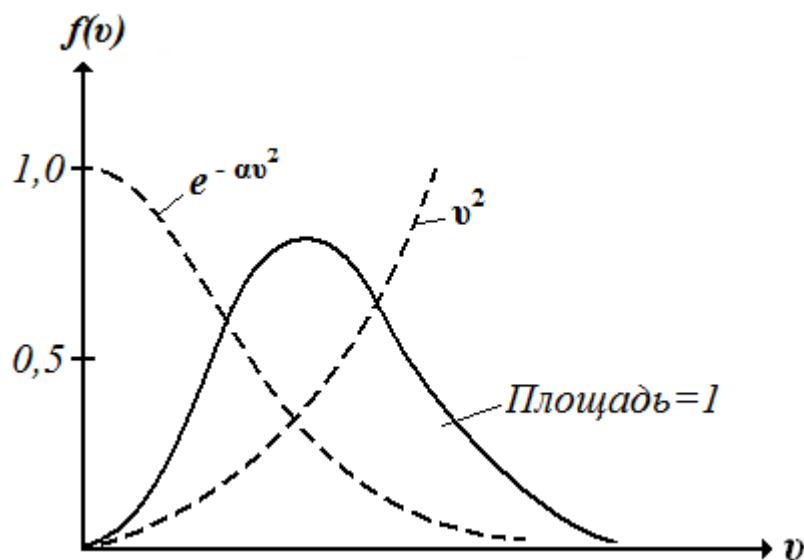


Рис. 4. Вид функции распределения Максвелла

Вычисления дают для A значение $4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}}$. Таким образом, функция распределения Максвелла имеет вид

$$f(v) = 4\pi \left(\frac{m}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-\frac{mv^2}{2kT}} v^2. \quad (7)$$

Как и можно было ожидать, конкретный вид функции зависит от рода газа (от массы молекулы) и от параметра состояния (от температуры T). Отметим, что давление и объем газа на распределение молекул по скоростям не влияют.

Может показаться, что функция (7) неправильно описывает распределение в связи с тем, что она обращается в нуль только на бесконечности, в то время как реализуемые значения скорости ограничены конечным пределом. Однако при достаточно больших v функция (7) столь мало отличается от нуля, что отмеченное несоответствие практически не имеет никакого значения.

Скорость, отвечающая максимальному значению функции распределения, будет, очевидно, наиболее вероятной. Действительно, если сравнить числа молекул ΔN_v , скорости которых лежат в пределах различным образом выбранных, но равных по величине интервалов Δv , то наибольшим будет ΔN_v , соответствующее интервалу, расположенному в окрестности максимума. Таким образом, решив задачу на нахождение максимума $f(v)$, мы найдем наиболее вероятную скорость $v_{вер}$. Продифференцировав (6) по v и приравняв полученное выражение нулю, будем иметь:

$$\frac{df(v)}{dv} = Ae^{-\frac{mv^2}{2kT}} v \left(2 - \frac{mv^2}{kT} \right) = 0.$$

Удовлетворяющие этому уравнению значения $v=0$ и $v=\infty$ соответствуют минимумам $f(v)$. Значение v , обращающее в нуль выражение, стоящее в скобках, представляет собой искомое $v_{вер}$:

$$v_{вер} = \sqrt{\frac{2kT}{m}}. \quad (8)$$

Подставив в (7) наиболее вероятную скорость, найдем максимальное значение $f(v)$:

$$f(v_{вер}) = \frac{4}{e} \sqrt{\frac{m}{2\pi kT}} \sim \sqrt{\frac{m}{T}}. \quad (9)$$

Исследуем, как изменяется кривая распределения в зависимости от температуры газа и массы молекулы.

Из (8) и (9) следует, что при увеличении температуры (или уменьшении массы молекулы) максимум кривой смещается вправо и становится ниже, причем, как мы знаем, площадь, охватываемая кривой, остается неизменной. На рис. 5 сопоставлены две кривые распределения, которые можно трактовать либо как относящиеся к различным температурам T_1 и T_2 (при одинаковой m), либо как относящиеся к различным массам молекул m_1 и m_2 (при одинаковой T).

Относительное количество молекул, скорость которых превышает некоторое значение v_0 , определяется выражением:

$$\frac{\Delta N}{N} = \int_{v_0}^{\infty} f(v) dv .$$

На графике этому интегралу соответствует лежащая справа от v_0 часть площади, ограниченная кривой. Как видно из рис. 5, относительное количество молекул,

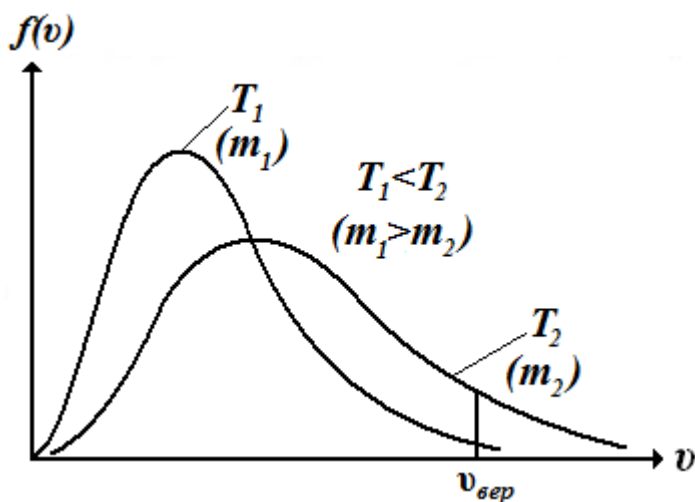


Рис. 5. Вид функции распределения Максвелла для различных параметров

имеющих скорости, превышающие v_0 , сильно растет с повышением температуры.

Зная распределение молекул по скоростям, можно найти среднее значение скорости, а также любой величины, являющейся функцией скорости, например v^2 .

Разобьем ось скоростей на малые интервалы Δv_i . Каждому интервалу, согласно (2) соответствует количество молекул:

$$\Delta N_{v_i} = N f(v_i) \Delta v_i . \quad (10)$$

Поскольку интервал Δv_i мал, скорость каждой из ΔN_{v_i} молекул можно приближенно считать равной v_i - одному из значений скорости, принадлежащих интервалу Δv_i . Тогда сумму значений скоростей всех N молекул можно представить в виде $\sum v_i \Delta N_{v_i}$. Разделив эту сумму на число молекул N , получим (с учетом (10)) выражение для средней скорости $\langle v \rangle$:

$$\langle v \rangle = \sum v_i f(v_i) \Delta v_i .$$

Переходя от суммы к интегралу, находим, что

$$\langle v \rangle = \int_0^{\infty} v f(v) dv. \quad (11)$$

Если подставить в (11) выражение (7) для $f(v)$ и произвести вычисления, получится:

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m}}. \quad (12)$$

Аналогичным образом для среднего значения квадрата скорости $\langle v^2 \rangle$ получается выражение

$$\langle v^2 \rangle = \int_0^{\infty} v^2 f(v) dv,$$

которое после подстановки $f(v)$ и вычислений дает $\langle v^2 \rangle = 3kT/m$. Корень квадратный из $\langle v^2 \rangle$ называется средней квадратичной скоростью. Таким образом,

$$v_{\text{ср.кв}} = \sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}. \quad (13)$$

Следует обратить внимание на то, что $\langle v \rangle \neq v_{\text{ср.кв}}$ и $\langle v \rangle^2 \neq \langle v^2 \rangle$.

Сопоставляя (8), (12) и (13), можно заметить, что $v_{\text{вер}}$, $\langle v \rangle$ и $v_{\text{ср.кв}}$ одинаковым образом зависят от температуры и массы молекулы, отличаясь лишь числовым множителем. Если принять $v_{\text{вер}}$ за 1, то $\langle v \rangle = 1,13$, $v_{\text{ср.кв}} = 1,22$ (рис. 6).

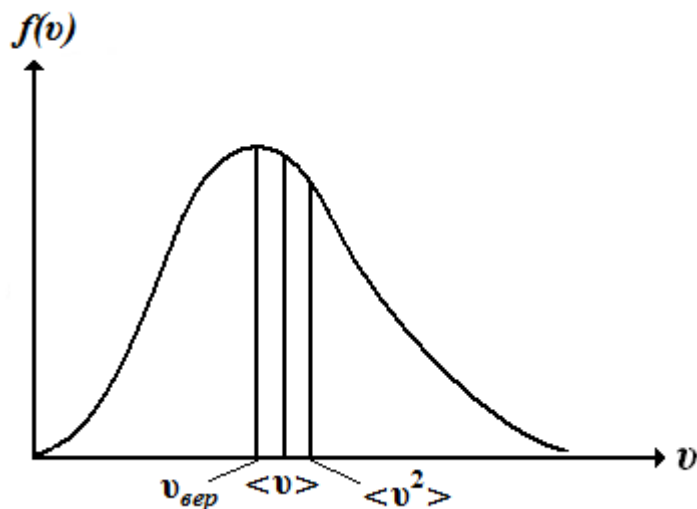
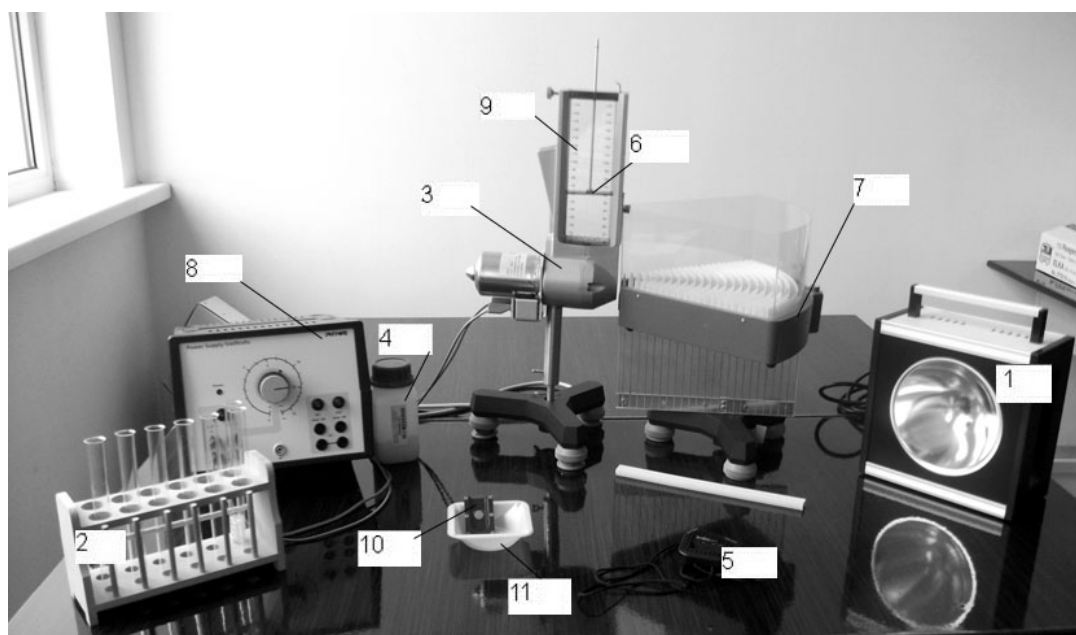


Рис. 6.

Необходимо подчеркнуть еще раз, что установленный Максвеллом закон распределения молекул по скоростям и все вытекающие из него следствия справедливы только для газа, находящегося в равновесном состоянии. Закон справедлив для любого числа N , если только это число достаточно велико. Закон Максвелла — статистический, а законы статистики выполняются тем точнее, чем к большему числу одинаковых объектов они применяются. При малом числе объектов могут наблюдаться значительные отклонения от предсказаний статистики.

Методика выполнения эксперимента

Принцип работы. С помощью устройства механической модели максвелловского распределения молекул по скоростям, моделирующего тепловое движение молекул, посредством механического движения стеклянных шариков, провести опыт и определить скорость шариков. Полученное распределение скоростей сопоставить с теоретическим выводом уравнений Максвелла-Больцмана.



1 – стробоскоп с функциональными кнопками; 2 – держатель для пробирок; 3 – устройство механической модели максвелловского распределения скоростей, моделирующее тепловое движение молекул, посредством механического движения стеклянных шариков; 4 - емкость со стеклянными шариками; 5 – миллисекундомер; 6 – поршень камеры; 7 - приемник шариков с регистрирующим устройством; 8 - источник питания; 9 – камера; 10 - кассеты для стеклянных шариков; 11 – кюветы, весы.

Рис. 7. Схема экспериментальной установки

Порядок выполнения эксперимента

1. Ознакомиться с техникой безопасности (Приложение 1).
2. Перед началом выполнения эксперимента необходимо с помощью регулирующих винтов установить горизонтальное положение и центровку

прибора 3 и приемника шариков 7, обращая внимание на то, чтобы пузырьковый указатель уровня находился в центре, а регистрирующее устройство 7 плотно прилегало к прибору 3. Проверить наличие шариков в камере (кол-во шариков 400 шт). Также необходимо произвести центровку электронных весов.

3. С помощью регулирующего винта установите высоту поршня 6 на уровне 6 см.

4. Установите разницу по высоте между выпускным отверстием камеры и приемником 7,5 – 8 см.

5. Установите с помощью источника питания и стробоскопа такую частоту колебаний пластины в нижней части камеры, чтобы мы наблюдали:

- полное заполнение всего объема камеры 9
- остановку колебания пластины в нижней части камеры 9 (около 80 Гц).

6. Убедитесь, что в выпускном отверстии установлена необходимая для работы кассета.



Рис. 8. Центровка приборов

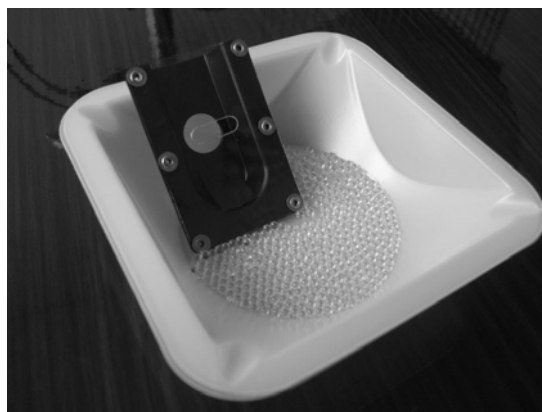


Рис. 9. Кассета и кювета со стеклянными шариками

7. Откройте выпускное отверстие на 1 минуту и определите путем взвешивания количество выброшенных шариков (масса одного шарика $m=0,0123$ г). Результаты опытов внесите в таблицу 1.

Таблица 1

Предварительные измерения

Масса кюветы, г	Масса кюветы с шариками, г	Масса шариков, г	Кол-во шариков в кювете

Следите за тем, чтобы все шарики попали в ячейки и не остались в верхней части приемника. Чтобы высыпать шарики в кювету необходимо снять верхнюю часть приемника, накрыть отверстия ячеек регистрирующего устройства специально предназначенной для этого крышечкой и, перевернув регистрирующее устройство с ячейками, поочередно открывать каждую из ячеек.

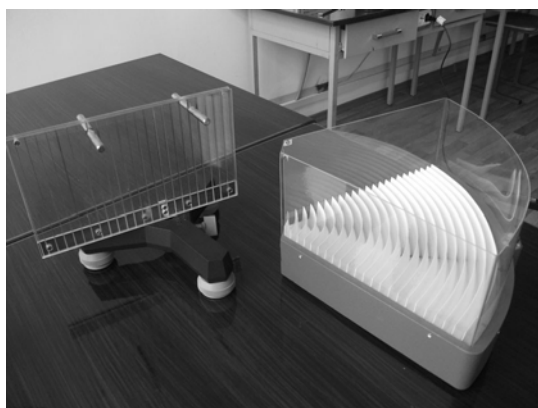


Рис. 10. Приемник шариков с регистрирующим устройством



Рис. 11. Регистрирующее устройство приемника

8. Выброшенные шарики пересыпьте в пробирку. Наполните тем же количеством шариков еще 5 пробирок.

9. Засыпьте в камеру шарики из одной пробирки, чтобы их количество было равным 400.

10. Проверьте установленный уровень частоты колебания пластины в камере.

11. После того, как частота стабилизировалась, откройте выпускное отверстие на 5 минут. Каждую минуту пополняйте аппарат шариками из ранее заполненных пробирок, чтобы поддерживать постоянную плотность «частиц». По завершении эксперимента засыпьте шарики в камеру из последней пробирки, чтобы для последующих экспериментов количество шариков равнялось 400 шт.

12. После завершения опыта проверьте частоту колебания пластины камеры.

13. Определите количество шариков в каждом из 24-х ячеек приемника. В зависимости от числа шариков, это можно сделать как с помощью взвешивания (шариков много), так и простым счетом (шариков мало).

14. Определите скорость шариков для каждой ячейки приемника.

15. Сравнить полученные результаты с теорией.

Таблица 2

Результаты измерений

№ ячейки	Масса шариков, g	Кол-во шариков в ячейке, N_i	$S, м$	Скорость шариков, $м/с$	$f(v)$, по (15)	$f(v)$, по (16)
1						
2						
3						
...						
24						
		$\sum N_i =$				

Методика обработки данных

1. С помощью линейки измерить проекционное расстояние S до каждой ячейки.

2. Скорость шара может быть определена с помощью проекционного расстояния S :

$$v = S \left(\frac{g}{2h} \right)^{\frac{1}{2}}, \quad (14)$$

где g – ускорение свободного падения ($9,8 \text{ м/с}^2$), h – высота между выпускным отверстием камеры и приёмником.

3. Результаты эксперимента (число шариков в интервале расстояния броска) могут быть отображены графически с помощью формулы:

$$\frac{1}{\sum N_i} \frac{N_i}{\Delta v} = f(v), \quad (15)$$

где N_i – количество шариков в интервале i , $i = 1 \dots 23$, Δv – интервал скорости в пределе $\Delta S = 0,01 \text{ м}$ ($0,078 \text{ м/с}$).

4. Оценить функцию распределения с помощью формулы (16), для этого рассчитаем максимальную скорость экспериментального распределения (17).

$$f(v) = \frac{4}{\sqrt{\pi}} \left(\frac{1}{v_{\text{вер}}^2} \right)^{\frac{3}{2}} v^2 \exp \left(-\frac{v^2}{v_{\text{вер}}^2} \right) \quad (16)$$

$$v_{\text{вер}} = \left(\frac{2kT}{m} \right)^{\frac{1}{2}}. \quad (17)$$

Для того чтобы построить теоретическую кривую принять за $v_{\text{вер}}$ скорость соответствующей ячейке, где количество шариков максимально.

Задание на УИРС ПРИВЕДЕННЫЙ ЗАКОН МАКСВЕЛЛА

1. Рассчитать экспериментальную и теоретическую функцию распределения скоростей в безразмерных переменных $u = \frac{v}{v_{вер}}$, используя в качестве масштаба для скорости наивероятнейшую скорость $v_{вер}$.

2. Построить приведённую гистограмму по формуле $f(u) = \frac{\Delta N}{N \cdot \Delta u}$ и сравнить с теоретическим значением построенным по формуле $f(u) = \frac{4}{\sqrt{\pi}} e^{-u^2} u^2$.

3. Рассчитать экспериментальную и теоретическую функцию распределения скоростей в безразмерных переменных $u = \frac{v}{\langle v \rangle}$, используя в качестве масштаба для скорости среднюю скорость $\langle v \rangle$.

4. Построить приведённую гистограмму по формуле $f(u) = \frac{\Delta N}{N \cdot \Delta u}$ и сравнить с теоретическим значением построенным по формуле $f(u) = \frac{32}{\pi^2} u^2 \exp\left(-\frac{4}{\pi} u^2\right)$.

Меры безопасности

К выполнению работы допускаются студенты, хорошо усвоившие правила техники безопасности в лаборатории и полностью ознакомившиеся с порядком выполнения работы. Включать и выключать приборы, трогать оборудование, непосредственно начинать выполнение работы запрещается без разрешения преподавателя.

Перед началом работы необходимо проверить наличие всех приборов, входящих в комплект установки, убедиться, что все приборы отключены от сети, а все розетки, переключатели и вилки в исправном состоянии.

Во время работы следует руководствоваться техникой безопасности при обслуживании электроустановок, а также соблюдать осторожность и аккуратность, быть предельно внимательным при эксплуатации лабораторного оборудования. В установке присутствуют хрупкие детали, которые легко могут быть разбиты. Количество стеклянных шариков ограничено. При использовании стробоскопа не направляйте его свет в глаза. Обнаружив любую неисправность в установке, чрезмерный нагрев элементов цепи, появление запаха гари, **немедленно** отключите источник электропитания и сообщите о неисправности преподавателю или ответственному в лаборатории. Не оставляйте без присмотра установку во время проведения измерений.

По окончании работ выключите все электрические приборы установки, приведите в порядок рабочее место.

Контрольные вопросы

1. Какие ограничения были приняты Максвеллом при выводе распределения молекул газа по скоростям?
2. Как из графика функции максвелловского распределения определить наиболее вероятную скорость молекул?
3. Как зависит средняя кинетическая энергия идеального газа от температуры?
4. Что определяет и какой смысл имеет «условие нормировки функции распределения»?
5. Как изменится кинетическая энергия молекул идеального газа при изотермическом сжатии?
6. Что такое телесный угол? Как его определить?

Литература

1. Кикоин А.К., Кикоин И.К. Молекулярная физика / М.: Наука, 1976. – 480 с.
2. Савельев И.В. Курс общей физики. Т.1. Механика. Молекулярная физика / М.: Наука, 1987. – 432 с., ил.
3. Сивухин Д.В. Общий курс физики. Т.2. Термодинамика и молекулярная физика / М.: Наука, 1979. – 552 с.
4. Матвеев А.Н. Молекулярная физика / учебник для физич. спец. вузов. – Изд. 2-е, перераб. и дополн. – М.: Высшая школа, 1987. – 360 с.

Лабораторная работа № 15 РАСПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛ ГАЗА ПО ВЫСОТЕ

Цель работы

Экспериментально проверить Барометрическую формулу.

Краткое теоретическое введение

Согласно молекулярно-кинетической теории давление идеального газа p связано со средним значением кинетической энергии поступательного движения молекулы $\langle E_{кин} \rangle$ соотношением:

$$p = 2/3 n \langle E_{кин} \rangle, \quad (1)$$

где n – концентрация молекул газа, находящихся в объеме V .

Учитывая, что $\langle E_{кин} \rangle = \langle \frac{mv^2}{2} \rangle = \frac{m}{2} \langle v^2 \rangle$, (m – масса одной молекулы) находим, после подстановки сюда значения средней квадратичной скорости ($\sqrt{\langle v^2 \rangle} = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$) молекул:

$$\langle E_{кин} \rangle = 3/2 kT. \quad (2)$$

Формула (2) раскрывает физический смысл температуры T : абсолютная температура газа T есть мера интенсивности теплового движения его молекул.

С учетом (2) основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов (1) можно представить в виде:

$$p = 2/3 n \langle E_{кин} \rangle = nkT. \quad (3)$$

Легко видеть, что из уравнения (3) непосредственно следует уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева – Клапейрона):

$$p = nkT = \frac{NkT}{V} = \frac{mN_A kT}{MV} = \frac{mRT}{MV},$$

или

$$pV = \frac{m}{M} RT, \quad (4)$$

где m – масса газа, M – его молярная масса; $R = kN_A = 8,31 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль})$ – универсальная газовая постоянная, $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ – число Авогадро.

Барометрическая формула, или формула экспоненциальной атмосферы, известная еще со времен Лапласа, $n(x) = n_0 \cdot \exp(-mgh/kT)$, выражает концентрацию n изотермического ($T = T_0 = \text{const}$) идеального газа на некоторой высоте, где m – масса частиц газа, g – ускорение свободного падения

(ускорение гравитационного поля), k – постоянная Больцмана. Таким образом, силовое поле может иметь любую природу, лишь бы только оно было потенциальным. На практике достаточно знать зависимость концентрации от потенциальной энергии в силовом поле. В таком случае барометрическая формула принимает вид известного распределения Больцмана для газа с уравнением состояния $p=nkT$ и фиксированной температурой.

Рассмотрим вертикальный слой воздуха с основанием dS (рис.1)

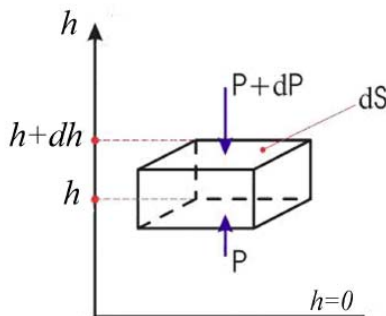


Рис. 1. К выводу барометрической формулы

Пусть у поверхности земли, где $h=0$, давление равно p_0 . Атмосферное давление p на высоте h обусловлено действием силы тяжести слоев воздуха, которые лежат выше. Давление на высоте $h+dh$ будет равно $p+dp$, причем, если $dh>0$, то $dp<0$, так как давление с увеличением высоты уменьшается.

Разность давлений p и $p+dp$ равна давлению газа, которое создает сила тяжести, действующая на газ, находящийся в объеме с площадью dS и высотой dh :

$$p - (p + dp) = \rho g dh,$$

или

$$- dp = \rho g dh . \tag{5}$$

В формуле (5) $\rho g dh$ – гидростатическое давление столба газа высотой dh .

Плотность газа равна произведению массы одной молекулы m на их число в единице объема, т.е. на концентрацию n :

$$\rho = mn. \tag{6}$$

Из уравнения (3) получим:

$$n = \frac{p}{kT} . \tag{7}$$

С учетом (6) и (7) получим:

$$\rho = \frac{mp}{kT}. \quad (8)$$

Учитывая (8), перепишем (5) в виде:

$$dp = -\frac{pmg}{kT} dh. \quad (9)$$

В (9) разделим переменные:

$$\frac{dp}{p} = -\frac{mg}{kT} dh. \quad (10)$$

Если считать, что на всех высотах температура одинаковая, то после интегрирования (10) получим:

$$\ln p = -\frac{mg}{kT} h + \ln C, \quad (11)$$

где C - постоянная интегрирования. Ее можно определить из граничных условий: если $h=0$, то $p=p_0$. С учетом этого из (11) получим: $C=p_0$. Тогда:

$$\ln p = -\frac{mg}{kT} h + \ln p_0.$$

Отсюда следует, что:

$$\ln \frac{p}{p_0} = -\frac{mgh}{kT}.$$

После потенцирования получим:

$$p = p_0 e^{-\frac{mgh}{kT}}. \quad (12)$$

С учетом того, что

$$m = \frac{M}{N_A}, N_A k = R,$$

получим:

$$p = p_0 e^{-\frac{Mgh}{N_A kT}} = p_0 e^{-\frac{Mgh}{RT}}. \quad (13)$$

Уравнения (12) и (13), выражающие закон изменения давления с высотой, называют барометрической формулой. Из этих уравнений видно, что давление уменьшается с высотой по экспоненциальному закону (рис.2).

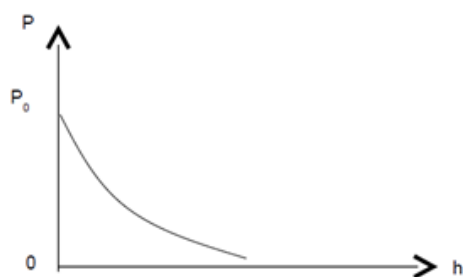


Рис. 2. Зависимость атмосферного давления от высоты

Барометрическая формула может быть получена из закона распределения молекул идеального газа по скоростям и координатам в потенциальном силовом поле. При этом должны выполняться два условия: постоянство температуры газа и однородность силового поля. Аналогичные условия могут выполняться и для мельчайших твёрдых частичек, взвешенных в жидкости или газе. Основываясь на этом, французский физик Ж. Перрен в 1908 году применил барометрическую формулу к распределению по высоте частичек эмульсии, что позволило ему непосредственно определить значение постоянной Больцмана.

Методика выполнения работы

1. Ознакомится с техникой безопасности.
 2. Собрать экспериментальную установку, как показано на рис. 3.
 3. Установить по уровню механический эквивалент температуры, обращая внимание на то, чтобы пузырьковый указатель уровня находился в центре.
 4. Установить счетчик числа шаров на высоту 160 мм.
 5. Убедиться в наличии шариков в механическом эквиваленте температуры (400 шариков, масса одного шарика 0,0123 г.).
 6. Включить в сеть механический эквивалент температуры.
 7. Включить стробоскоп 6 кнопкой 2 (рис. 5).
 8. Регулятором напряжения 3 (рис. 3) установить частоту 50 Гц. Направить луч стробоскопа на вибрационную пластину 5 (рис. 4) механического эквивалента температуры.
 9. Изменяя напряжение регулятором напряжения 3 (рис. 3), добиться того, чтобы частота вибрационной пластины составила 50 Гц.
- Если частота достигнута, то вибрационная пластина в лучах стробоскопа неподвижна.
10. Выключаем стробоскоп.
 11. Определяем число шаров, прошедших через луч счетчика в течение 30 сек. Для этого включаем одновременно секундомер и кнопку 2 (рис. 6) счетчика числа шаров.
 12. Показания на дисплее 1 (рис. 6) заносим в таблицу 1.
 13. Изменяя высоту счетчика числа шаров от 160 до 20 мм, с шагом равным 10 мм, определяем число шаров на каждой высоте, как описано в

пунктах 11 и 12. Повторить измерения три раза и найти среднее значение числа шаров.

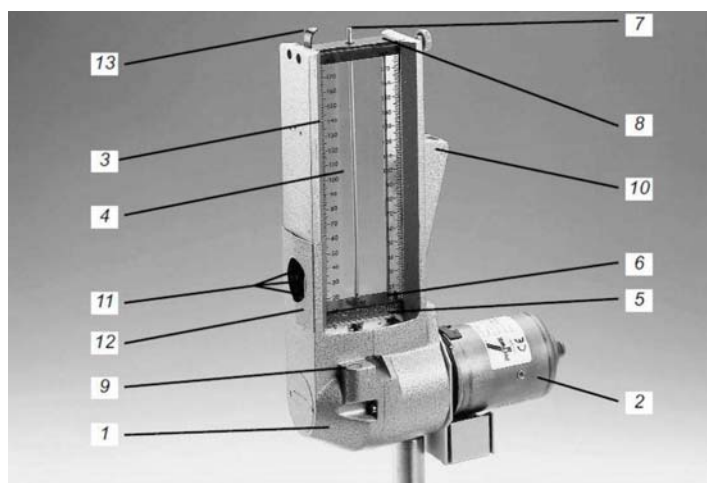
14. По полученным экспериментальным данным построить в полулогарифмических координатах график зависимости количества шаров от высоты.

15. Найти вид и константы функциональной зависимости количества шаров от высоты и сравнить их с барометрической формулой зависимости количества молекул от высоты над уровнем моря.



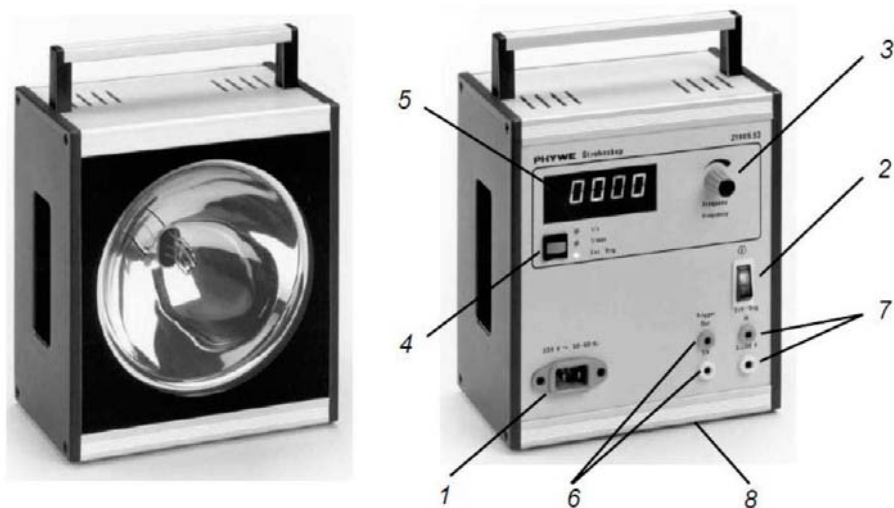
1 – механический эквивалент температуры; 2 – счетчик числа шаров; 3 – регулятор напряжения; 4 – стеклянные шары; 5 – цифровой секундомер; 6 – стробоскоп.

Рис. 3. Экспериментальная установка



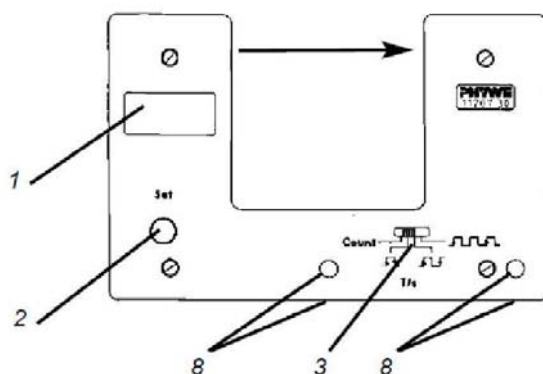
1 – корпус; 2 – электродвигатель; 3 – боковые стенки камеры; 4 – стеклянные стенки; 5 – вибрационная пластина; 6 – барьер; 7 – стержень для перемещения барьера; 8 – уплотнительная пластина; 9 – указатель уровня; 10 – кювета.

Рис. 4. Механический эквивалент температуры



1 – разъем для подключения кабеля питания; 2 – главный выключатель; 3 – регулятор частоты; 4 – переключатель (1/сек, 1/мин); 5 – цифровой дисплей; 6 – триггерный выход (может быть использован для синхронизации нескольких стробоскопов); 7 – вход триггера; 8 – отверстие с резьбой для фотографического штатива.

Рис. 5. Стробоскоп



1 – четырехзначный цифровой дисплей; 2 – кнопки набора; 3 – переключатель режима работы; 8 – резьбовые гнезда.

Рис. 6. Управляющие элементы счетчика числа шаров

Таблица 1

Результаты измерений

№ опыта	Высота h , мм	Число шаров			
		n_1	n_2	n_3	$\langle n \rangle$
1					
2					
3					
...					

Меры безопасности

Внимательно прочтите эту инструкцию полностью, перед эксплуатацией данной установки. Это необходимо для того, чтобы не повредить его, а также для безопасности пользователя.

Соблюдайте следующие меры предосторожности:

- использование данного устройства допускается только в жилых или профессиональных зонах (колледжи, университеты, лаборатории и т.д.);
- используйте инструмент для той цели, которой она была разработана;
- используйте в помещениях, в которых отсутствует риск взрыва;
- не подключать любые другие части оборудования, не указанные в приборе;
- при проведении эксперимента обеспечить выравнивание потенциалов, проводить эксперименты по проводящей заземленной поверхности;
- использовать экранированные кабели, исключить действие высокочастотных излучателей (радиоприемники, мобильные телефоны), в непосредственной близости;
- следует аккуратно производить подсчет шариков, так как их количество ограничено.

Перед началом работы убедиться, что все приборы подключены верно, при обнаружении не исправности прибора, сообщить дежурному преподавателю. Не производить измерения без разрешения преподавателя.

Контрольные вопросы

1. Основные положения МКТ.
2. Основное уравнение МКТ.
3. Вывод барометрической формулы.
4. Объяснить принцип работы установки.
5. Функции стробоскопа.

Литература

1. Кикоин А.К., Кикоин И.К. Молекулярная физика / М.: Наука, 1976. – 480 с.
2. Савельев И.В. Курс общей физики. Т.1. Механика. Молекулярная физика / М.: Наука, 1987. – 432 с., ил.
3. Сивухин Д.В. Общий курс физики. Т.2. Термодинамика и молекулярная физика / М.: Наука, 1979. – 552 с.
4. Матвеев А.Н. Молекулярная физика / учебник для физич. спец. вузов. – Изд. 2-е, перераб. и дополн. – М.: Высшая школа, 1987. – 360 с.

Лабораторная работа № 16
УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА.
ПРОВЕРКА ЗАКОНА ГЕЙ-ЛЮССАКА

Цель работы

Экспериментально проверить закон Гей-Люссака и определить из экспериментальных данных универсальную газовую постоянную R и коэффициент объемного расширения газа при постоянном давлении α .

Краткое теоретическое введение

Состояние системы задается **термодинамическими параметрами (параметрами состояния)** – совокупностью физических величин, характеризующих свойства термодинамической системы. Обычно в качестве параметров состояния выбирают температуру, давление и удельный объем.

Параметры состояния системы могут изменяться. Любое изменение в термодинамической системе, связанное с изменением хотя бы одного из ее термодинамических параметров, называется термодинамическим процессом. Макроскопическая система находится в **термодинамическом равновесии**, если ее состояние с течением времени не меняется (предполагается, что внешние условия рассматриваемой системы при этом не изменяются).

Параметры состояния не являются независимыми. Каждый из них является функцией двух других. Уравнение, связывающее все три величины – давление, объем и температуру газа для данной его массы, называется уравнением состояния и может быть в общем виде записано так:

$$f(p, V, T) = 0. \quad (1)$$

Это значит, что состояние газа определяется только двумя параметрами (например, давлением и объемом, давлением и температурой или объемом и температурой), третий параметр однозначно определяется двумя другими. Если уравнение состояния известно в явном виде, то любой параметр можно вычислить, зная два других.

Для изучения различных процессов в газах (и не только в газах) удобно пользоваться графическим представлением уравнения состояния в виде кривых зависимости одного из параметров от другого при заданном постоянном третьем. Состояние газа в такой диаграмме изображается точкой. Кривая же зависимости одного параметра от другого показывает изменение состояния, называемое процессом в газе.

Для идеальных газов уравнение состояния можно получить из основных уравнений кинетической теории:

$$p = \frac{2}{3} n \frac{m_0 \langle v^2 \rangle}{2} \quad (2)$$

и

$$\frac{m_0 \langle v^2 \rangle}{2} = \frac{3}{2} kT . \quad (3)$$

Подставив в уравнение (2) вместо средней кинетической энергии молекулы ее выражение из уравнения (3), получаем:

$$p = nkT . \quad (4)$$

Если в объеме V содержится N частиц, то $n = N/V$; подставив это выражение в (4), имеем:

$$pV = NkT . \quad (5)$$

Это уравнение, в которое входят все три параметра состояния, и является уравнением состояния идеальных газов.

Поскольку N непосредственно не измеряется для данной массы газа, необходимо придать уравнению более удобный вид. Для этого воспользуемся понятием моля.

Общее число молекул в ν молях газа равно $N = \nu N_A$, где N_A – число Авогадро. Поэтому уравнение (5) запишем в виде:

$$pV = \nu RT , \quad (6)$$

где $R = kN_A = 8,31441$ Дж/(моль·К) – универсальная газовая постоянная. Равенство (6) является уравнение состояния идеального газа и также называется уравнением Клапейрона-Менделеева. При $T = \text{const}$ получим уравнение Бойля-Мариотта, при $p = \text{const}$ – закон Гей-Люссака, при $V = \text{const}$ – закон Шарля.

Введя понятие молярного объема, уравнению (6) можно придать другой вид. **Молярным объемом** называется объем вещества, отнесенный к одному молю:

$$V_M = \frac{V}{\nu} .$$

Тогда можем записать:

$$pV_M = RT . \quad (7)$$

Во многих случаях целесообразно представить уравнение (6) с использованием значения массы газа в явном виде. Для этого запишем

$M = \frac{m}{\nu}$, где M – молярная масса, m – масса вещества. Тогда уравнение (6) примет вид

$$pV = \frac{m}{M} RT. \quad (8)$$

Основанием для присвоения уравнению (6) имен Б.П.Э. Клапейрона и Д.И. Менделеева послужили следующие обстоятельства. Сначала Клапейрон записал объединенный закон Бойля-Мариотта в виде $pV = A(267 + t)$, где A – постоянная для данной массы газа; t – температура по шкале Цельсия; 267 в этом уравнении появилось потому, что Клапейрон считал температурный коэффициент расширения газа не $\frac{1}{273}$, а $\frac{1}{267}$. Затем запись была усовершенствована Д.И. Менделеевым, который ввел молярную газовую постоянную и записал его в виде (8).

Из уравнения состояния идеальных газов (6) видно, что при одинаковых температурах и давлениях в равных объемах любого газа содержится одинаковое число молекул. Это утверждение, установленное в 1811 г., называется **законом Авогадро**.

Следовательно, моль любого газа при фиксированных температурах и давлениях занимает одинаковый объем. При нормальных условиях этот объем равен

$$V_M = \frac{RT}{p} = 22,41383 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}.$$

Молярный объем при условиях эксперимента можно определить следующим образом:

$$V = \frac{p_0 V_M T}{T_0 p},$$

где $p_0 = 101,325 \text{ кПа}$; $T_0 = 273,15 \text{ К}$, p и T – давление и температура опыта.

Количество вещества равно

$$\nu = \frac{V}{V_M}.$$

Пусть газ находится в условиях, когда постоянным сохраняется его давление p , но изменяется температура. Такие условия можно осуществить, если поместить газ в цилиндр, закрытый подвижным поршнем. В таком цилиндре изменение температуры вызывает перемещение поршня и изменение объема. Давление же остается постоянным.

Из уравнения состояния (6) видно, что в этом случае постоянным будет отношение объема газа к его температуре:

$$\frac{V}{T} = \frac{m R}{M T} = const . \quad (9)$$

Это уравнение, называемое уравнением изобары (процесс, происходящий при постоянном давлении, называется изобарическим), выражает **закон Гей-Люссака**.

Согласно закону Гей-Люссака для данной массы газа для двух произвольных состояний

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T} .$$

График изобары $V = f(T)$, как видно это из (9) и рис. 1, имеет вид прямой, исходящей из начала координат.

Если изменение объема происходит так, что давление газа при этом не меняется, то изменение объема при изменении температуры характеризуется **коэффициентом объемного расширения α** , который определяется как относительное изменение объема, вызывающее изменение температуры на единицу, т.е.

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{dV}{dT} \right)_{p,v} , \quad (10)$$

где dV – изменение объема газа, вызывающее изменение температуры на dT ; V – первоначальный объем (относительным изменением какой-либо величины и называется отношение изменения этой величины к ее первоначальному значению). Индексы p и v у производной показывают, что она берется при $p = const$ и $v = const$, где v – число молей газа.

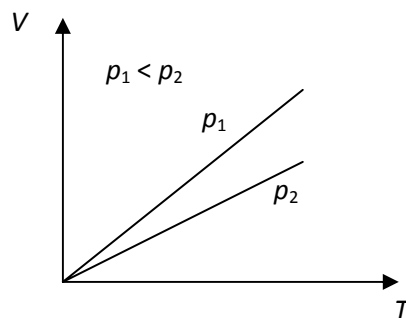


Рис.1. Зависимость объема V от температуры T при $p = const$ и $v = const$

Вычислим для идеального газа значение α . Из уравнения состояния (6) получаем:

$$d(pV) = Vdp + pdV = \nu R dT.$$

Отсюда следует, что $\left(\frac{dV}{dT}\right)_{p,\nu} = \frac{m}{M} \frac{R}{p}$, откуда

$$\alpha = \frac{1}{V} \left(\frac{dV}{dT}\right)_{p,\nu} = \frac{1}{T},$$

т.е. коэффициент объемного расширения идеального газа равен обратной величине абсолютной температуры. При 0°C , например, он равен $\frac{1}{273,15} \text{K}^{-1}$

($3,661 \cdot 10^{-3} \text{K}^{-1}$). Отношение $\left(\frac{dV}{dT}\right)_{p,\nu}$ определяет тангенс угла наклона функции $V = f(T)$.

Рассмотрим газ в условиях, когда его температура поддерживается постоянной (такие условия называются изотермическими). Если в уравнении состояния (6) положить $T = \text{const}$, то вся правая часть уравнения оказывается величиной постоянной, так что

$$pV = \text{const}. \quad (11)$$

Эта формула, которую называют уравнением изотермы, и выражает **закон Бойля-Мариотта**, согласно которому при постоянной температуре сжатие и расширение газа, т.е. изменение его объема, сопровождается таким изменением давления, что произведение давления на объем остается величиной постоянной. Графически зависимость p от V для различных температур изображена на рис. 2. Из формулы (11) видно, что эти кривые, называемые изотермами, представляют собой гиперболы.

Закон Бойля-Мариотта показывает, как изменяется давление газа с изменением его объема при постоянной температуре и при неизменной массе.

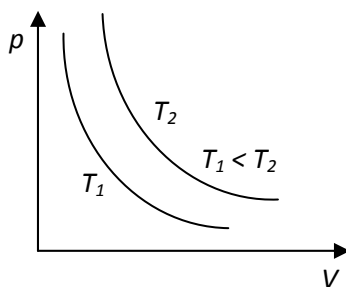


Рис. 2. Зависимость объема p от температуры V при $T = \text{const}$ и $\nu = \text{const}$

Из закона (11) вытекает, что для двух произвольных состояний газа справедливо равенство

$$p_1 V_1 = p_2 V_2.$$

Свойство газа, как и всякого другого тела, изменять давление при изменении объема называется **сжимаемостью**. Если изменение объема происходит так, что температура газа при этом не меняется, то сжимаемость характеризуется **изотермическим коэффициентом сжимаемости** χ , который определяется как относительное изменение объема, вызывающее изменение давления на единицу, т.е.

$$\chi = \frac{1}{V} \left(\frac{dV}{dp} \right)_{T,v}, \quad (12)$$

где dV – изменение объема газа, вызывающее изменение давления на величину dp . Индексы T и v у производной показывают, что она берется при $T = \text{const}$ и $v = \text{const}$.

Вычислим для идеального газа значение χ . Из уравнения состояния (8) получаем:

$$d(pV) = Vdp + pdV = 0, \quad \left(\frac{m}{M} RT = \text{const} \right).$$

Отсюда

$$\chi = \frac{1}{V} \left(\frac{dV}{dp} \right)_{T,v} = -\frac{1}{p}. \quad (13)$$

Знак минус указывает на то, что увеличение объема приводит к уменьшению давления. Отношение $\left(\frac{dV}{dp} \right)_{T,v}$ определяет тангенс угла наклона функции $V = f(p)$.

Изотермический коэффициент сжимаемости идеального газа равен обратной величине его давления и измеряется в СИ в единицах $\text{м}^2/\text{Н}$ (Па^{-1}). С ростом давления величина χ уменьшается, так как чем больше давление, тем меньше у газа возможностей для того, чтобы еще больше сжиматься.

Если газ находится в условиях, когда постоянным остается его объем (происходящие в таких условиях процессы называются изохорическими), то, как это видно из уравнения состояния газа (8), изменение давления газа при

изменении его температуры происходит так, что отношение p/T остается постоянным:

$$\frac{p}{T} = \frac{m}{M} \frac{R}{V} = \text{const}. \quad (14)$$

Это уравнение, называемое уравнением изохоры, выражает **закон Шарля**. График изобары $p = f(T)$, как видно это из (14) и рис. 3, имеет вид прямой, исходящей из начала координат.

Если изменение давления происходит так, что объем газа при этом не меняется, то изменение давления при изменении температуры характеризуется **термическим коэффициентом давления β** , который определяется как относительное изменение давления, вызывающее изменение температуры на единицу, т.е.

$$\beta = \frac{1}{p} \left(\frac{dp}{dT} \right)_{V,v}, \quad (15)$$

где dp – изменение давления газа, вызывающее изменением температуры на dT . Индексы V и v у производной показывают, что она берется при $V = \text{const}$ и $v = \text{const}$.

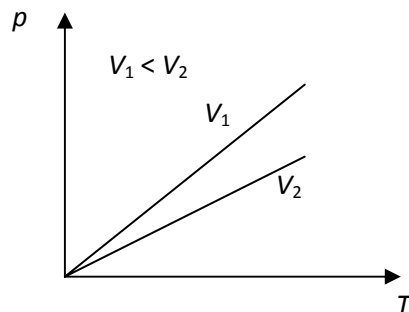


Рис. 3. Зависимость давления p от температуры T при $V = \text{const}$ и $v = \text{const}$

Вычислим для идеального газа значение β . Из уравнения состояния (6) получаем:

$$d(pV) = Vdp + pdV = \nu R dT.$$

Отсюда следует, что $\left(\frac{dp}{dT} \right)_{V,v} = \frac{m}{M} \frac{R}{V}$, откуда

$$\beta = \frac{1}{p} \left(\frac{dp}{dT} \right)_{V,v} = \frac{1}{T},$$

т.е. термический коэффициент давления газа равен обратной величине абсолютной температуры. При $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, например, он равен $1/273,15\text{ K}^{-1}$ ($3,661 \cdot 10^{-3}\text{ K}^{-1}$). Отношение $\left(\frac{dp}{dT}\right)_{V,\nu}$ определяет тангенс угла наклона функции $p = f(T)$.

Соотношения (9), (11) и (14) можно рассматривать как уравнения идеального газа соответственно при изобарическом, изотермическом и изохорическом процессах, когда из трех параметров газа изменяются два. Из опытных законов (любых двух) для идеальных газов вытекает объединенный газовый закон (уравнение Клапейрона):

$$\frac{pV}{T} = const, \text{ если } m = const, \quad (16)$$

откуда следует, что при переходе газа из одного состояния в другое, когда меняются все три его параметра, должно быть

$$\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}. \quad (17)$$

Методика выполнения работы

1. Ознакомиться с техникой безопасности.
2. Собрать экспериментальную установку, как показано на рис. 4.



1 – никель-хромовый датчик температуры; 2 - электронный коммутатор «Собра-3»; 3 - стеклянный кожух; 4 - электронагреватель; 5 - поршень газового шприца; 6 - магнитная мешалка

Рис. 4. Экспериментальная установка для изучения закона Гей-Люссака

Никель-хромовый датчик температуры 1 подключить через блок *Temp NiCr-Ni* к разъему *Module* электронного коммутатора «Cobra-3». Соединить персональный компьютер с электронным коммутатором «Cobra-3».

3. Измерить температуру и давление в комнате, определить объем газа в шприце.

4. Включить на две-три минуты электронасос, на рис. 4 не показан.

5. Включить персональный компьютер и электронный коммутатор «Cobra-3».

6. Запустить программу «Measure». Произвести настройку программы. Для этого необходимо выполнить следующие операции:

- зайдите во вкладку «Прибор» и выберите «Кобра 3-Идеальный газ» (рис. 5);

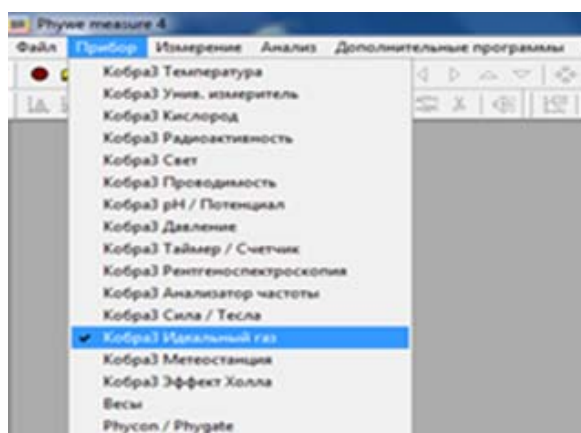


Рис. 5. Интерфейс программы «Measure»

- в появившемся окне установите необходимые параметры так, как показано на рис. 6. Во вкладке «Каналы» вместо **** в «Постоян. давлен.» поставьте текущее значение давления, равное комнатному в gPa , в «Начальный объем» вместо **** поставьте текущее значение, равное объему газа в шприце. Далее во вкладке «Начало/конец» выберете «получить значение нажатием клавиши».

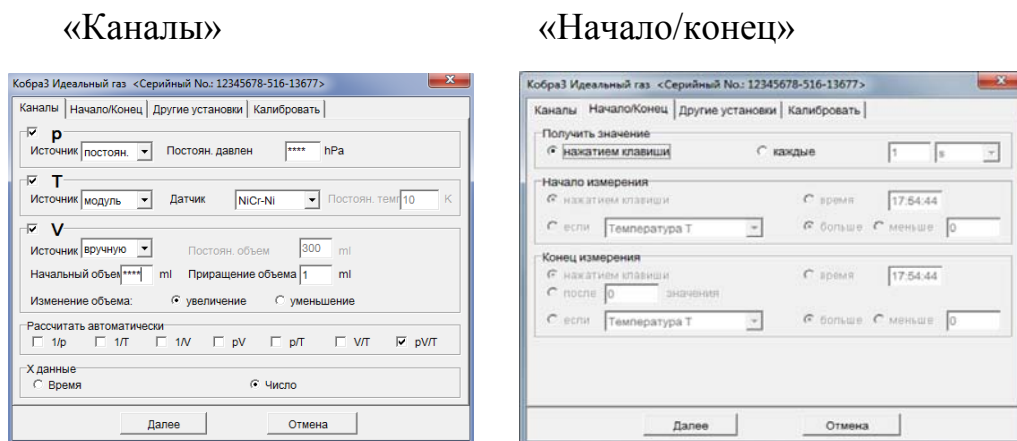


Рис. 6. Диалоговые окна для установки параметров измерения

Во вкладке «Другие установки» (рис. 7) выберете «Цифровой дисплей 1» для канала «Температура Т».

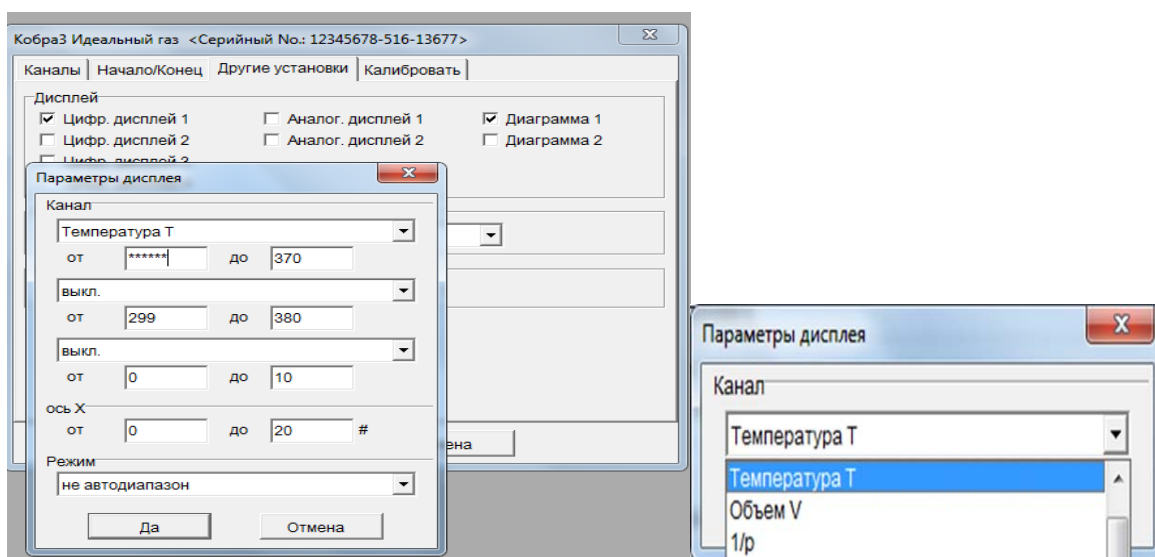


Рис. 7. Диалоговые окна для установки параметров измерительных каналов

При выборе «Диаграмма 1» в появившейся вкладке выставьте следующие параметры: «Канал» - «Температура Т», вместо **** поставьте текущее значение температуры в K .

Выберете вкладку «Калибровать», при этом появится диалоговое окно, показанное на рис. 8.

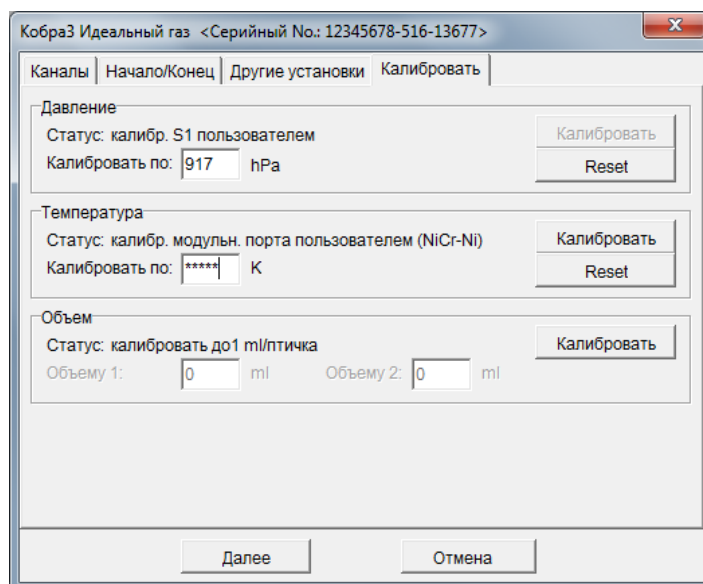


Рис. 8. Диалоговое окно вкладки «Калибровать»

Установите параметры калибровки: «Температура», «Калибровать по» вместо **** поставить текущее значение температуры в K и нажать кнопку «Калибровать» соответственно.

7. По окончании установок нажать кнопку «Далее». При правильных действиях появятся 3 активных окна, показанных на рис. 9.

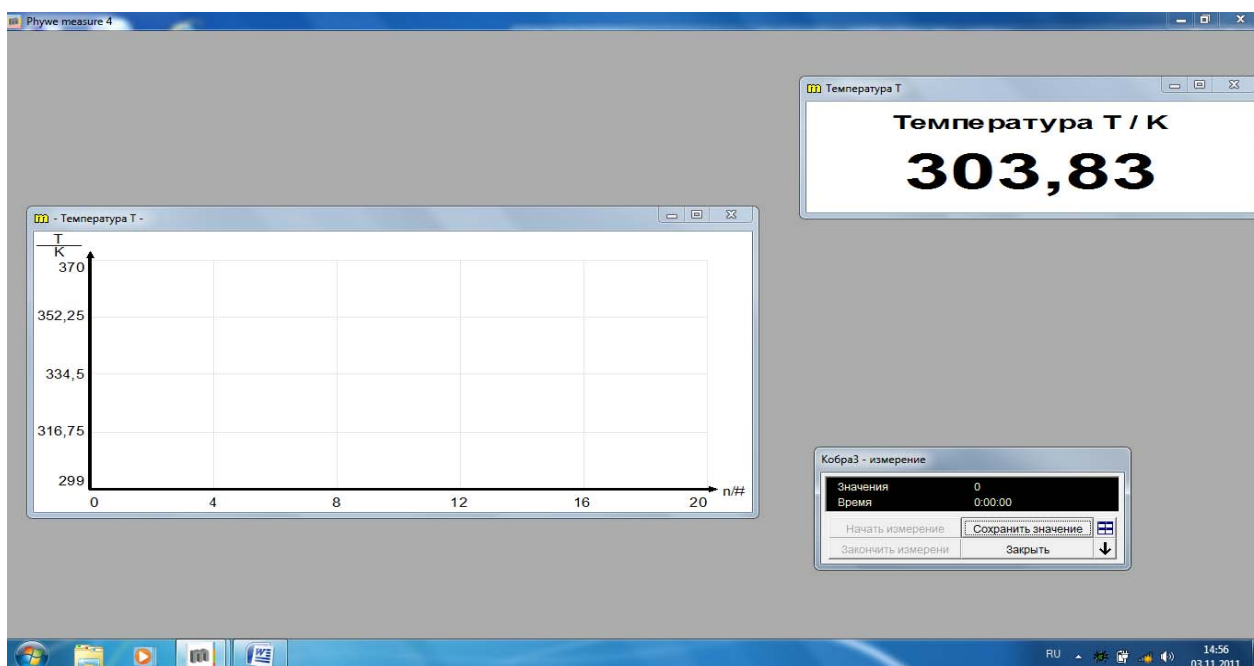
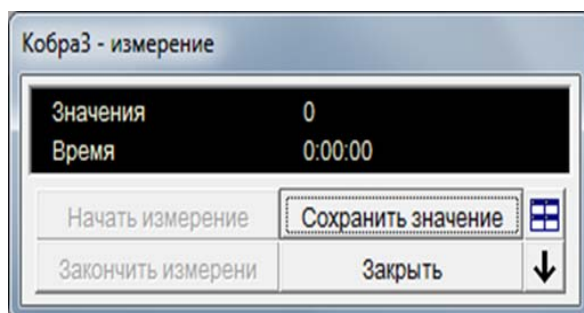


Рис. 9. Диалоговые окна, возникающие после установки параметров

8. В окне «Кобра 3 – измерение»



нажмите кнопку «Сохранить значение». При этом начнется отсчет времени исследования.

9. Включите электронагреватель 4 через регулятор мощности (на рис. 4 не показан) и установите на нем темп нагрева 5.

10. При изменении объема в газовом шприце на каждые 1 мл в окне «Кобра 3 – измерение» нажать кнопку «Сохранить значение». Во время эксперимента постоянно производить перемешивание воды в стеклянном кожухе 3 магнитной мешалкой 6 и прокручивать поршень газового шприца 5.

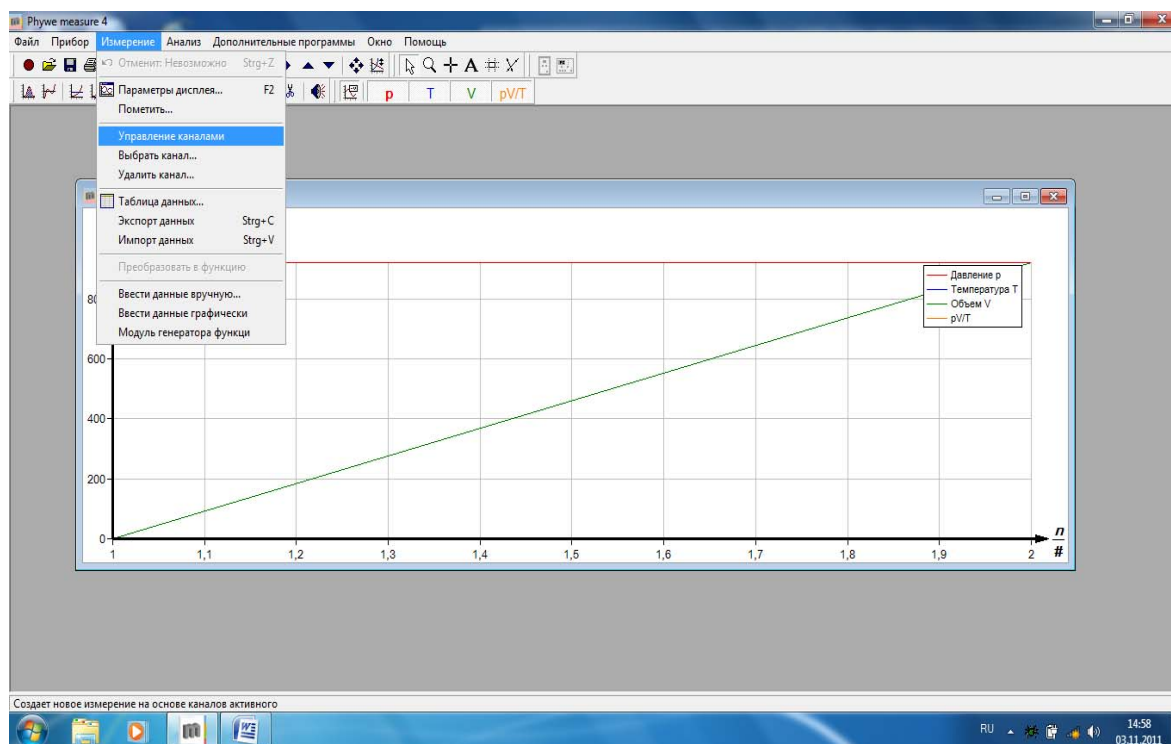
11. Исследования продолжать до достижения процесса кипения в стеклянном кожухе 3.

12. По окончании исследований в окне «Кобра 3 – измерение» нажать кнопку «Закреть». Отсчет времени прекратится.

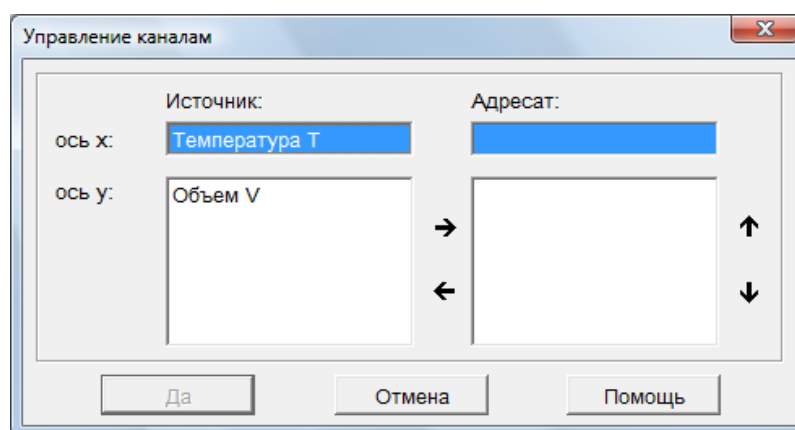
13. Включить на пять минут электронасос.

14. Темп нагрева установите на 0, выключить электронагреватель.

15. Зайдите в меню и во вкладке «Измерение» выберите «Управление каналами».



В появившемся окне «Управление каналами» установите следующие параметры: для «ось x» - «Объем V», для «ось y» - «Температура T». При этом используйте кнопки со стрелками.



16. При нажатии на кнопку «Да», появляется окно с графическим отображением результатов исследования.

17. Зайдите в меню и во вкладке «Измерение» выберите «Таблица данных». Появившуюся таблицу зафиксируйте в своем лабораторном журнале.

18. Выключите персональный компьютер и электронный коммутатор «Cobra-3».

19. По полученным экспериментальным данным постройте график зависимости изменения объема от изменения температуры. Экспериментальные данные обработайте методом наименьших квадратов и получите теоретическую зависимость $V = f(T)$. Определите количество вещества ν . Из полученной зависимости объема от температуры найти $\left(\frac{dV}{dT}\right)_{p,\nu}$, универсальную газовую постоянную R и коэффициент объемного расширения α .

Техника безопасности

1. Не прикасаться рукой к нагретому сосуду (кожуху), т.к. впоследствии вы можете получить ожог.

2. Включение нагревателя в сеть производить только через розетку с заземляющим контактом. Нагреватель должен устанавливаться на сухое рабочее место. Не допускается попадание воды внутрь нагревателя. Нельзя дотрагиваться до нагревателя рукой, когда будете проверять, нагрелся ли он.

3. **Запрещается:** работать с нагревателем при сломанной или демонтированной сетевой вилке; использовать электрические кабели с поврежденной изоляцией или плохим соединением; наступать на соединительные кабели или тянуть за них; оставлять работающий нагреватель без присмотра; касаться незащищенными частями тела неизолированных частей контактов силового кабеля, включенного в сеть нагревателя.

4. Не задевайте USB провод при подключении персонального компьютера к электронному коммутатору «Собра-3», потому что эксперимент может не удастся.

5. Не прикасайтесь к экрану и к тыльной стороне блоков компьютера и электронного коммутатора «Собра-3».

6. Не кладите на средства вычислительной техники и периферийное оборудование посторонние предметы.

Контрольные вопросы

1. Что такое термодинамические параметры? Какие термодинамические параметры Вам известны?

2. Какой физический смысл имеет уравнение состояния?

3. Выведите уравнение состояния.

4. Какой физический смысл имеет универсальная газовая постоянная?

5. Что понимается под молярным объемом?

6. Сформулируйте закон Авогадро. Каков физический смысл постоянной Авогадро?

7. Какими законами описываются изобарный, изохорный и изотермический процессы?

8. Как объяснить закон Бойля-Мариотта с точки зрения молекулярно-кинетической теории?

9. Построить графики изохорического процесса в координатах (p, T) , (p, V) и (V, T) .

10. Построить графики изобарического процесса в координатах (p, T) , (p, V) и (V, T) .

11. Построить графики изотермического процесса в координатах (p, T) , (p, V) и (V, T) .

12. Какой физический смысл имеет коэффициент объемного расширения?

13. Какой физический смысл имеет термический коэффициент давления?

14. Какой физический смысл имеет коэффициент изотермической сжимаемости?

Задания на УИРС

ПРОВЕРКА ЗАКОНОВ БОЙЛЯ-МАРИОТТА И ШАРЛЯ

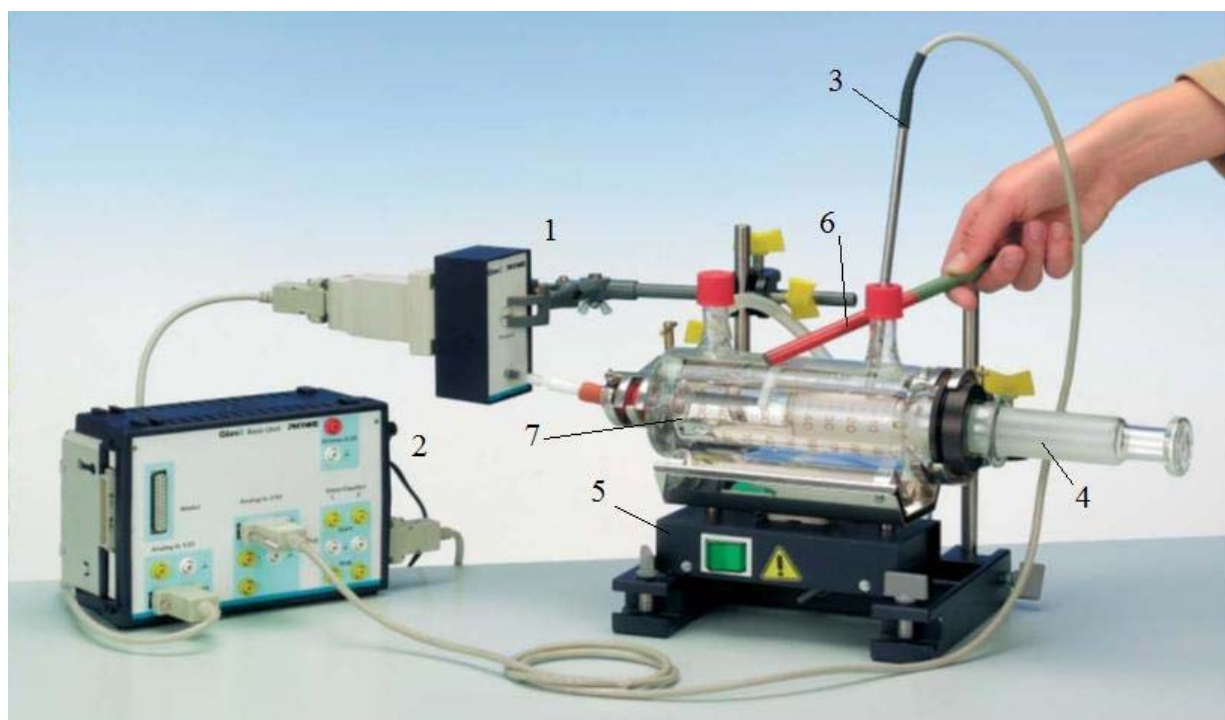
Цель УИРС

1. Экспериментально проверить закон Бойля-Мариотта и определить из экспериментальных данных универсальную газовую постоянную R и коэффициент изотермической сжимаемости χ .

2. Экспериментально проверить закон Шарля и определить из экспериментальных данных универсальную газовую постоянную R и термический коэффициент давления β .

Порядок выполнения УИРС 1

1. Собрать экспериментальную установку, как показано на рис. 10.



1 - датчик давления; 2 - электронный коммутатор «Cobra-3»; 3 - поршень газового шприца; 4 - полупроводниковый датчик температуры; 5 - электронагреватель; 6 - магнитная мешалка; 7 - стеклянный кожух.

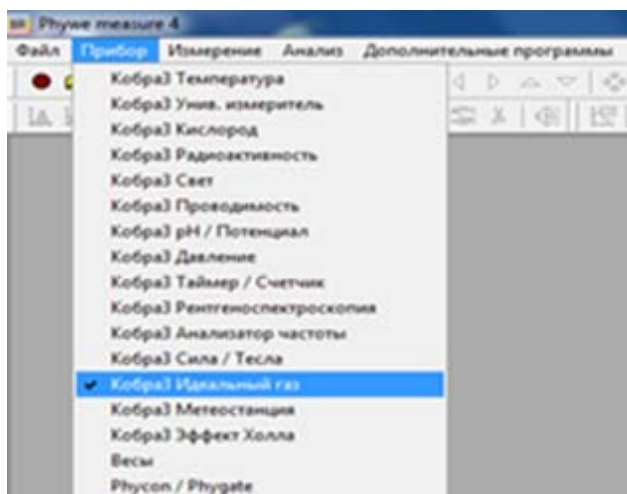
Рис. 10. Экспериментальная установка для изучения закона Бойля-Мариотта

Установите поршень 4 на отметке 50 мл. Датчик давления 1 подключить к разъему $S1$ электронного коммутатора «Cobra-3», полупроводниковый датчик температуры 3 – к разъему $S1$. Соединить персональный компьютер с электронным коммутатором «Cobra-3».

2. Включить персональный компьютер и электронный коммутатор «Cobra-3».

3. Запустите программу «Measure». Произведите настройку программы. Для этого выполните следующие операции:

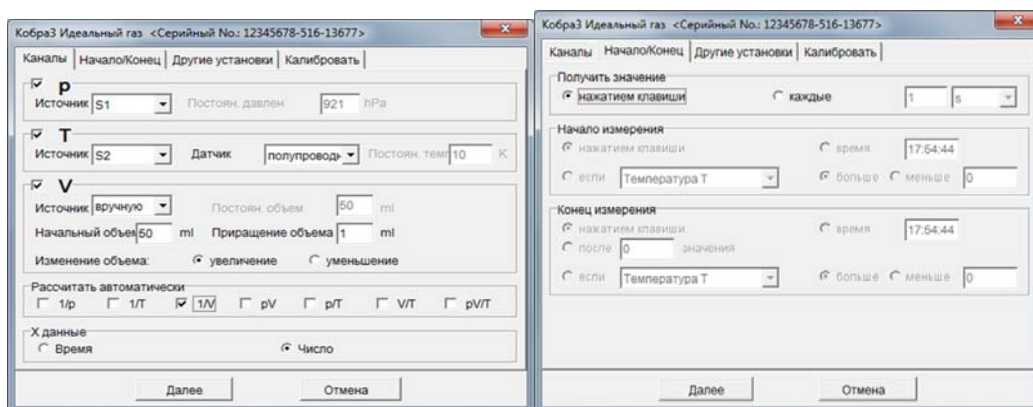
- зайдите в меню на вкладке «Прибор» и выберите «Кобра 3-Идеальный газ»;



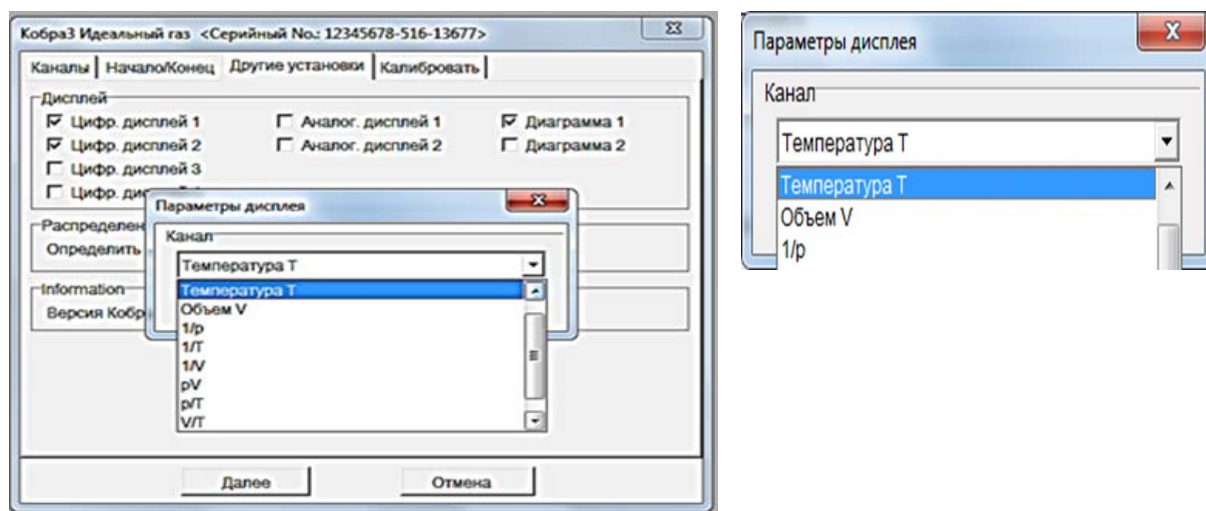
- в появившемся окне установите необходимые параметры во вкладках «Каналы» и «Начало/конец».

«Каналы»

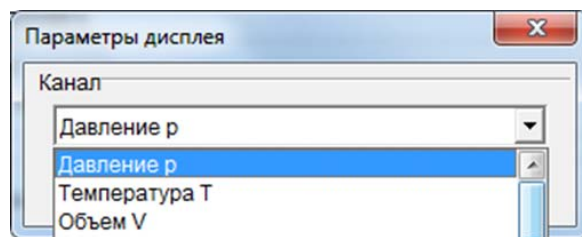
«Начало/конец»



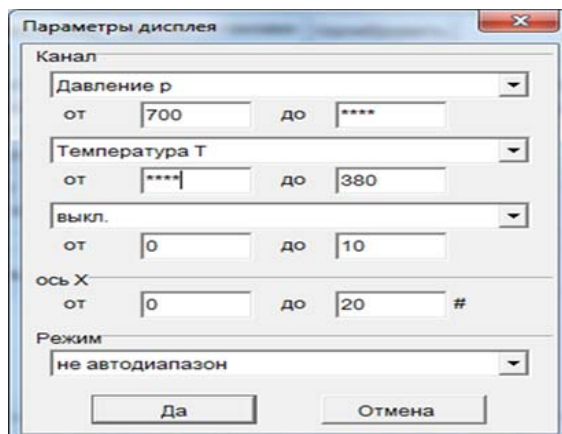
Во вкладке «Другие установки» выберите «Цифровой дисплей 1» для «Канала» «Температура T»



и «Цифровой дисплей 2» для «Канала» «Давление p».

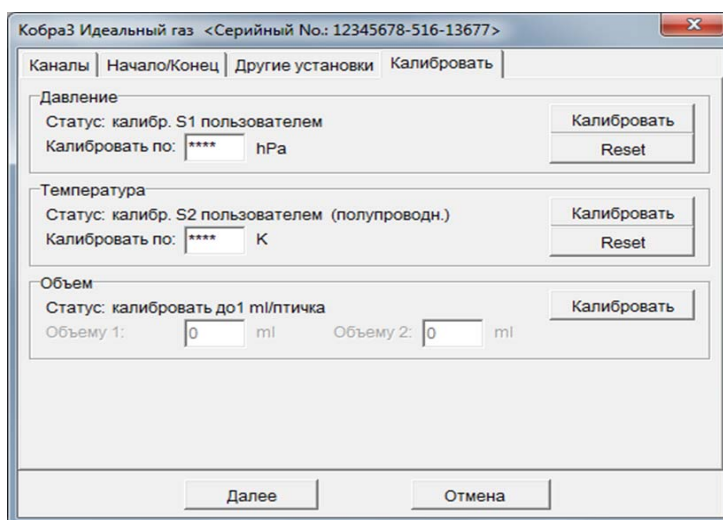


При выборе «Диаграмма 1» в появившейся вкладке



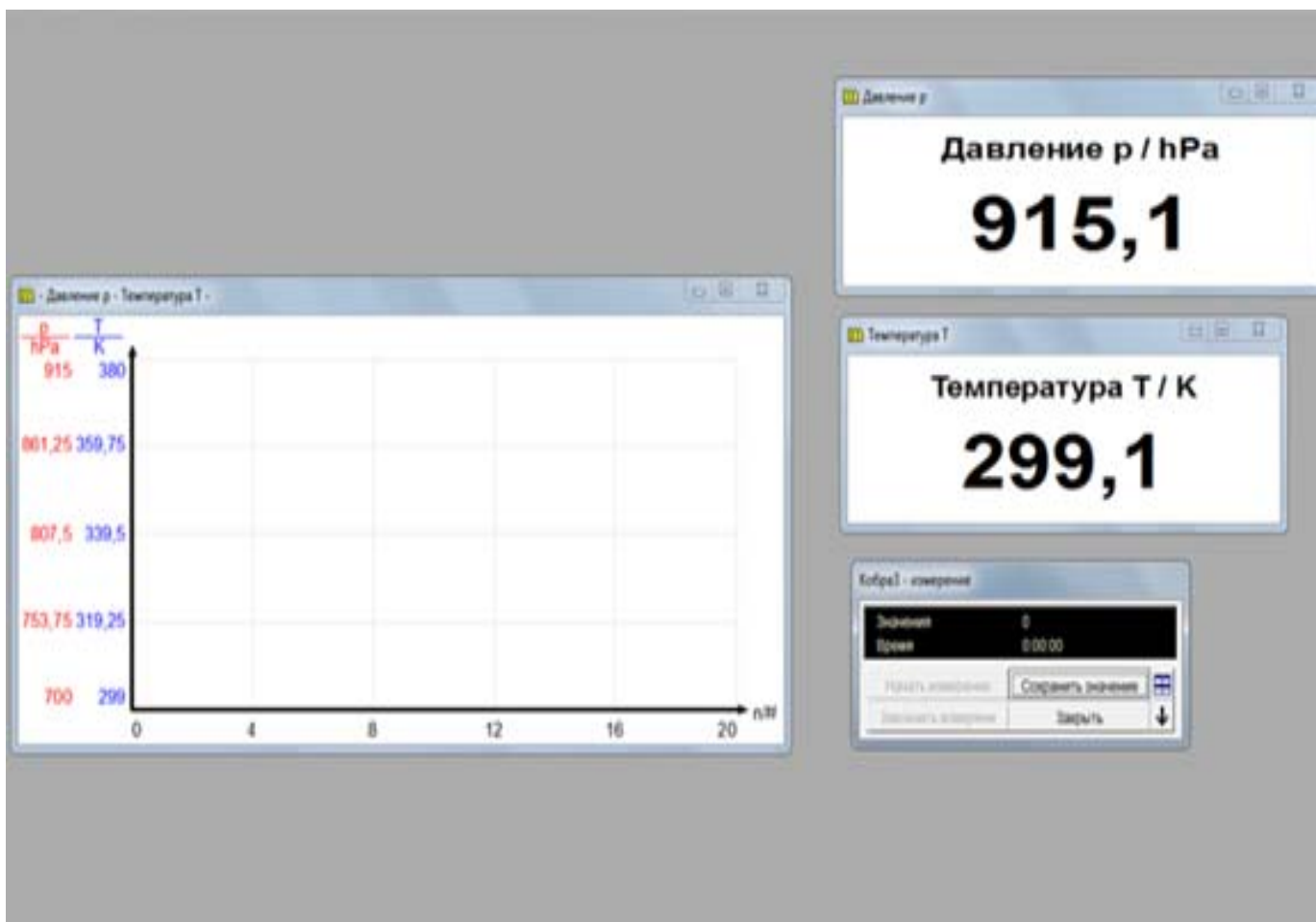
установите следующие параметры: для «Канал» «Давление p» и «Канал» «Температура T» вместо **** поставить текущие значения давления в $гПа$ и температуры в K .

Во вкладке «Калибровать»

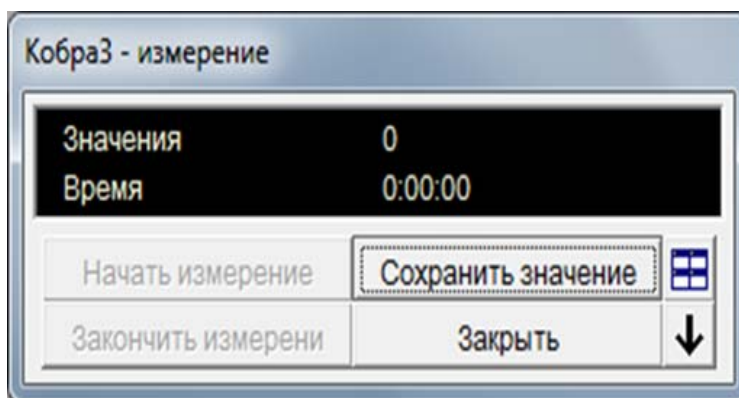


«Калибровать по» вместо **** поставить текущие значения давления в $гПа$ и температуры в K и нажать кнопку «Калибровать» соответственно.

4. По окончании установок нажать кнопку «Далее». При правильных действиях появятся 4 активных окна.



5. В окне «Кобра 3 – измерение»



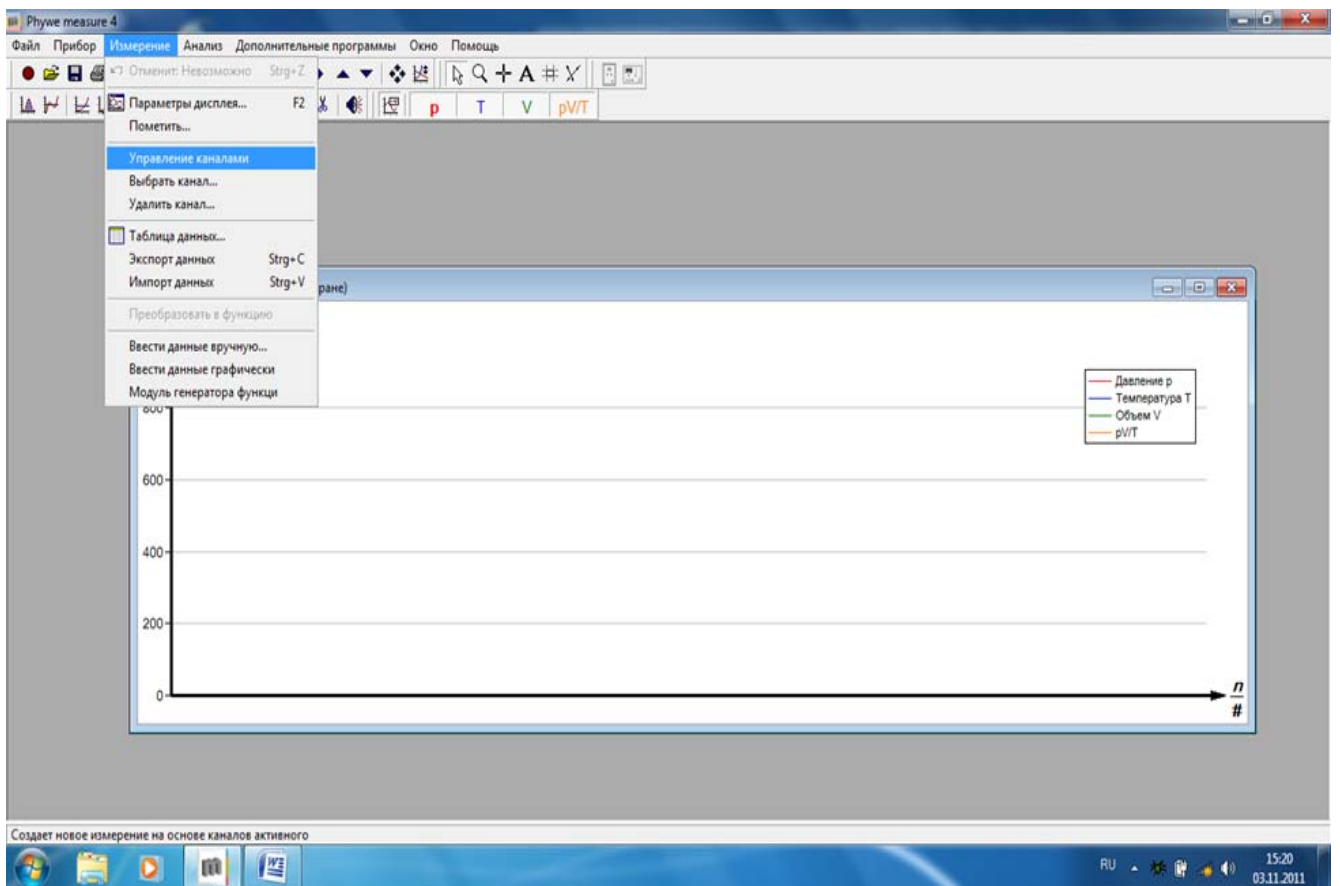
нажать кнопку «Сохранить значение». При этом начнется отсчет времени исследования.

6. Выдвигая, покручивая поршень 5 газового шприца на каждый 1 мл, в окне «Кобра 3 – измерение» нажимать кнопку «Сохранить значение».

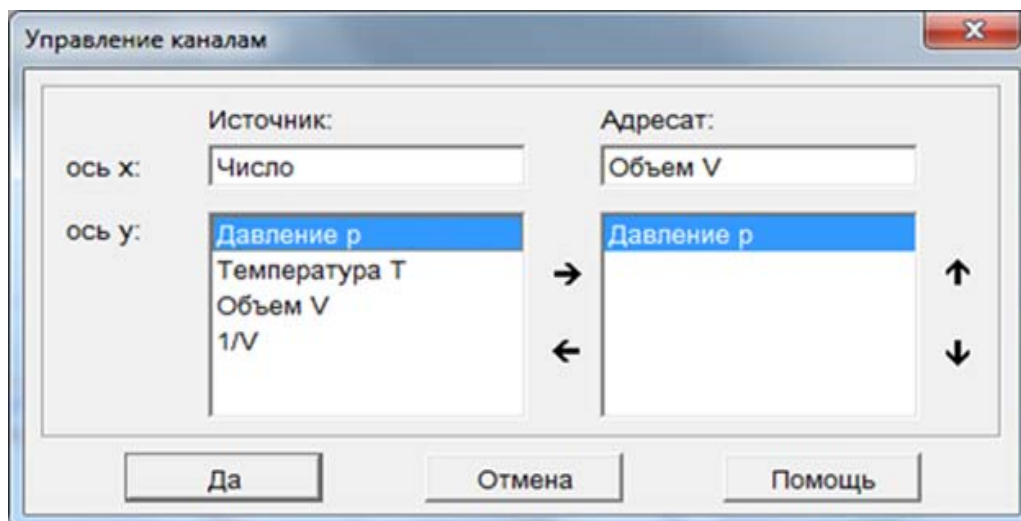
7. Исследования продолжать до достижения приращения объема в 20 мл.

8. По окончании исследований в окне «Кобра 3 – измерение» нажать кнопку «Закреть». Отсчет времени прекратиться.

9. Зайдите в меню вкладки «Измерение» и выберите «Управление каналами».



В появившемся окне «Управление каналами» установите следующие параметры:



или для значения «ось x» выберите параметр « $1/V$ ».

10. При нажатии на кнопку «Да», появляется окно с графическим отображением результатов исследования.

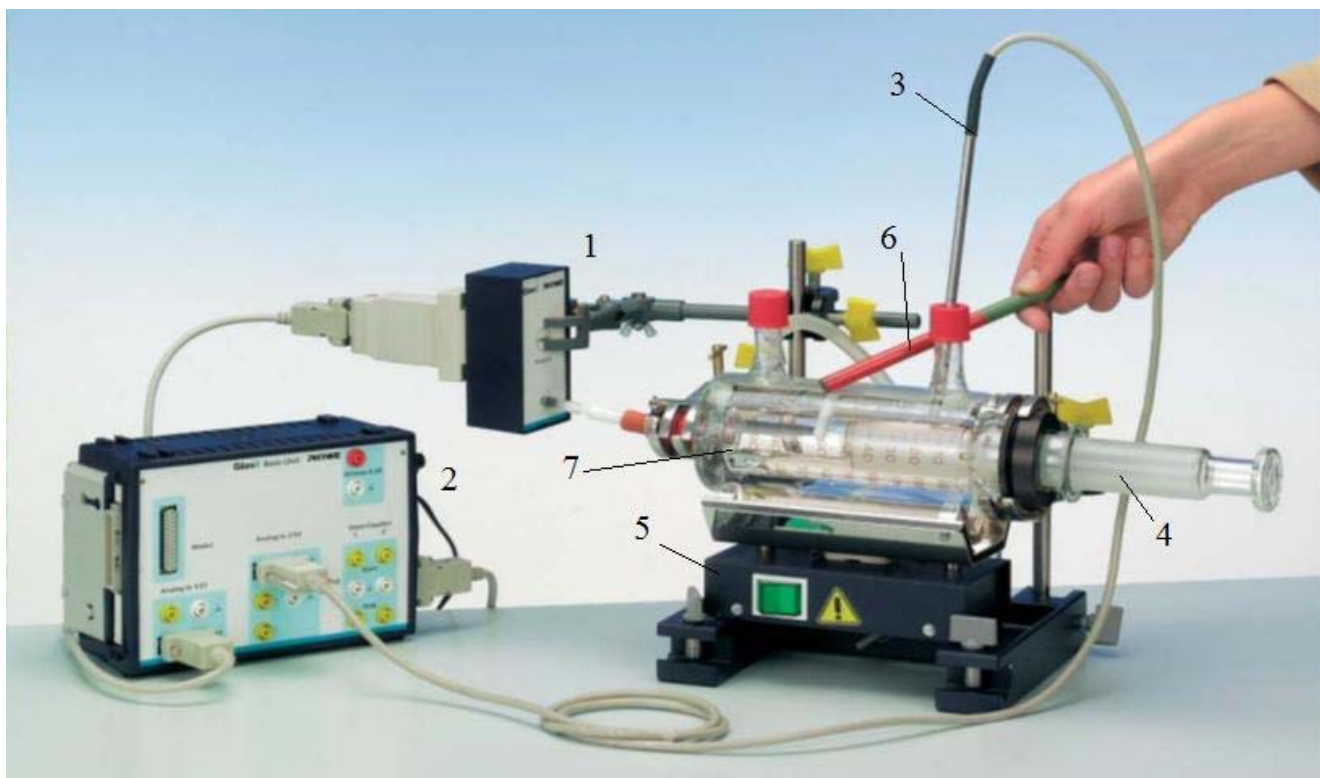
11. Зайдите в меню вкладки «Измерение» и выберите «Таблица данных». Появившуюся таблицу зафиксируйте в своем лабораторном журнале.

12. Выключите персональный компьютер и электронный коммутатор «Собра-3».

13. По полученным экспериментальным данным постройте график зависимости изменения давления от изменения объема. Экспериментальные данные обработайте методом наименьших квадратов и получите теоретическую зависимость $p = f(1/V)$. Определите количество вещества ν . Из полученной зависимости давления от обратной величины объема найти $\left(\frac{dV}{dp}\right)_{T,\nu}$, универсальную газовую постоянную R и коэффициент изотермической сжимаемости χ .

Порядок выполнения УИРС 2

1. Собрать экспериментальную установку, как показано на рис. 11.



1 - датчик давления; 2 - электронный коммутатор «Собра3»; 3 - поршень газового шприца; 4 - полупроводниковый датчик температуры; 5 - электронагреватель; 6 - магнитная мешалка; 7 - стеклянный кожух.

Рис. 11. Экспериментальная установка для изучения закона Шарля

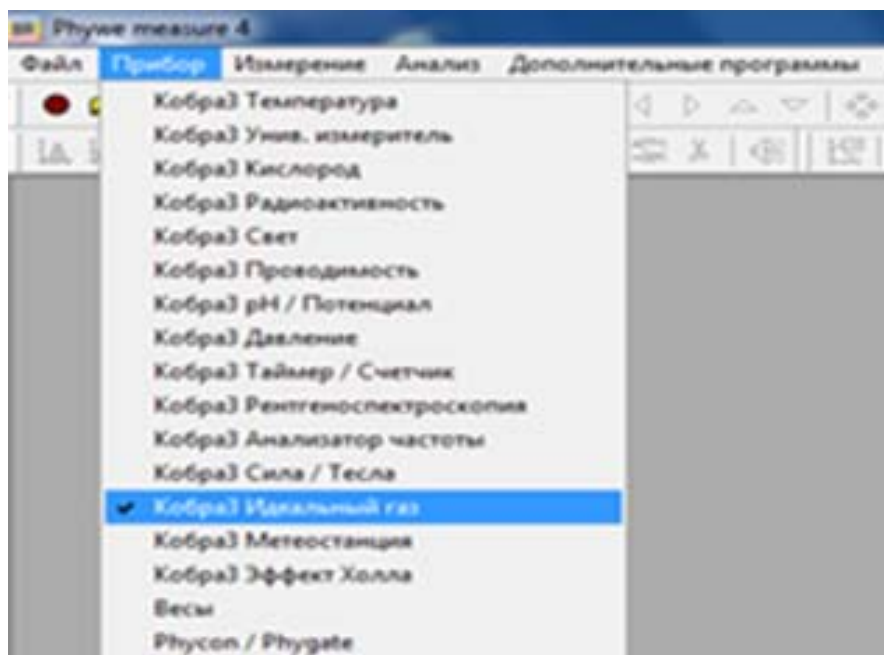
Установите поршень 4 на отметке 50 мл. Датчик давления 1 подключить к разьему $S1$ электронного коммутатора «Собра-3», полупроводниковый датчик температуры 3 – к разьему $S1$. Соединить персональный компьютер с электронным коммутатором «Собра-3».

2. Заполнить стеклянный кожух 7 водой, для этого включив электронасос (на рис. 11 не показан).

3. Включить персональный компьютер и электронный коммутатор «Cobra 3».

4. Запустить программу «Measure». Произвести настройку программы. Для этого необходимо выполнить следующие операции:

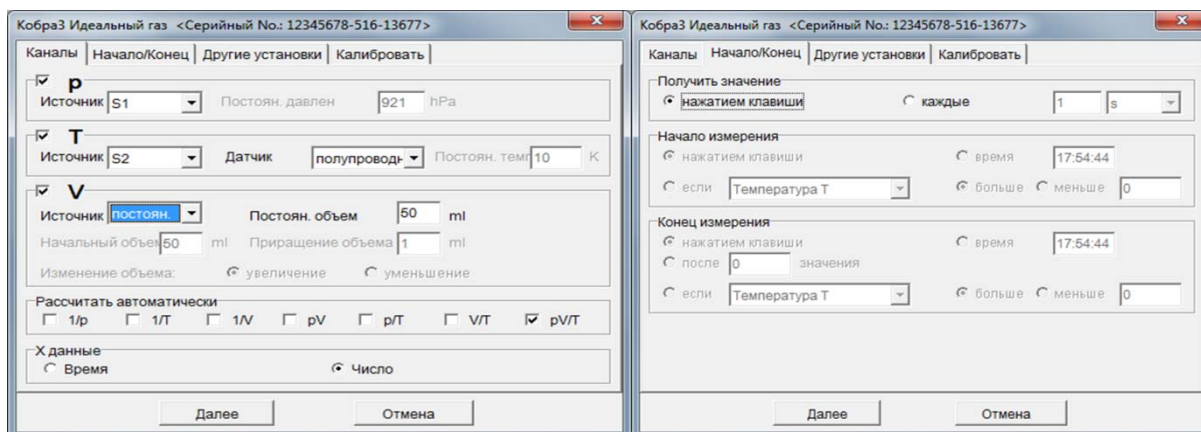
5. - зайдите в меню вкладки «Прибор» и выберите «Кобра 3-Идеальный газ»;



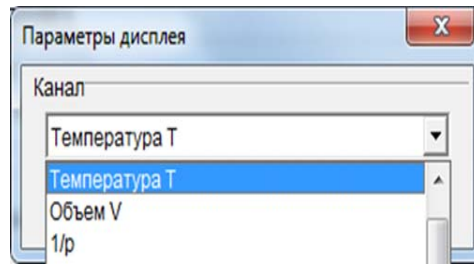
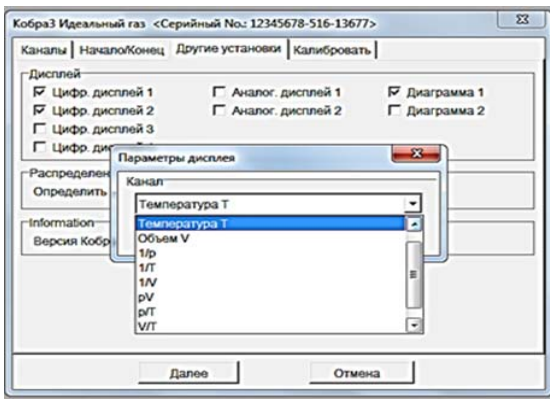
- в появившемся окне установите необходимые параметры во вкладках «Канала» и «Начало/конец».

«Каналы»

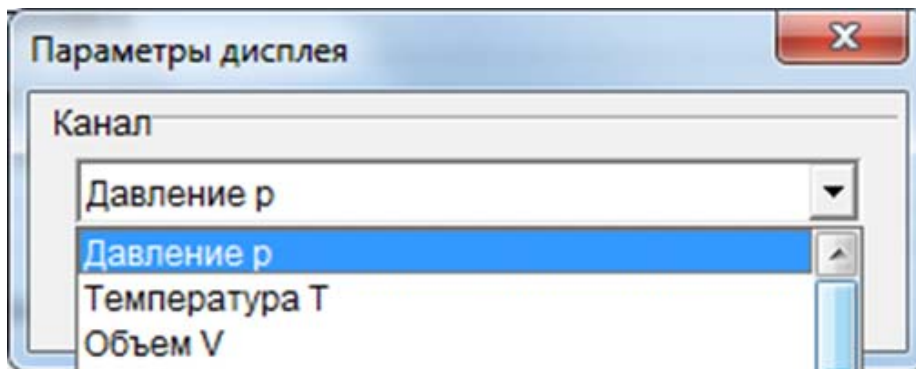
«Начало/конец»



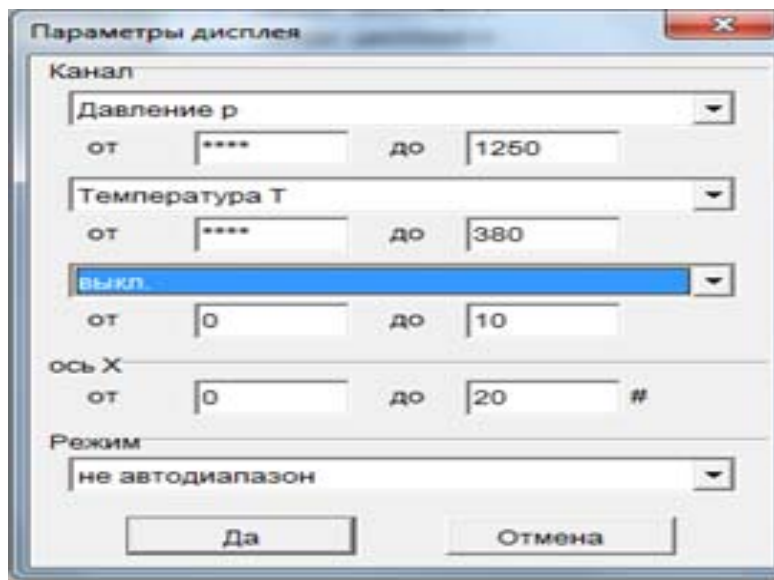
Во вкладке «Другие установки» выберите «Цифровой дисплей 1» для «Канала» «Температура Т»



и «Цифровой дисплей 2» для «Канала» «Давление p».

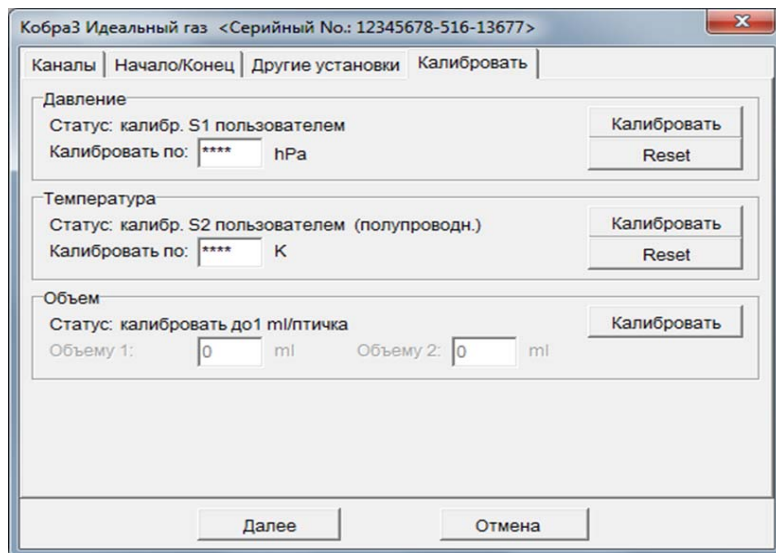


При выборе «Диаграмма 1» в появившейся вкладке



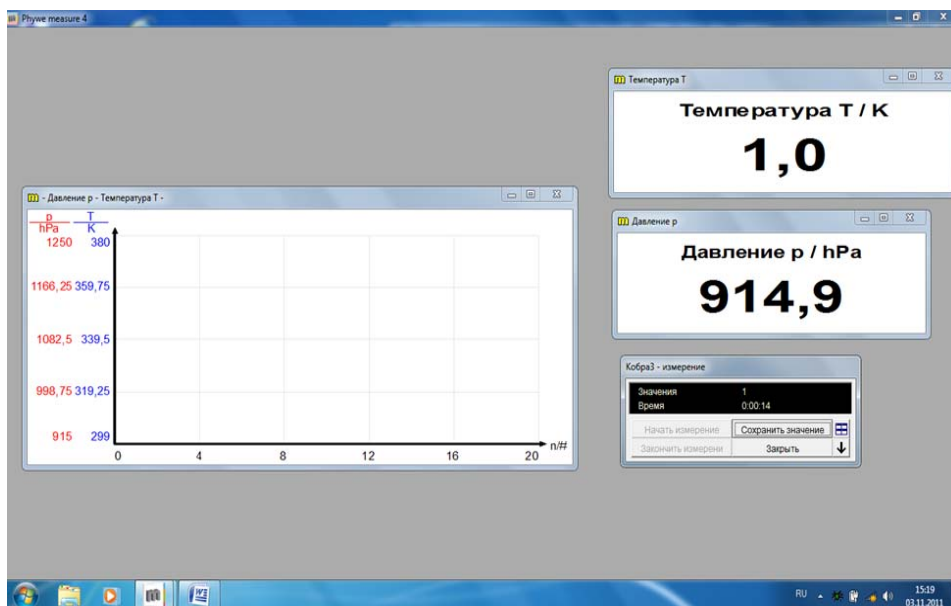
установите следующие параметры: для «Канал» «Давление p» и «Канал» «Температура T» вместо **** поставить текущие значения давления в $гПа$ и температуры в $К$.

Во вкладке «Калибровать»

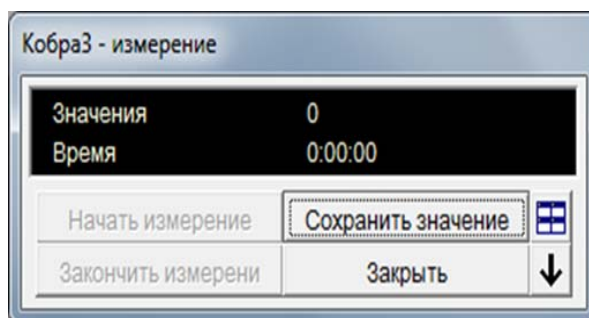


«Калибровать по» вместо **** поставить текущие значения давления в $гПа$ и температуры в $К$ и нажать кнопку «Калибровать» соответственно.

6. По окончании установок нажмите кнопку «Далее». При правильных действиях появятся 4 активных окна:



7. В окне «Кобра 3 – измерение»



нажмите кнопку «Сохранить значение». При этом начнется отсчет времени исследования.

8. Включить электронагреватель 5 через регулятор мощности, установив на нем темп нагрева 5.

9. При изменении температуры в окне «Температура Т» на каждые 5 К вдвинуть покручивая поршень 5 газового шприца до отметки 50 мл, в окне «Кобра 3 – измерение» нажать кнопку «Сохранить значение». Во время эксперимента постоянно производить перемешивание воды в стеклянном кожухе 7 магнитной мешалкой 6.

10. Отпустить поршень, покручивая его, при этом в окне «Давление р» показания будут первоначальными.

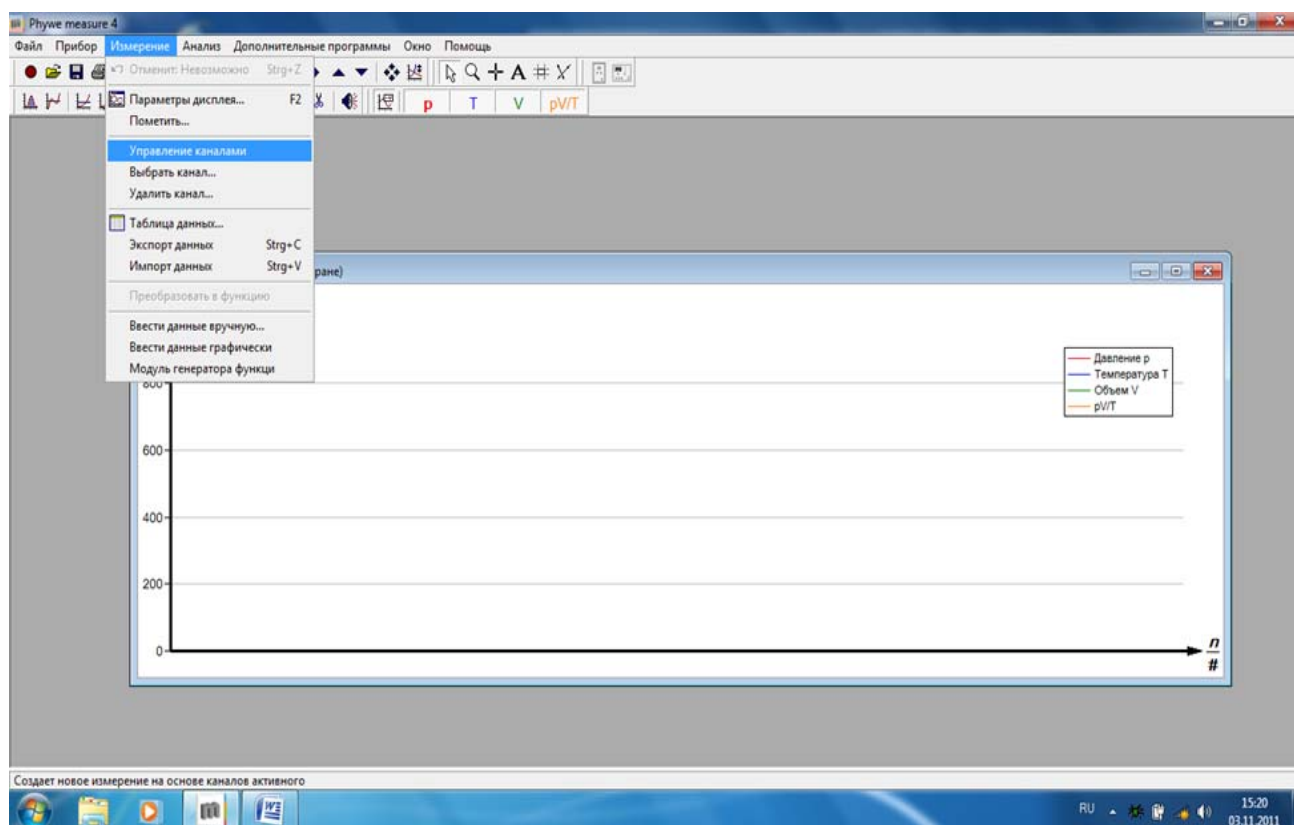
11. Исследования продолжать до достижения процесса кипения в стеклянном кожухе 7.

12. По окончании исследований в окне «Кобра 3 – измерение» нажать кнопку «Закрывать». Отсчет времени прекратится.

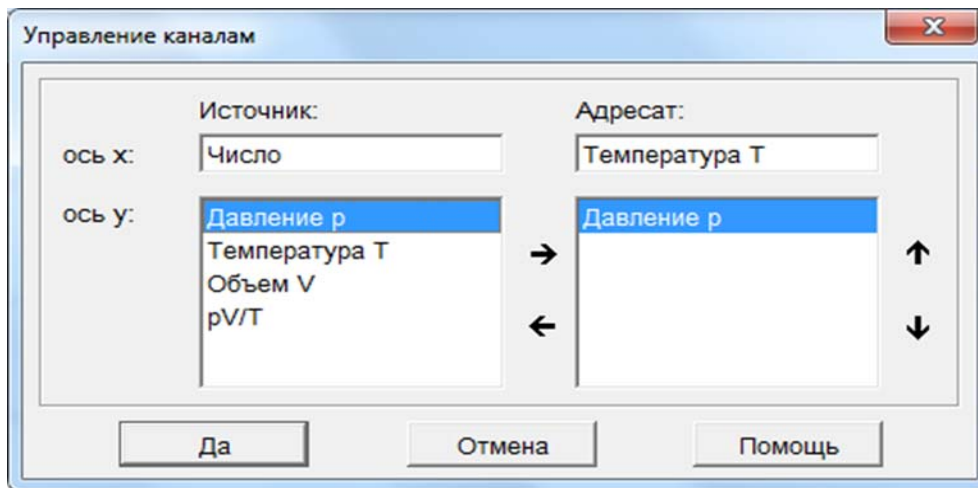
13. Включите на пять минут электронасос.

14. Темп нагрева установите на 0, выключите электронагреватель.

15. Зайдите в меню вкладки «Измерение» и выберите «Управление каналами».



В появившемся окне «Управление каналами» устанавливаем следующие параметры:



16. При нажатии на кнопку «Да», появляется окно с графическим отображением результатов исследования.

17. Зайдите в меню вкладки «Измерение» и выберите «Таблица данных». Появившуюся таблицу зафиксируйте в своем лабораторном журнале.

18. Выключите персональный компьютер и электронный коммутатор «Cobra-3».

19. По полученным экспериментальным данным постройте график зависимости изменения давления от изменения температуры. Экспериментальные данные обработайте методом наименьших квадратов и получите теоретическую зависимость $p = f(T)$. Определите количество вещества ν . Из полученной зависимости объема от температуры найти $\left(\frac{dp}{dT}\right)_{\nu, \nu}$, универсальную газовую постоянную R и термический коэффициент давления β .

Литература

1. Матвеев А. Н. Молекулярная физика: учебное пособие для студентов вузов / А. Н. Матвеев. – 3-е изд. – М.: ООО «Издательство Оникс: ООО «Издательство «Мир и Образование», 2006. – 360 с.

2. Кикоин А. К., Кикоин И. К. Молекулярная физика / А. К. Кикоин, И. К. Кикоин. – 2-е изд. – М.: Наука, 1976. – 480 с.

Трофимова Т. И. Курс физики: учебное пособие / Т. И. Трофимова. – 9-е изд., перераб. и доп. – М.: Академия, 2004. – 557 с.

Лабораторная работа № 17

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТОЧКИ КИПЕНИЯ РАСТВОРОВ

Цель работы:

1. Измерить увеличение точки кипения водного раствора в зависимости от его концентрации.
2. Исследовать соотношения между увеличением точки кипения и числом частиц.
3. Определить моляльность и молярную массу растворенного вещества.

Теоретическое введение

Кипение – процесс парообразования в жидкости (переход вещества из жидкого в газообразное состояние), с возникновением границ разделения фаз. Температура кипения при атмосферном давлении приводится обычно как одна из основных физико-химических характеристик химически чистого вещества.

Кипение является фазовым переходом первого рода. Кипение происходит гораздо более интенсивно, чем испарение с поверхности, из-за образования очагов парообразования, обусловленных как достигнутой температурой кипения, так и наличием примесей.

На процесс образования пузырьков можно влиять с помощью давления, звуковых волн, ионизации. В частности, именно на принципе вскипания микрообъемов жидкости от ионизации при прохождении заряженных частиц работает пузырьковая камера.

Фазовый переход – переход вещества из одной фазы в другую при изменении параметров состояния, характеризующих термодинамическое равновесие. Значение температуры, давления или какой-либо другой физической величины, при котором происходят фазовые переходы в однокомпонентной системе, называют температурой (давлением) перехода. Фазовый переход, при котором поглощается или выделяется некоторое количество теплоты, называется фазовым переходом первого рода.

Фаза – часть термодинамической системы, однородная по своим макроскопическим свойствам. Различные фазы отделены друг от друга физическими поверхностями раздела, которые, в отличие от геометрических поверхностей, имеют конечную толщину. Через физические поверхности раздела происходит обмен веществом между фазами. Для газообразного состояния понятия “фаза” и “агрегатное состояние” тождественны. Для жидкостей и кристаллических тел это не так. У жидких кристаллов две фазы – аморфная и жидкокристаллическая, жидкий He имеет две фазы – сверхтекучий He II и обычный He I.

Для твердых тел понятие “фаза” относится только к определенной кристаллической модификации.

Состояние вещества определяется физическими условиями, в которых оно находится, – главным образом, значением давления p и температуры T . В зависимости от этих условий вещество будет находиться в той или иной фазе.

Две (или три) фазы могут находиться в состоянии термодинамического равновесия, которое бывает устойчивым (стабильным), относительно устойчивым (метастабильным) и неустойчивым (лабильным).

Условия существования термодинамического равновесия между фазами:

1) $p_1 = p_2 = p$ – условие механического равновесия,

2) $T_1 = T_2 = T$ – условие термического равновесия,

3) $\mu_1 = \mu_2 = \mu$ – условие химического равновесия.

Здесь μ – химический потенциал или удельный потенциал Гиббса g .

$$\mu \equiv g = u + pv - Ts,$$

где u , v , s – удельные значения внутренней энергии, объема и энтропии.

В изобарно-изотермических условиях химическое равновесие может быть нарушено только за счёт диффузии.

Химический потенциал μ является термодинамической силой, связанной с переходом молекул из одной фазы в другую. Его можно определить как энергию, на которую изменяется любой из термодинамических потенциалов системы (U – внутренняя энергия, H – энтальпия, F – свободная энергия, G – термодинамический потенциал Гиббса) при добавлении к ней одной частицы i -ого сорта (при постоянстве всех остальных переменных, от которых зависит данный термодинамический потенциал):

$$\mu = \left(\frac{\partial U}{\partial N_i} \right)_{S, V, N_j} = \left(\frac{\partial H}{\partial N_i} \right)_{S, p, N_j} = \left(\frac{\partial F}{\partial N_i} \right)_{T, V, N_j} = \left(\frac{\partial G}{\partial N_i} \right)_{p, T, N_j}. \quad (1)$$

Условия фазового равновесия $T_1 = T_2$, $p_1 = p_2$ и $\mu_1 = \mu_2$ можно объединить в виде соотношения:

$$\mu_1(T, p) = \mu_2(T, p). \quad (2)$$

Из этого соотношения можно сделать следующие выводы:

1) при равновесии однокомпонентной двухфазной системы давление p и температура T связаны между собой, то есть перестают быть независимыми параметрами; график функции $p = f(T)$ – кривая фазового равновесия двухфазной системы;

2) условие равновесия (2) не зависит от масс отдельных фаз, оно справедливо при любом соотношении масс, включая предельные случаи, когда масса одной фазы полностью перешла в другую.

Процесс перехода одной фазы данного вещества в другую, осуществляемый при $T = const$ и $p = const$ до полного исчезновения этой фазы, называется равновесным фазовым переходом.

Так как в (2) конкретный вид функции $\mu(T, p)$ неизвестен, то уравнение кривой равновесия $p = f(T)$ также невозможно получить в явном виде. Однако дифференциальное уравнение кривой равновесия имеет гораздо более простой вид и связывает между собой легко измеряемые величины. Дифференцируя (2) и используя термодинамическое тождество: $T ds = du + p dv$, получим уравнение Клапейрона-Клаузиуса:

$$\frac{dp}{dT} = \frac{q_{12}}{T(\nu_2 - \nu_1)}, \quad (3)$$

которое связывает между собой давление и температуру на линии фазового перехода через q_{12} – удельную теплоту фазового перехода и удельные объемы первой – ν_1 и второй – ν_2 фазы. В этом случае температура T это температура фазового перехода.

Уравнение (3) справедливо для любых видов фазового равновесия в чистом веществе. После интегрирования оно дает связь между p и T в случае равновесия между фазами. Это интегрирование можно выполнить при некоторых упрощающих предположениях и получить в явном виде кривую фазового перехода. Совокупность кривых фазового перехода – фазовая диаграмма (см. рис.1).

Тройная точка – состояние, при котором три фазы однокомпонентного вещества находятся в динамическом равновесии; параметры тройной точки – давление и температура, физические константы вещества и находятся из эксперимента.

Критическая точка – состояние, при котором нет различия между жидкостью и ее насыщенным паром.

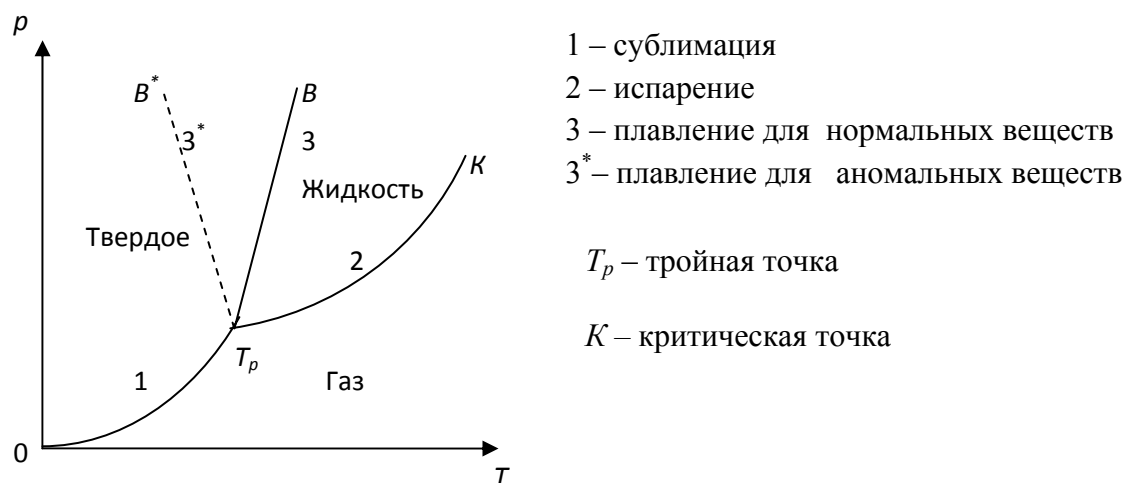


Рис. 1. Фазовая диаграмма

Для кривой плавления критическая точка не обнаружена, хотя для ряда веществ равновесие твёрдое тело – жидкость исследовалось до очень высоких давлений (Бриджмен – 425 тыс. атм).

Для нормальных веществ на линии всех фазовых переходов, в том числе и на линии плавления, $v_2 > v_1$, т.е. твёрдое тело тонет в собственном расплаве, поэтому должно быть: $\frac{dp}{dT} > 0$ (линия 3 на рис. 1).

Для аномальных веществ $v_2 < v_1$, т.е. твёрдое тело плавает в собственном расплаве, поэтому $\frac{dp}{dT} < 0$ (линия 3* на рис. 1).

Аномальные вещества – вода, чугун, висмут, германий, таллий.

Раствор – гомогенная (однородная) смесь, состоящая из частиц растворённого вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия. Также раствор — однофазная система переменного состава, состоящая из двух или более компонентов. Растворы – гомогенные (однородные) системы, то есть каждый из компонентов распределён в массе другого в виде молекул, атомов или ионов.

Растворитель – компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора. В случае же растворов, образующихся при смешении газа с газом, жидкости с жидкостью, твёрдого вещества с твёрдым, растворителем считается компонент, количество которого в растворе преобладает.

Образование того или иного типа раствора обуславливается интенсивностью межмолекулярного, межатомного, межйонного или другого вида взаимодействия, то есть теми же силами, которые определяют возникновение того или иного агрегатного состояния. Отличия: образование

раствора зависит от характера и интенсивности взаимодействия частиц разных веществ.

Растворы бывают газовыми, жидкими и твёрдыми.

В данной работе исследуется жидкий раствор, растворителем которого является вода, а растворенным веществом выступает поваренная соль или другое вещество, которое химически не взаимодействует с растворителем.

Законы Рауля – количественные зависимости, связывающие концентрацию раствора или с давлением насыщенного пара растворителя над раствором, или с изменением температуры кипения раствора.

Первый закон Рауля гласит: относительное понижение парциального давления пара растворителя – A над разбавленным бинарным раствором равно молярной доле растворенного вещества x_B :

$$\frac{(p_A^0 - p_A)}{p_A^0} = x_B, \quad (4)$$

где p_A – парциальное давление растворителя, p_A^0 – давление насыщенного пара чистого растворителя. Соответственно для молярной доли растворителя x_A можно записать:

$$\frac{p_A}{p_A^0} = x_A. \quad (5)$$

Если пар над раствором нельзя считать идеальным газом, давления p_A^0 и p_A заменяют на фугитивности f_A и f_A^0 :

$$\frac{(f_A^0 - f_A)}{f_A^0} = x_B, \quad \frac{f_A}{f_A^0} = x_A. \quad (6)$$

Фугитивность данного газа или компонента газовой смеси – это такая функция давления, температуры и концентрации каждого из компонентов смеси, подстановка которой вместо давления (для смеси парциального давления) в термодинамическое уравнение для идеального газа делает их справедливыми и для реального газа при рассматриваемых условиях. Хотя этот прием является формально-математическим, он продуктивен, т.к. применение более сложных уравнений состояния реальных газов, во-первых, связано со значительными вычислительными трудностями и, во-вторых, не может

обеспечить необходимую точность, поскольку любое уравнение состояния реального газа справедливо лишь в определённом интервале термодинамических параметров.

Растворы, для которых закон Рауля выполняется во всем интервале концентраций для обоих компонентов, называются идеальными. Для идеального раствора термодинамическая активность компонента A равна его молярной доле x_A , а химический потенциал компонента, по определению, равен:

$$\mu_A = \mu_A^0 + RT \ln(x_A), \quad (7)$$

где R – универсальная газовая постоянная, μ_A^0 – химический потенциал для нормальных условий.

Используя определение химического потенциала через термодинамический потенциал Гиббса G , выражение (1), уравнение (7) можно представить в виде:

$$G_A = G_A^0 + RT \ln(x_A). \quad (8)$$

Используя выражение для энтальпии

$$H = G - T \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_p,$$

получим:

$$\frac{d(G/T)}{dT} = -\frac{H}{T^2} \quad \text{при } p = \text{const}. \quad (9)$$

Дифференцируя (8), можно получить:

$$\frac{H_A - H_A^0}{RT^2} = \frac{\Delta H}{RT^2} = \frac{d \ln(x_A)}{dT}, \quad (10)$$

интегрирование (10) дает

$$-\ln(x_A) = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{1}{T_H} - \frac{1}{T_K} \right) = \frac{\Delta H}{R} \left(\frac{T_K - T_H}{T_K T_H} \right) = -\ln(1 - x_B),$$

или

$$\frac{\Delta H \cdot \Delta T}{RT_n T_k} = x_B + \frac{1}{2} x_B^2 + \frac{1}{3} x_B^3 + \dots, \quad (11)$$

где ΔH – изменение энтальпии при изменении температуры.

Если концентрация растворенного вещества x_B мала и небольшое различие между начальной T_n и конечной T_k температурой, то уравнение (11) можно представить

$$\Delta T = \frac{RT_n^2}{\Delta H} x_B. \quad (12)$$

Выражая концентрацию растворенного вещества через массы растворителя и растворенного вещества (m_A и m_B) и их молярные массы (M_A и M_B) изменение температуры можно представить в виде:

$$\Delta T = \frac{RT_n^2}{\Delta H} \frac{m_B M_A}{m_A M_B}. \quad (13)$$

Если мы знаем вид растворителя и растворяемого вещества, то как видно из уравнений (13), мы можем в эксперименте исследовать изменение температуры фазового перехода в зависимости от отношения масс растворителя и растворенного вещества. Это возможно если концентрация растворенного вещества мала и при этом происходит незначительное изменение температуры фазового перехода, например при кипении.

Проведем дальнейшие преобразования уравнения (13), вводя понятие моляльность.

Моляльность – количество молей растворенного вещества, приходящееся на 1 кг растворителя, измеряется в $\frac{\text{моль}}{\text{кг}}$. Моляльность в отличие молярности не зависит от объема раствора, и в этом главное преимущество моляльности над молярностью. **Молярная концентрация (молярность)** – количество растворённого вещества (число молей) в единице объёма раствора. Молярная концентрация в системе СИ измеряется в $\frac{\text{моль}}{\text{м}^3}$, однако на практике её

гораздо чаще выражают в $\frac{\text{моль}}{\text{л}}$. У разбавленного водного раствора молярность и моляльность будут почти равны. Это потому, что 1000 г воды примерно соответствует 1 л (объем зависит от температуры), а добавление к 1000 г воды незначительного количества вещества почти не влияет на объем получившегося раствора. Однако в случае концентрированных растворов, когда добавление вещества к 1 л воды приводит к увеличению объема раствора, или когда физические условия (температура, давление) существенно влияют на объем раствора, молярность и моляльность будут отличаться.

$$\Delta T = \frac{RT_n^2}{\Delta H} \frac{m_B M_A}{m_A M_B} = \frac{RT_n^2}{\Delta H} \frac{M_A}{M_B} \frac{m_B}{m_A}. \quad (14)$$

Отношение $\frac{M_A}{M_B} \frac{m_B}{m_A}$ можно считать равным $\frac{m_{\text{в-ва}}}{1000}$, где $m_{\text{в-ва}}$ – моляльность,

то есть количество растворенного вещества в 1000 г растворителя.

$$\Delta T = \frac{RT_n^2 M_A}{\Delta H} \frac{m_{\text{в-ва}}}{1000} = K_{\text{эб}} m_{\text{в-ва}}. \quad (15)$$

где $K_{\text{эб}}$ – эбуллиоскопическая константа, характеризующая растворитель. Для воды $K_{\text{эб}} = 0,515 \cdot 10^{-3} \frac{\text{К} \cdot \text{кг}}{\text{моль}}$.

Выражение (15) было экспериментально получено Франсуа Раулем и называется вторым законом Рауля.

Второй закон Рауля – повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения растворителя, а равно и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с растворителем характеризуется постоянной величиной для растворителя прямо пропорциональной моляльности раствора.

При определении относительной молярной массы растворенного вещества необходимо учитывать тот факт, что число свободных молекул растворенного вещества n_B соответствует числу свободных частиц. Если, однако, n_B молекул диссоциирует в z мельчайших частицах раствора, тогда количество молекул, действительно присутствующих в нем становится равным

$$n = n_B (1 + (z - 1)\alpha), \quad (16)$$

где α – степень диссоциации. Для поваренной соли $\alpha = 1, z=2$.

При определенных условиях определение молярной массы растворенного вещества с использованием эбуллиоскопической константы невозможно. В этом случае определяется кажущаяся молярная масса растворенного вещества M_s , которая связана с M_B следующим соотношением:

$$M_s = \frac{M_B}{1 + \alpha(z - 1)}. \quad (13)$$

(17)

Методика выполнения работы

1. Включить электронные весы и выставить их по уровню.
2. Взвесить мерный стакан. Взвесить внутреннюю колбу 2, рис. 2. Данные занести в таблицу 1.

Таблица 1

Масса мерного стакана, г	Масса стакана +внутренней колбы, г	Масса стакана +внутренней колбы +40 мл воды, г	Масса внутренней колбы +оставшейся жидкости, г

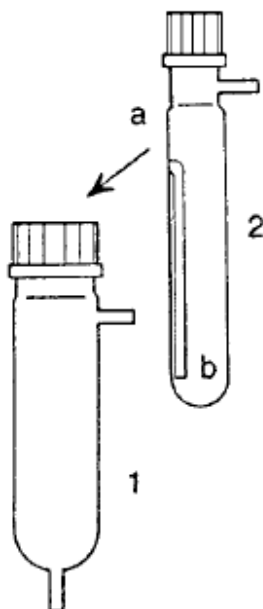


Рис. 2. Внутренняя и внешняя колбы

3. Во внутреннюю колбу налить 40 мл воды. Взвесить.

4. Внутреннюю и внешнюю колбы 5 поставить в установку (рис. 3), подсоединить шланг 3, вставить датчик температуры 4, включить нагреватель 1 через регулятор напряжения 6. Установить темп нагрева равным 10 делениям.



5.

Рис. 3. Фотография установки

6. Включить прибор для измерения температуры 8.

7. Взвесить 5 кювет. Данные занести в таблицу 2.

8. Тщательно размельчить исследуемое вещество (поваренную соль – NaCl) в муку в ступке 1, рис. 4.

9. Засыпать исследуемое вещество в пресс 2 на 2/3 (примерно 0,7 г). Сделать таблетку следующим образом: взять большой цилиндр 3, вставить в отверстие и сильно сжать в устройстве 5, затем убрать малый цилиндр 4. Надавливая на большой цилиндр, выложить получившуюся таблетку в кювету.

10. Определить массу таблетки. Данные занести в таблицу 2.

11. Процедуру 7-9 повторить еще 4 раза.

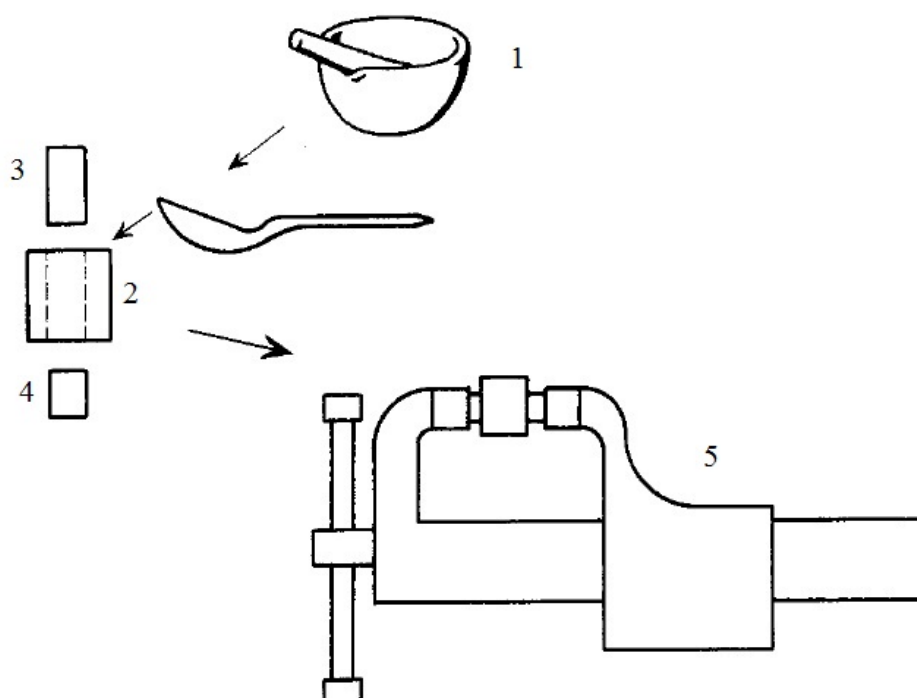


Рис. 4. Изготовление таблетки

Таблица 2

Результаты исследований

№	Масса кюветы, г	Масса кювета+вещество, г	Масса вещества, г	Табло 1	Табло 2
0					
1					
2					
3					
4					
5					

12. После того, как вода во внешней колбе закипела, закрыть зажим 7. Темп нагрева 6 изменить на 5 делений. Во внутренней колбе температура начинает расти.

13. Как только рост температуры прекратится, нажать set на 2-м табло прибора измерения температуры 8 (рис. 3).

14. Вынуть датчик температуры и высыпать туда первую таблетку, быстро вставить датчик температуры, при этом происходит понижение температуры во внутренней колбе. Во время данной операции нужно следить, чтобы колбы не соприкасались друг с другом.

~~15.~~ Подождать, пока рост температуры прекратится. Записать показания прибора измерения температуры 8 в таблицу 2.

~~16.~~ Процедуру с 13 по 14 повторить ещё 4 раза для других таблеток.

~~17.~~ По завершении исследований открыть зажим 7. Кипение во внутренней колбе прекратится.

~~18.~~ Темп нагрева установить 0. Выключить нагреватель 1 и прибор измерения температуры 8.

~~19.~~ Отсоединить датчик температуры 4 от установки, отсоединить резиновый шланг 3 от внутренней колбы.

~~20.~~ Снять внутреннюю колбу, вытереть снаружи её насухо. Взвесить вместе с оставшейся жидкостью. Данные занести в таблицу 1.

~~21.~~ Выключить электронные весы, промыть внутреннюю колбу, поставить ее в установку, подсоединить шланг, вставить датчик температуры.

~~22.~~ По полученным экспериментальным данным построить график зависимости изменения температуры кипения раствора от отношения массы растворенного вещества (поваренная соль) к растворителю (вода).

~~23.~~ Найти молярность и кажущуюся молярную массу растворенного вещества.

Техника безопасности

1. Необходимо соблюдать технику безопасности при обращении с высокой температурой, хрупкой посудой, а также при работе с электричеством.

2. Не приступайте к выполнению работы без разрешения преподавателя.

3. Будьте внимательны и дисциплинированы, точно следуйте методике выполнения работы.

4. При работе с приборами из стекла соблюдайте особую осторожность. Проверьте целостность стеклянной посуды, не ставьте её на край стола. Если все же произошла «авария», осколки стекла нельзя стряхивать со стола руками, сметайте их щёткой. Обратитесь за помощью к преподавателю или лаборанту.

5. Для того, чтобы уменьшить теплообмен с окружающей средой, проследите за тем, чтобы вблизи установки все окна были закрыты. Также, следите за тем, чтобы внутренняя колба не задевала внешнюю колбу, во время кипения.

6. В процессе извлечения датчика температуры одной рукой держите датчик температуры, другой рукой держите его за стекло, а не за крышку, так как она никак не закреплена и может соскользнуть.

7. При извлечении внутренней колбы для взвешивания держать ее необходимо за стеклянную часть.

8. Обратите внимание на то, что измерительные весы являются достаточно чувствительным прибором, поэтому не допускайте попадания на прибор посторонних тел.

Контрольные вопросы

1. Процесс парообразования, испарения и кипения.
2. Фазовый переход и фазовая диаграмма.
3. Термодинамическое равновесие между фазами.
4. Закон Клайперона-Клаузиса.
5. Растворитель и растворенное вещество. Концентрация растворов.
6. Законы Рауля.

Литература

1. Кикоин И. К., Кикоин А. К. Молекулярная физика / учеб. Пособие. – СПб.: М. Краснодар: Лань, 2008. – 480 с.
2. Исаченко В. П., Осипова В. А., Сукомел А. С. Теплопередача: учебник для вузов. – Изд. 3-е, перераб. и доп. – М.: Энергия, 1975. – 488 с.
3. Михеев М. А., Михеева И. М. Основы теплопередачи. М.: Энергия, 1973. – 320 с.
4. Корзун И.Н., Поярков И.В. Физика реального газа и жидкости. – Алматы: Қазақ университеті, 2007. – 164 с.
5. Чечулин В. Л., Мазунин С. А. О плоскостности координат точек моно- и нонвариантных равновесий в 4-х и более компонентных водно-солевых системах // Известия высших учебных заведений: Химия и химическая технология. – 2010. – Т. 53, №. 3. – с. 152-154.

Лабораторная работа № 18

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОЕМКОСТИ ВОЗДУХА ПРИ ПОСТОЯННОМ ДАВЛЕНИИ И ПОСТОЯННОМ ОБЪЕМЕ

Цель работы

Определить молярные теплоемкости воздуха при постоянном объеме C_V и при постоянном давлении C_p .

Краткое теоретическое введение

Важной характеристикой термодинамической системы является ее **внутренняя энергия U** – энергия хаотического (теплового) движения микрочастиц системы (молекул, атомов, электронов, ядер и т.д.) и энергии взаимодействия этих частиц. Из этого определения следует, что к внутренней энергии не относятся кинетическая энергия движения системы как целого и потенциальная энергия системы во внешних полях.

Внутренняя энергия – однозначная функция термодинамического состояния системы, т.е. в каждом состоянии система обладает вполне определенной внутренней энергией (она не зависит от того, как система пришла в данное состояние). Это означает, что при переходе системы из одного состояния в другое изменение внутренней энергии определяется только разностью значений внутренней энергии этих состояний и не зависит от пути перехода.

Число степеней свободы – это число независимых переменных (координат), полностью определяющих положение системы в пространстве. Молекулу одноатомного газа рассматривают как материальную точку, которой приписывают три степени свободы поступательного движения (рис. 1, а). При этом энергию вращательного движения можно не учитывать.

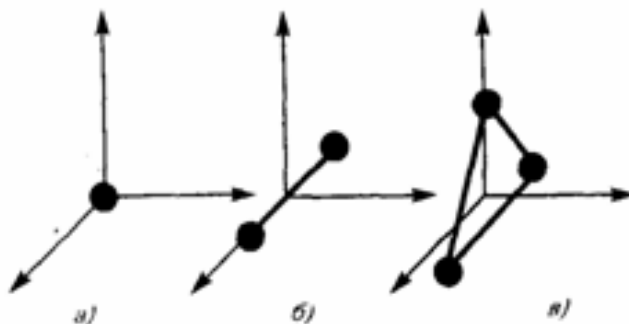


Рис. 1. Конфигурация молекул в пространстве

В механике молекула двухатомного газа в первом приближении считается совокупностью двух материальных точек, которые жестко связаны недеформируемой связью (рис. 1, б). Данная система, кроме трех степеней свободы поступательного движения, имеет еще две степени свободы вращательного движения. Вращение вокруг третьей оси, проходящей через оба атома, лишено смысла. Значит, у двухатомного газа пять степеней свободы ($i = 5$). У трехатомной (рис. 1, в) и многоатомной нелинейной молекулы шесть степеней свободы: три поступательных и три вращательных. Естественно считать, что жесткой связи между атомами не существует. Поэтому необходимо учитывать для реальных молекул также степени свободы колебательного движения атомов в молекуле.

Независимо от общего числа степеней свободы молекул три степени свободы всегда поступательные. Ни одна из поступательных степеней свободы не имеет преимущества перед другими, поэтому на каждую из них приходится в среднем одинаковая энергия, равная $1/3$ средней кинетической энергии поступательного движения одной молекулы идеального газа.

В классической статистической физике выводится **закон Больцмана о равномерном распределении энергии по степеням свободы молекул**: для статистической системы, находящейся в состоянии термодинамического равновесия, на каждую поступательную и вращательную степени свободы приходится в среднем кинетическая энергия, равная $kT/2$, а на каждую колебательную степень свободы в среднем энергия, равная kT . Колебательная степень свободы обладает вдвое большей энергией потому, что на нее приходится не только кинетическая энергия (как в случае поступательного и вращательного движений), но и потенциальная, причем среднее значение кинетической и потенциальной энергии одинаковы. Таким образом, средняя энергия молекулы

$$\langle E \rangle = \frac{i}{2} kT,$$

где i – сумма числа поступательных, числа вращательных и удвоенного числа колебательных степеней свободы молекулы:

$$i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вращ}} + 2 i_{\text{колеб}}.$$

В классической теории рассматривают молекулы с жесткой связью между атомами; для них i совпадает с числом степеней свободы молекулы.

Так как в идеальном газе взаимная потенциальная энергия молекул равна нулю (молекулы между собой не взаимодействуют), то внутренняя энергия, отнесенная к одному молю газа, будет равна сумме кинетической энергии N_A молекул:

$$U_m = \frac{i}{2} k T N_A = \frac{i}{2} R T . \quad (1)$$

Внутренняя энергия для произвольной массы m газа

$$U = \frac{m}{M} \frac{i}{2} R T = \nu \frac{i}{2} R T ,$$

где M – молярная масса;

ν – количество вещества (число молей вещества).

Рассмотрим термодинамическую систему, для которой механическая энергия не изменяется, а изменяется лишь ее внутренняя энергия. Внутренняя энергия системы может изменяться в результате различных процессов, например, совершения над системой работы или сообщения ей теплоты. Работа, производимая внешними силами над газом, имеет отрицательный знак, а работа, производимая газом при увеличении его объема, имеет положительный знак. Работа δA газа при изменении его объема на dV равна:

$$\delta A = p dV .$$

С другой стороны, температуру газа и его внутреннюю энергию можно увеличить за счет сообщения ему некоторого количества теплоты – энергии, переданной системе внешними телами путем теплообмена (процесс обмена внутренними энергиями при контакте тел с различными температурами). Теплота – это энергия в специфической форме – форме молекулярного движения. Энергия в этой форме может как сообщаться системе ($\delta Q > 0$), так и забираться от нее ($\delta Q < 0$).

Таким образом, можно говорить о двух формах передачи энергии от одних тел к другим: работе и теплоте.

Закон сохранения энергии для теплоты как формы энергии, внутренней энергии и совершаемой работы с учетом условия о знаках этих величин может быть записан в следующей форме:

$$\delta Q = dU + \delta A, \text{ или } \delta Q = dU + pdV. \quad (2)$$

Закон сохранения энергии в форме (2) называется **первым началом термодинамики**. Его принципиальным отличием от закона сохранения энергии в механике является наличие δQ , называемой бесконечно малым количеством теплоты. Изучение движения и превращения этой формы энергии составляет предмет термодинамики.

Закон сохранения энергии (2) не может предсказать направление развития процесса. Он позволяет лишь указать, как изменяются величины, если происходит какой-то тепловой процесс.

При сообщении системе теплоты δQ ее температура изменяется на dT . Величина

$$C = \frac{\delta Q}{dT} \quad (3)$$

называется **теплоемкостью тела**.

Теплоемкостью тела называется количество тепла, которое нужно подвести к телу или отнять от него для изменения его температуры на 1 К.

Теплоемкость, отнесенная к единице массы вещества, называется **удельной теплоемкостью**. Она характеризует уже не тело, а вещество, из которого тело состоит.

Теплоемкость, отнесенная к одному молю вещества, называется **молярной теплоемкостью**. Как и удельная теплоемкость, она является характеристикой вещества.

Теплоемкость тела выражается в $\frac{\text{Дж}}{\text{К}}$, удельная теплоемкость измеряется в $\frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$, а молярная в $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$.

Теплоемкость зависит от условий, при которых телу сообщается теплота и изменяется его температура.

Теплоемкость в общем случае не характеризует свойства тела. Она является характеристикой как тела, так и условий, при которых происходит изменение температуры тела. Поэтому она не имеет определенного числового значения. Однако, если фиксировать условия изменения температуры тела, то теплоемкость становится характеристикой свойств тела, приобретает определенное числовое значение. Именно такие теплоемкости приводятся в таблицах. Важнейшие из них – теплоемкости газа при постоянном объеме и постоянном давлении.

Теплоемкость при постоянном объеме определяется как

$$C_V = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_V .$$

При постоянном объеме $dV = 0$, и, следовательно, уравнение (2) примет вид

$$(\delta Q)_V = dU .$$

Это означает, что δQ при $V = \text{const}$ – полный дифференциал. Тогда формула для определения теплоемкости при постоянном объеме примет вид

$$C_V = \left(\frac{dU}{dT} \right)_V . \quad (4)$$

Из формулы (4) видно, что C_V – функция состояния.

При $p = \text{const}$ уравнение (2) может быть записано в виде

$$(\delta Q)_p = dU + (pdV)_p = d(U + pV) = dH ,$$

где $H = U + pV$ – функция состояния, называемая энтальпией.

Это означает, что $(\delta Q)_p$ – полный дифференциал, а

$$C_p = \left(\frac{\delta Q}{dT} \right)_p \text{ или } C_p = \left(\frac{\delta H}{dT} \right)_p \quad (5)$$

– функция состояния.

Согласно формуле (1), $dU_m = \frac{i}{2} R dT$, тогда

$$C_V = \frac{i}{2} R . \quad (6)$$

Если газ нагревается при постоянном давлении, то выражение (2) можно записать в виде

$$C_p = \frac{dU_m}{dT} + \frac{pdV}{dT}.$$

Учитывая, что $\frac{dU_m}{dT}$ не зависит от вида процесса и всегда равна C_V , и дифференцируя уравнение Клапейрона – Менделеева ($pV_m = RT$) по T ($p = \text{const}$), получаем

$$C_p = C_V + R. \quad (7)$$

Выражение (7) называется **уравнением Майера**: оно показывает, что C_p всегда больше C_V на величину молярной газовой постоянной. Это объясняется тем, что при нагревании газа при постоянном давлении требуется еще дополнительное количество теплоты на совершение работы расширения газа, так как постоянство давления обеспечивается увеличением объема газа. Используя (6), выражение (7) можно записать в виде

$$C_p = \frac{i+2}{2} R. \quad (8)$$

Из формул (6) и (8) следует, что молярные теплоемкости определяются лишь числом степеней свободы и не зависят от температуры. Это утверждение молекулярно-кинетической теории справедливо в довольно широком интервале температур лишь для одноатомных газов. Уже у многоатомных газов число степеней свободы, проявляющееся в теплоемкости, зависит от температуры. Молекулы двухатомного газа обладают тремя поступательными, двумя вращательными и одной колебательной степенями.

Измерения, проведенные на неоднoатомных газах, показали, что их молярные теплоемкости превосходят теплоемкости одноатомных газов, что видно из таблицы 1.

Таблица 1

Теплоемкость газов

Газ	$\frac{C_V}{R}$	$\frac{C_p - C_V}{R}$	$\gamma = \frac{C_p}{C_V}$	Газ	$\frac{C_V}{R}$	$\frac{C_p - C_V}{R}$	$\gamma = \frac{C_p}{C_V}$
1	2	3	4	5	6	7	8
Гелий	1,519	1,001	1,659	Кислород (O ₂)	2,50	1,004	1,401
Неон	-	-	1,64	Окись азота (NO)	2,51	1,005	1,4

1	2	3	4	5	6	7	8
Аргон	1,5	1,008	1,67	Хлор (Cl ₂)	3,02	1,09	1,36
Криптон	-	-	1,68	Вода (пар, H ₂ O)	3,3	1,06	1,32
Ксенон	-	-	1,66	Углекислота (CO ₂)	3,4	1,02	1,3
Водород (H ₂)	2,44	0,995	1,41	Этилен (C ₂ H ₄)	4,04	1,03	1,25
Хлористый водород (HCl)	2,54	1,02	1,40	Метан (CH ₄)	3,25	1,01	1,31
Азот (N ₂)	2,45	1,005	1,404	Аммиак (NH ₃)	3,42	1,06	1,31
Окись углерода (CO)	2,48	1,005	1,404				

Согласно формулам (6) и (8) для одноатомного газа молярные теплоемкости C_p и C_v имеют следующие значения:

$$C_v = \frac{3}{2} R = \frac{3}{2} \cdot 8,314 = 12,47 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} ;$$

$$C_p = \frac{5}{2} R = \frac{5}{2} \cdot 8,314 = 20,78 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} .$$

Для двухатомных газов значения молярных теплоемкостей равны:

$$C_v = \frac{5}{2} R = \frac{5}{2} \cdot 8,314 = 20,78 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} ;$$

$$C_p = \frac{7}{2} R = \frac{7}{2} \cdot 8,314 \approx 29,1 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} .$$

Для газов, молекулы которых состоят из трех и более атомов, теплоемкости, как это видно из табл. 1, имеют следующие численные значения:

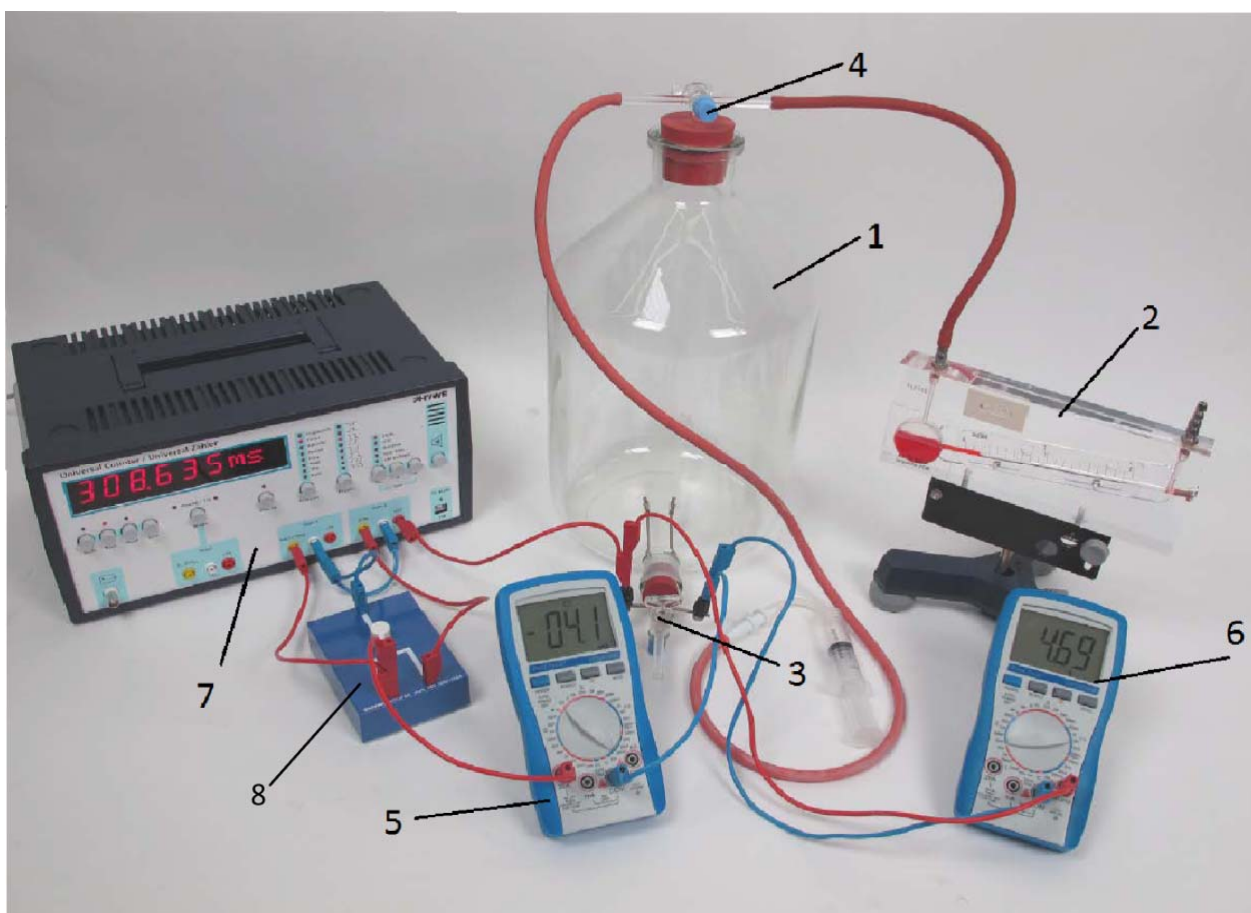
$$C_v = 3R = 3 \cdot 8,314 \approx 24,9 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} ;$$

$$C_p = 4R = 4 \cdot 8,314 \approx 33,3 \text{ Дж / моль} \cdot \text{K} .$$

Методика выполнения работы

Определение молярной теплоемкости при постоянном объеме

1. Собрать экспериментальную установку так, как показано на рис.2.



1 – аспираторная бутылка (объемом 10000 мл); 2 – высокоточный манометр; 3 – одноходовой запорный кран; 4 – трехходовой запорный кран; 5 – цифровой мультиметр (амперметр); 6 – цифровой мультиметр (вольтметр); 7 – цифровой счетчик (4-х декадный); 8 – ключ (двухходовой переключатель).

Рис. 2. Экспериментальная установка для определения C_V

Для этого соединить аспираторную бутылку 1 с манометром 2 через кран 4. Проверить, чтобы бутылка была плотно закрыта. Краны 3 и 4 должны быть закрыты.

2. Собрать электрическую цепь согласно рис. 3.

3. Включить цифровой счетчик 7, включить цифровой амперметр 5 и вольтметр 6. Проверить, чтобы на цифровом счетчике стояла функция таймер, а триггер на «значении \square ».

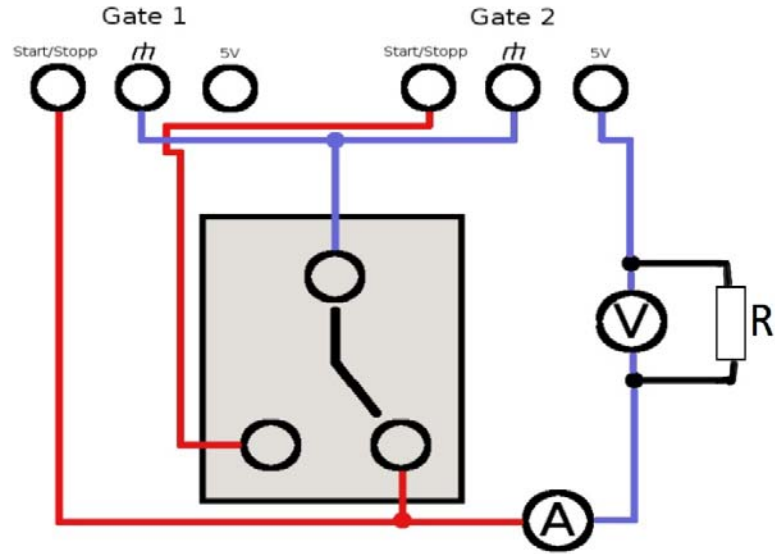


Рис. 3. Схема электрической цепи

4. Нажать кнопку «Стоп», затем кнопку «Старт» на цифровом счетчике 7. Включить ток ключом 8 на время, за которое рабочая жидкость манометра достигнет определенного значения. Жидкость в манометре должна находиться в диапазоне от 0,1 до 1 мбар.

5. Записать отклонение показаний манометра, время на цифровом счетчике, показания амперметра и вольтметра в Таблицу 2.

Таблица 2

Результаты эксперимента

№ измерения	Время, мс	Давление, мбар	U, В	I, А
1				
2				
3				
...				
15				

6. Открыть кран 3 на атмосферу.

7. Сделать повторные измерения, повторив пункты 4 – 6 таким образом, чтобы показания манометра были равномерно распределены в исследуемом диапазоне.

8. После выполнения работы отключить цифровой счетчик 7, цифровой амперметр 5 и вольтметр 6, разобрать электрическую цепь.

9. Построить график зависимости $\Delta p = f(\Delta t)$. Обработать полученные экспериментальные данные методом наименьших квадратов.

10. Найти молярную теплоемкость воздуха при постоянном объеме и сравнить ее с табличным значением.

Методика обработки эксперимента по определению C_V

Количество тепла ΔQ , подводимое к газу с помощью электронагревателя, имеет вид:

$$\Delta Q = U \cdot I \cdot \Delta t, \quad (9)$$

где U – напряжение; I – ток; Δt – время, в течение которого ток протекает по хромоникелевому электроду.

При изохорных условиях увеличение температуры на ΔT приводит к увеличению давления на Δp . Изменение давления вызывает малейшее изменение объема, которое должно быть учтено при расчете:

$$\Delta T = \frac{p}{\nu R} \Delta V + \frac{V}{\nu R} \Delta p = \frac{T}{pV} (p \Delta V + V \Delta p). \quad (10)$$

Из уравнений (2) и (4) следует:

$$C_V = \frac{1}{\nu} \cdot \frac{\Delta Q - p \Delta V}{\Delta T}. \quad (11)$$

Принимая во внимание выражения (9) и (10), получим:

$$C_V = \frac{pV}{\nu T} \cdot \frac{UI \Delta t - p \Delta V}{p \Delta V + V \Delta p}. \quad (12)$$

Индикаторная трубка в манометре имеет радиус $r = 2$ мм. Изменение давления на $p = 0,147$ гПа вызывает изменение длины на 1 см; поэтому соответствующее изменение объема

$$\Delta V = a \cdot \Delta p, \quad (13)$$

где

$$a = \pi r^2 \cdot \frac{1}{0,147} \cdot \frac{\text{см}}{\text{гПа}} = 0,855 \frac{\text{см}^3}{\text{гПа}}. \quad (14)$$

Таким образом

$$C_V = \frac{pV \cdot (UI\Delta t - ap\Delta p)}{\nu T \cdot (ap + V) \cdot \Delta p}. \quad (15)$$

Молярный объем газа при нормальных условиях $p_0 = 101,3 \text{ кПа}$ и $T_0 = 273,15 \text{ К}$ равен $V_0 = 22,414 \text{ л/моль}$.

Молярный объем можно определить следующим образом:

$$V_{mol} = \frac{p_0 V_0 T}{T_0 p}. \quad (16)$$

Количество вещества равно

$$\nu = \frac{V}{V_{mol}}. \quad (17)$$

Принимая в расчет выражения (16) и (17), теплоемкость при постоянном объеме имеет вид:

$$C_V = \frac{p_0 V_0}{T_0} \cdot \left(\frac{UI\Delta t}{(ap + V) \cdot \Delta p} - \frac{ap}{ap + V} \right), \quad (18)$$

где $\Delta p/\Delta t$ – тангенс угла наклона $\Delta p = f(\Delta t)$.

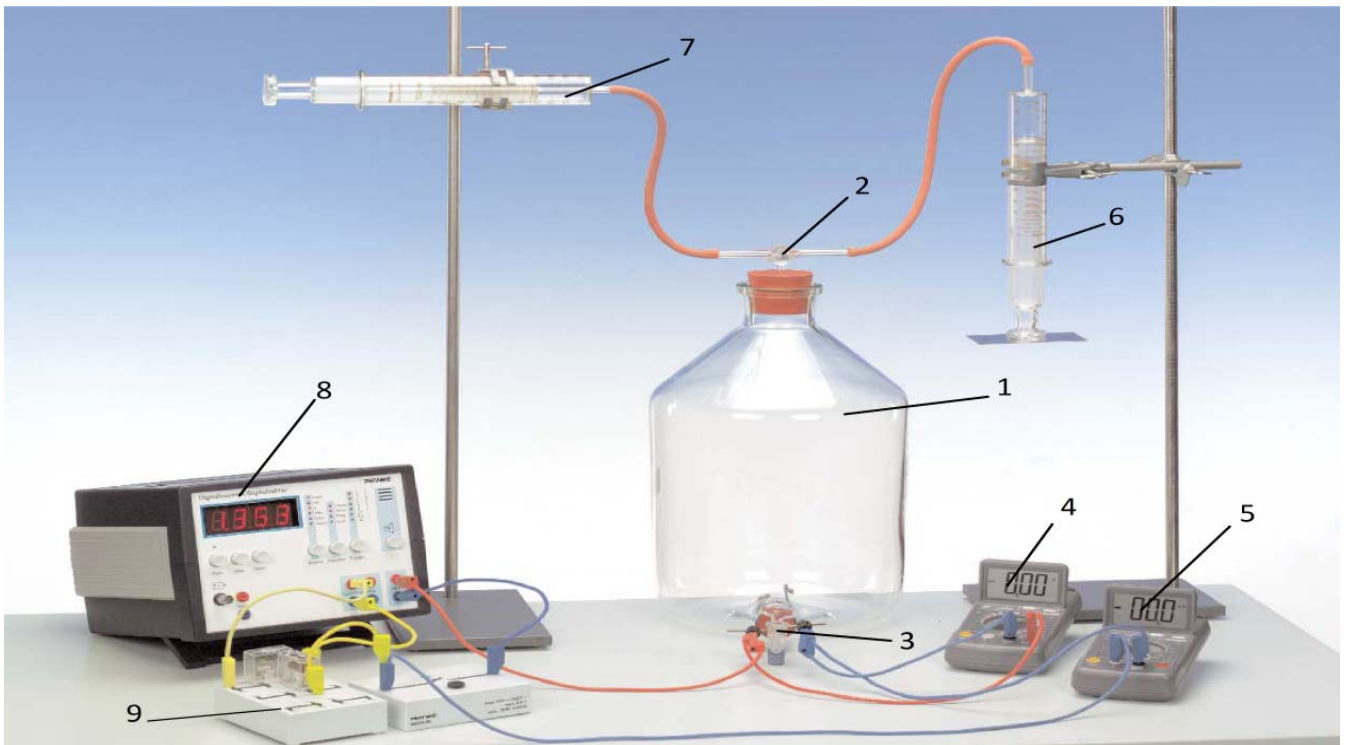
Определение молярной теплоемкости при постоянном давлении

1. Собрать экспериментальную установку так, как показано на рис. 4.

Для этого соединить аспираторную бутылку 1 через трехходовой кран 2 с двумя газовыми шприцами 6 и 7 (рис. 4). Шприц 6 должен быть установлен вертикально, а шприц 7 горизонтально.

2. Собрать электрическую цепь согласно рис. 5.

3. Краном 3 соединить аспираторную бутылку 1 с атмосферой. Вращательным движением поднимите поршень вертикального шприца 6 до конца. Закройте кран 3. Кран 2 поверните так, чтобы он соединял аспираторную бутылку 1, вертикальный и горизонтальные шприцы 6 и 7. С помощью поршня шприца 7 устанавливаем поршень шприца 6 на отметке 5 мл. Кран 2 поверните так, чтобы он соединял только аспираторную бутылку 1 и вертикальный шприц 6.



1 – аспираторная бутылка (объемом 10000 мл); 2 – трехходовой запорный кран; 3 – одноходовой запорный кран; 4 – цифровой мультиметр (амперметр); 5 – цифровой мультиметр (вольтметр); 6 – газовый шприц, расположенный вертикально; 7 – газовый шприц, расположенный горизонтально; 8 – цифровой счетчик (4-х декадный); 9 – ключ (двухходовой переключатель).

Рис. 4. Экспериментальная установка для определения C_p

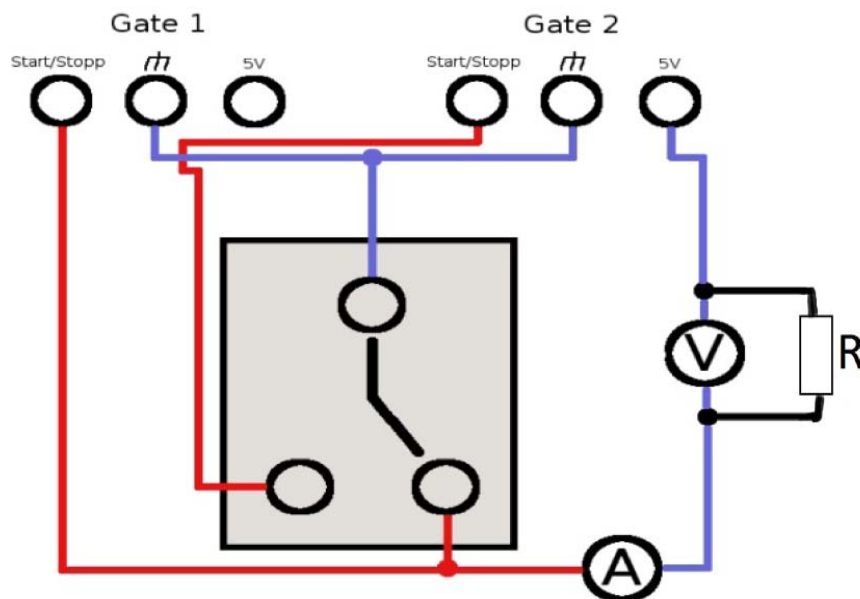


Рис. 5. Схема электрической цепи

4. Включить цифровой счетчик 8, цифровой амперметр 4 и вольтметр 5. Проверить, чтобы на счетчике стояла функция таймер, а триггер на «значении 1». Нажать кнопку «Стоп», затем кнопку «Старт».

5. Включить ток ключом 9 на время, за которое поршень 6 опустится до 50 мл. При этом поршень должен двигаться равномерно.

6. Ключом 9 разомкнуть цепь. Поршень 6 начнет подниматься вверх. Значение, на которое поднимется поршень, будет начальным значением.

7. Поршень 6 хорошо прокрутить. Нажать кнопку «Стоп», затем кнопку «Старт» на цифровом счетчике 8. Включить ток ключом 9 на время, за которое поршень шприца 6 опустится на 3-5 мл.

8. Снять показания со шкалы на шприце 6, времени на цифровом счетчике и показания амперметра и вольтметра, занести их в Таблицу 3.

Таблица 3

Результаты эксперимента

№ измерения	Время, <i>мс</i>	<i>V</i> , <i>мл</i>	<i>U</i> , <i>B</i>	<i>I</i> , <i>A</i>
1				
2				
3				
4				
...				

9. Кран 2 поверните так, чтобы он соединял аспираторную бутылку 1 и оба шприца 6 и 7. Вращая поршень шприца 7, поднимите поршень шприца 6 на первоначальное значение, полученное при первом измерении.

10. Кран 2 поверните так, чтобы он соединял аспираторную бутылку 1 и горизонтальный шприц 6.

11. Повторять пункты 7 – 10 до тех пор, пока поршень шприца 6 не опустится до отметки 50 мл.

12. После выполненной работы выключить цифровой счетчик, вольтметр, амперметр и разобрать электрическую схему.

13. Построить график зависимости $\Delta V = f(\Delta t)$. Обработать полученные экспериментальные данные методом наименьших квадратов.

14. Найти молярную теплоемкость воздуха при постоянном давлении и сравнить ее с табличным значением.

15. Определить $C_p - C_V$.

Методика обработки эксперимента по определению C_p

При постоянном давлении увеличение температуры на ΔT приводит к увеличению объема на ΔV . Из уравнения состояния для идеального газа следует, что

$$\Delta V = \frac{\nu R}{p} \Delta T = \frac{V}{T} \Delta T. \quad (19)$$

Из выражения (5) с учетом (9) и (19) получим выражение для C_p :

$$C_p = \frac{1}{\nu} \frac{U \cdot I \cdot \Delta t \cdot V}{\Delta V \cdot T}, \quad (20)$$

где $\Delta V/\Delta t$ – тангенс угла наклона $\Delta V = f(\Delta t)$.

Учитывая выражения (16) и (17), C_p можно определить следующим образом:

$$C_p = \frac{p_0 V_0}{T_0} \cdot \frac{UI}{p} \cdot \frac{\Delta t}{\Delta V}. \quad (21)$$

Давление, используемое в выражении (21), определяется как разность атмосферного давления p_a и понижения давления p_k из-за веса поршня цилиндра, т.е. $p = p_a - p_k$. Понижение давления можно вычислить по следующей формуле

$$p_k = \frac{m_k \cdot g}{S_k},$$

где $m_k = 0,1139$ кг – масса поршня; $S_k = 7,55 \cdot 10^{-4} \text{ м}^2$ – площадь поршня; тогда $p_k = 1480 \text{ Па}$.

Техника безопасности.

1. При проведении эксперимента хромоникелевые электроды не должны касаться друг друга.

2. После проведения эксперимента по определению C_V выровняйте давление в аспираторной бутылке с внешним атмосферным давлением, открыв трехходовой кран.

3. При проведении эксперимента по определению C_p перед началом измерений вращайте вручную поршень, так, чтобы он вращался на протяжении

всего эксперимента. При этом статическое трение между поршнем и стенками шприца минимальное и измеренные значения достаточно точные.

4. После каждого измерения удаляйте воздух из системы до тех пор, пока вертикальный шприц вновь не установится на первоначальном объеме, установленном при первом измерении. Для этого поверните трехходовой кран таким образом, чтобы оба шприца и бутылка были соединены друг с другом.

Контрольные вопросы

1. Что такое внутренняя энергия идеального газа? В результате каких процессов может изменяться внутренняя энергия системы?
2. Что такое теплоемкость газа? Какая из теплоемкостей – C_p или C_V – больше и почему?
3. Зависит ли в общем случае теплоемкость от потенциальной энергии взаимодействия молекул?
4. Зависит ли теплоемкость газа от поля тяжести, в котором он находится?
5. В чем суть закона Больцмана о равнораспределении энергии по степеням свободы?
6. Почему колебательная степень свободы обладает вдвое большей энергией, чем поступательная и вращательная?
7. Как объяснить температурную зависимость молярной теплоемкости?
8. Как внутренняя энергия, так и теплота обуславливаются энергетическими условиями на молекулярном уровне. В чем их различие?
9. Что такое функция состояния? Каково самое важное свойство функции состояния?
10. Какой физический смысл имеет первое начало термодинамики?

Литература

1. Матвеев А. Н. Молекулярная физика: учебное пособие для студентов вузов / А. Н. Матвеев. – 3-е изд. – М.: ООО «Издательство Оникс: ООО «Издательство «Мир и Образование», 2006. – 360 с.
2. Кикоин А. К., Кикоин И. К. Молекулярная физика / А. К. Кикоин, И. К. Кикоин. – 2-е изд. – М.: Наука, 1976. – 480 с.
3. Трофимова Т. И. Курс физики: учебное пособие / Т. И. Трофимова. – 9-е изд., перераб. и доп. – М.: Академия, 2004. – 557 с.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	2
Техника безопасности	3
Выполнение лабораторных работ	3
№ 11. Уравнение состояния реального газа. нахождение постоянных Ван-дер-Ваальса	4
№ 12. Изучение температурной зависимости плотности жидкости	15
УИРС. Определение плотности твердых тел	23
№ 13. Определение удельной теплоемкости металлов	27
№ 14. Изучение закона распределения молекул идеального газа по скоростям	33
УИРС Приведенный закон Максвелла	45
№ 15. Распределение молекул газа по высоте	47
№ 16. Уравнение состояния идеального газа. Проверка закона Гей-Люссака	53
УИРС Проверка законов Бойля-Мариотта и Шарля	67
№ 17. Определение точки кипения растворов	78
№ 18. Определение теплоемкости воздуха при постоянном давлении и постоянном объеме	91

