

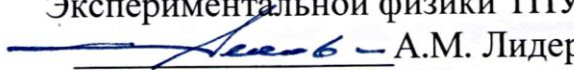
МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ
ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное учреждение
высшего профессионального образования

**«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
ТОМСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

УТВЕРЖДАЮ:

Руководитель Отделения
Экспериментальной физики ТПУ

 А.М. Лидер
«21» 03 2022 г.

**ОПРЕДЕЛЕНИЕ УНИВЕРСАЛЬНОЙ ГАЗОВОЙ
ПОСТОЯННОЙ**

Методические указания к выполнению лабораторной работы № 1-28
по курсу «Общая физика» для студентов всех направлений и
специальностей

Составитель: **Т.Н. Мельникова**

Издательство
Томского политехнического университета
2022

УДК 536.242.2

ББК 22.33

Определение универсальной газовой постоянной: методические указания к работе № 1-28 по курсу «Физика 1» для студентов всех направлений и специальностей / сост. Т.Н. Мельникова; Томский политехнический университет. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2022. – 16 с.

В методических указаниях изложены теория и практическая часть проведения лабораторной работы по определению универсальной газовой постоянной.

Методические указания рассмотрены и рекомендованы
к изданию методическим семинаром Отделения
Экспериментальной Физики
« _____ » 2022 г.

Председатель
учебно-методической комиссии  А.М. Лидер

Рецензенты
Старший преподаватель
Отделения Естественных Наук ТПУ
Т.В. Смекалина

ОПРЕДЕЛЕНИЕ УНИВЕРСАЛЬНОЙ ГАЗОВОЙ ПОСТОЯННОЙ

Цель работы: Изучить газовые законы и основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов. Рассчитать универсальную газовую постоянную.

Приборы и оборудование: измерительный модуль, весы лабораторные, колба, отвод под вакуум 29/32 с краном, шланг силиконовый, смазка вакуумная, шнур сетевой.

ТЕОРИЯ

В молекулярной физике основное внимание уделяется описанию поведения тела и его свойств на основе особенностей строения тела. В настоящее время строение тела постулируется основными положениями молекулярно-кинетической теории строения вещества. Согласно этой теории, все тела, вещества, материальные объекты любой природы состоят из частиц. Этими частицами могут быть молекулы, ионы, атомы, электроны, фотоны и другие, известные частицы. В настоящее время известны размеры этих частиц, их массы и другие физические характеристики. На основе этих данных легко определяется число частиц в составе того или иного тела. Число таких частиц огромно по сравнению с числом тел, которые рассматриваются в механических задачах.

Количественно число частиц в теле или системе сравнивается с фундаментальной величиной, которой является **число Авогадро**. Число Авогадро показывает, какое количество частиц содержится в одном моле любого вещества. Это число определено в опытах Перрена, оно является одной из фундаментальных постоянных в физике. Число Авогадро равно:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}.$$

Системы или тела, содержащие число частиц, сравнимое с числом Авогадро, называются **макроскопическими системами или макроскопическими телами**. К таким системам или телам относятся окружающие нас тела и вещества.

Ясно, что описать состояние такой системы с помощью механики невозможно. Это связано не только с тем, что механическая задача потребует решения системы огромного числа векторных дифференциальных уравнений второго порядка, но главным образом с тем, что в силу хаотического движения частиц в макроскопических системах невозможно задать начальные условия. Невозможность описать состояние макроскопической системы механическими

величинами становится очевидной при учете волновых свойств микрочастиц, из которых состоят тела.

Хаотическое движение частиц макроскопической системы, а также их волновые свойства приводят к тому, что состояние таких систем можно описать только с помощью некоторых средних величин. Таким величинами являются объем тела или системы, давление и температура. **Объем V** , как характеристика состояния макроскопической системы, имеет такой же смысл, как и объем тела в механике. В механике под объемом тела понимается объем той части пространства, которая занята этим телом. В молекулярной физике понятие объема уточняется тем, что обязательно фиксируется тот факт, что объем тела всегда показывает его границы с внешними телами. Кроме того, в молекулярной физике учитывается, что объем тела или системы всегда определяется взаимодействием частиц изучаемого тела или системы с частицами внешних тел. Это взаимодействие определяется хаотическим движением частиц. Поэтому объем макроскопической системы или тела является некоторой средней величиной. В силу указанных особенностей объема как характеристики состояния макроскопической системы объем часто называют внешним параметром состояния системы. Хотя в общем случае деление параметров состояния на внешние и внутренние параметры является условным.

Кроме того, состояния макроскопической системы является **давление p** . Давление в молекулярной физике определяется ударами хаотически движущихся частиц о стенки сосудов. Такое давление является динамическим давлением, и измерить можно только некоторое среднее значение давления, так как количество ударяющихся о некоторую поверхность частиц огромно, а сила, с которой каждая частица действует на поверхность, неизвестна и носит случайный характер.

Следующей характеристикой состояния макроскопической системы является **температура T** . В настоящее время под температурой понимается количественная характеристика термодинамического равновесия изучаемой макроскопической системы с другими телами и системами. Первоначально понятие температуры вводилось на основе ощущений тепла и холода. Именно отсюда пошли известные в настоящее время эмпирические температурные шкалы. Примером такой эмпирической температурной шкалы является шкала Цельсия или шкала Реомюра, или шкала Фаренгейта. Такие температурные шкалы и соответствующие им возможности измерения температуры использовались для исследования свойств различных тел на опыте.

Задание объема, давления и температуры макроскопической системы позволяют описать свойства системы, они заменяют задание координат и импульсов всех частиц системы. Поэтому эти величины называются параметрами состояния макроскопической системы. Уравнение, в котором описывается связь между параметрами состояния, называется уравнением состояния. Уравнение состояния можно записать в общем виде:

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

Для каждой макроскопической системы уравнение состояния будет принимать конкретный вид. Его можно вывести различными способами. Например, его можно получить, анализируя процессы в системе, или с использованием законов термодинамики, или на основе законов поведения отдельных частиц системы.

Вначале было получено уравнение состояния идеального газа. При этом использовались полученные на опытах законы процессов, протекающих в идеальном газе.

Исторически первым был изучен **изотермический процесс** в газе. *Изотермическим процессом называется процесс, при котором температура газа, состав газа и его масса не изменяются в ходе всего процесса.* В 1661 году английский физик и химик Роберт Бойль, а в 1676 году французский физик Эдм Мариотт исследовали зависимость давления газа p от его объема V при постоянной температуре. При этом они установили, что в этом процессе произведение давления на объем сохраняется, то есть:

$$pV = \text{const} \quad \text{или} \quad pV = p_0V_0. \quad (2)$$

Этот закон называется **законом Бойля – Мариотта**.

В 1727 году французский физик **Жак Шарль** исследовал зависимость изменения давления от температуры при постоянном объеме. Процесс, в котором при неизменном составе газа и неизменной массе газа объем газа остается постоянным, называется **изохорическим**. На опытах Ж. Шарль установил, что в изохорическом процессе давление изменяется с температурой по линейному закону:

$$p = p_0(1 + \beta t). \quad (3)$$

В формуле (3) p – давление газа при некоторой температуре t , измеренной по эмпирической температурной шкале Цельсия, p_0 – давление газа при температуре $t_0 = 0^\circ\text{C}$, β – термический коэффициент давления. Этот закон называется **законом Шарля**. Из формулы (3) следует, что

$$\beta = \frac{p - p_0}{p_0 t} \quad (4)$$

В формуле (4) в числителе стоит изменение давления, а в знаменателе изменение температуры, так как начальная температура выбрана за ноль градусов Цельсия. Поэтому в общем виде термический коэффициент давления определяется формулой:

$$\beta = \frac{p - p_0}{p_0(t - t_0)} = \frac{1}{p_0} \left(\frac{\partial p}{\partial t} \right) = \frac{1}{p_0} \left(\frac{\partial p}{\partial T} \right). \quad (5)$$

Из последней формулы следует, что термический коэффициент давления показывает, на какую величину изменяется единица давления газа при изменении его температуры на единицу. Эта величина имеет размерность:

$$\beta = \frac{1}{^\circ\text{C}} = \frac{1}{\text{град}}.$$

Как видно из формулы (5), величину термического коэффициента давления можно легко измерить. При этом оказалось, что для большинства газов и для воздуха, представляющего собой смесь газов, значение термического коэффициента давления принимает одинаковое значение, равное $\frac{1}{273,16} \cdot \frac{1}{\text{град}}$. Подставим это значение β в формулу (3), тогда получаем:

$$p = p_0 \left(1 + \frac{t}{273,15} \right) = p_0 \left(\frac{2573,16 + t}{273,15} \right). \quad (6)$$

Последняя формула позволяет ввести новую температурную шкалу, для которой выполняется следующее соотношение:

$$T = t + 273,15. \quad (7)$$

Такая шкала была введена в 1848 году английским физиком В. Кельвином. Она называется **шкалой Кельвина**, а единица температуры называется кельвин. Из формулы (7) следует, что начало отсчета по шкале Кельвина или ноль кельвин по шкале Цельсия совпадает с температурой $(-273,15^\circ\text{C})$, а ноль градусов по шкале Цельсия совпадает с температурой $T_0 = 273,15 \text{ К}$ по шкале Кельвина. Тогда формула (6) будет иметь вид:

$$p = \frac{p_0 T}{T_0} \quad \text{или} \quad \frac{p}{T} = \frac{p_0}{T_0} \quad \text{при} \quad V = \text{const}. \quad (8)$$

В 1802 году французский химик Ж. Гей-Люссак исследовал изобарический процесс. **Изобарический процесс** представляет собой

изменение объема газа при изменении его температуры, если давление газа, его состав и масса не изменяются. При этом он получил, что для всех газов объем линейно возрастает с температурой по закону:

$$V = V_0(1 + \alpha t). \quad (9)$$

В этой формуле V – объем газа при некоторой температуре t , измеренной по шкале Цельсия, V_0 – объем газа при температуре, равной нулю градусов по Цельсию, α – коэффициент объемного расширения. Этот закон называется **законом Гей-Люссака**. Величина коэффициента объемного расширения определяется по формуле:

$$\alpha = \frac{V - V_0}{V_0(t - 0^\circ\text{C})} = \frac{1}{V_0} \left(\frac{\partial V}{\partial t} \right) = \frac{1}{V_0} \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right). \quad (10)$$

Коэффициент объемного расширения показывает, на какую величину изменится единица объема тела или газа при изменении температуры на единицу. Эта величина легко измеряется на опыте и, как показал Гей-Люссак, для всех газов она с большой степенью точности равна величине:

$$\alpha = \frac{1}{273,16} \cdot \frac{1}{^\circ\text{C}} = \frac{1}{273,16} \cdot \frac{1}{\text{град}} \quad (11)$$

Это позволяет использовать для изобарического процесса температурную шкалу Кельвина. Тогда закон Гей-Люссака можно записать в виде:

$$V = \frac{V_0 T}{T_0} \quad \text{или} \quad \frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0} \quad \text{при} \quad p = \text{const}. \quad (12)$$

Используя законы изопроцессов, французский физик **Б. Клапейрон** в 1834 году вывел уравнение состояния идеального газа.

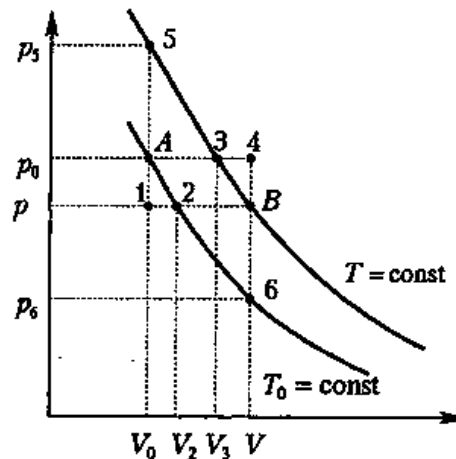


Рис.1. Иллюстрация к выводу уравнения Клапейрона

Для того чтобы вывести уравнение Клапейрона, изобразим в системе координат ($p - V$) на рисунке 1 две изотермы. Пусть точка A изображает некоторое исходное состояние газа. В этом состоянии газ имеет следующие параметры состояния – p_0, V_0, T_0 . Пусть точка B изображает некоторое конечное состояние этого же газа с параметрами состояния – p, V, T . Найдем уравнение связи между этими параметрами состояния. Для решения этой задачи воспользуемся сформулированными газовыми законами.

Можно выбрать различные пути перехода из состояния A в состояние B . Важно выбрать только изопродессы, законы которых нам известны. Рассмотрим, например, переход $A - 2 - B$ в соответствии с рисунком 1. При этом процесс $A - 2$ изотермический, протекающий при температуре $T_0 = \text{const}$. Для этого процесса можно записать:

$$p_0 V_0 = p V_2. \quad (13)$$

Здесь p – давление газа в состоянии 2, равное давлению газа в конечном состоянии B , а V_2 – объем газа в состоянии 2.

Процесс $2 - B$ является изобарическим при постоянном давлении $p = \text{const}$. Для этого процесса можно записать уравнение:

$$\frac{V_2}{T_0} = \frac{V}{T}. \quad (14)$$

Перемножим, левые и правые части уравнений (13) и (14). При этом объем V_2 сокращается, и в результате получаем:

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p V}{T}. \quad (15)$$

Это уравнение является уравнением состояния газа или уравнением Клапейрона. Сущность этого уравнения состоит в том, что при неизменном составе газа и при постоянной массе газа его параметры состояния связаны условием:

$$\frac{p V}{T} = \text{const}. \quad (16)$$

Это уравнение можно получить, используя другие переходы из состояния A в состояние B . На рисунке 1 такие переходы изображены числами. Например, можно рассмотреть следующие возможные переходы: $A - 1 - B$; $A - 3 - B$; $A - 4 - B$; $A - 5 - B$; $A - 6 - B$. Эти переходы необходимо рассмотреть самостоятельно.

Чтобы вычислить эту постоянную величину (16), необходимо выделить какие-то условия существования газа. Такие условия называются нормальными условиями. **Нормальным условиям**

соответствует давлению газа, равное одной атмосфере, и температура, равная нулю градусов Цельсия:

$$P_H = 1 \text{ атм} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}, T_H = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ К} \quad (17)$$

Теперь необходимо определить объем некоторой стандартной массы газа. При этом использовался закон Авогадро. В 1811 году итальянский физик Авогадро показал, что в равных объемах различных газов при одинаковых давлениях и температурах содержится одинаковое число частиц. Это позволило за стандартную массу газа выбрать один моль газа. На опыте было измерено, что при нормальных условиях (17) один моль любого газа имеет объем

$$V_M = 22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}} = 22,4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{м}^3}{\text{моль}}. \quad (18)$$

Теперь можем вычислить константу в уравнении Клапейрона для одного моля любого газа:

$$R = \frac{p_H V_H}{T_H} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273,15} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}. \quad (19)$$

Эта величина называется универсальной газовой постоянной. Теперь можно записать уравнение состояния для одного моля газа:

$$\frac{pV_M}{T} = R. \quad (20)$$

Из этого уравнения можно легко перейти к уравнению состояния для любой массы газа или для любого объема газа. Пусть имеем произвольный объем газа V и знаем, что этот объем занимают ν молей газа. Тогда можем найти объем одного моля:

$$V_M = \frac{V}{\nu}. \quad (21)$$

Теперь подставим этот объем в формулу (20), тогда получим:

$$\frac{pV}{T\nu} = R \quad \text{или} \quad pV = \nu RT. \quad (22)$$

Если известно число частиц в газе N , то число молей ν можно определить по формуле:

$$\nu = \frac{N}{N_A}. \quad (23)$$

Тогда уравнение состояния газа будет иметь вид:

$$pV = \frac{N}{N_A} RT. \quad (24)$$

В формулу (24) входят две постоянные величины R и N_A . Их можно заменить одной величиной, которая также будет постоянной для всех газов:

$$k = \frac{R}{N_A} = \frac{8,31}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,37 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}. \quad (25)$$

Эта величина была введена Л. Больцманом и называется **постоянной Больцмана**. Теперь уравнение состояния газа можно записать в виде:

$$pV = NkT \quad \text{или} \quad p = \frac{N}{V}kT = nkT. \quad (26)$$

Здесь $n = \frac{N}{V}$ – концентрация частиц или число частиц в единице объема.

Если известна масса газа m и его молярная масса μ , тогда число молей газа можно найти по формуле:

$$\nu = \frac{m}{\mu}. \quad (27)$$

Подставим эту формулу в уравнение (22), тогда уравнение состояния газа будет иметь вид:

$$pV = \frac{m}{\mu}RT. \quad (28)$$

Это уравнение было получено Менделеевым в 1874 году. И после этих преобразований уравнение состояния газа стали называть **уравнением Менделеева - Клапейрона**.

В предложенных рассуждениях универсальная газовая постоянная была вычислена по параметрам состояния одного моля газа. Этот результат и рассмотренные теоретические положения можно проверить, если на опыте измерить универсальную газовую постоянную.

ОПИСАНИЕ УСТАНОВКИ

Общий вид оборудования представлен на рисунок 2.



Рис.2. Общий вид оборудования

Экспериментальная установка состоит из измерительного модуля (1), колбы для взвешивания воздуха (2), отводом под вакуум с краном (3), лабораторных электронных весов (4).



Рис.3. Общий измерительного модуля

На лицевой панели приборного блока (рис.3) расположены:

- Цифровой прибор для измерения давления внутри колбы, работающий с дифференциальным датчиком давления. Индикатор прибора отображает изменение давления в колбе Δp в кПа (5).
- Цифровой индикатор температуры воздуха в °C (6).
- Кнопочный выключатель питания оборудования «СЕТЬ» (7).
- Кнопка включения вакуум-насоса «ПУСК» (8).
- Кнопка включения электромагнитного клапана «СБРОС» (9).

Объем колбы с отводом и краном под вакуум равен **1070 мл.**

ПОРЯДОК ВЫПОЛНЕНИЯ РАБОТЫ

1. Соедините силиконовым шлангом отвод (3) с отводом на измерительном модуле, который расположен на его обратной стороне.
2. Включите измерительный модуль. Для этого переведите выключатель «СЕТЬ» (7) в положение «ВКЛ».
3. Нажатием и удержанием кнопки «СБРОС» (9) откройте клапан сброса давления в системе, для установления давления в системе равного атмосферному. При этом показание прибора соответствует значению 0 кПа.
4. Нажатием и удержанием кнопки «ПУСК» (8) откачайте воздух из колбы до значений, лежащих в диапазоне от –30 кПа до –70кПа.
5. Подождите примерно 2-5 минут. Установившееся значение вакуума Δp запишите в таблицу. Закройте кран на отводе колбы, повернув его на 90°.

Таблица измерения параметров для расчета универсальной газовой постоянной

№ опыта		Δp , кПа	Δm , кг	R , Дж/(моль·К)
1	$M = 29$ г/моль, $V = 1070$ мл, $T =$			
2				
3				
4				
5				

6. Нажатием и удержанием кнопки «СБРОС» (9) необходимо выровнять давление в системе с окружающей средой. Отсоедините шланг от отвода колбы.
7. Включите лабораторные весы (4), переведя переключатель на боковой стенке весов в положение «ВКЛ». Убедитесь, что предметный столик весов пуст и не касается посторонних предметов. Затем нажмите кнопку «I/O» на панели управления лабораторных весов. Дождитесь установки нуля, при этом высветится «0.00g». Аккуратно установите колбу с откачанным воздухом на весы, подождите некоторое время, когда значение установится, а затем нажмите кнопку «ТАРА».
8. Аккуратно откройте кран отвода колбы, повернув его на 90°.

9. Немного подождите, пока значение установится. Занесите значение разницы масс Δm в таблицу.
10. Опыт повторите не менее 5 раз.
11. По результатам измерений вычислите универсальную газовую постоянную. Для этого используйте формулу

$$R = \frac{\mu V \Delta p}{\Delta m T}$$

Здесь T – температура воздуха в Кельвинах.

12. Выведите формулу для определения относительной и абсолютной погрешности измерения R .
13. Вычислите абсолютную погрешность измерения ΔR и относительную погрешность измерения δ .
14. Запишите результат измерения в виде $R = \langle R \rangle \pm \Delta R$, где $\langle R \rangle$ – среднее значение измеряемой величины. Укажите в процентах относительную погрешность.
15. Сделайте вывод.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Сформулируйте основные положения молекулярно-кинетической теории.
2. Что понимается под атомом? Молекулой?
3. Что называется относительной атомной (молекулярной) массой?
4. Какова масса атомов? Как ее можно рассчитать?
5. Что называется молем вещества?
6. Что показывает число Авогадро? Чему равно число Авогадро?
7. Что называется молярной массой вещества?
8. Какая существует связь между относительной атомной массой и молярной массой?
9. Что называется макроскопической системой?
10. Какие величины описывают состояние макроскопической системы?
11. Запишите законы изотермического процесса. Изобразите графики этого процесса в различных системах координат: (pV) ; (pt) ; (pT) ; (Vt) ; (VT) .
12. Запишите законы изохорического процесса. Изобразите графики этого процесса в различных системах координат: (pV) ; (pt) ; (pT) ; (Vt) ; (VT) .
13. Что называется термическим коэффициентом давления?
14. Как осуществляется переход от температурной шкалы в градусах Цельсия к температурной шкале в кельвинах?

15. Запишите законы изобарического процесса. Изобразите графики этого процесса в различных системах координат: (pV) ; (pt) ; (pT) ; (Vt) ; (VT) .
16. Что называется коэффициентом объемного расширения? Чему он равен для газов?
17. Выведите уравнение Клапейрона для газов.
18. Какие условия называются нормальными условиями?
19. Вычислите универсальную газовую постоянную, используя нормальные условия.
20. Что называется постоянной Больцмана? Чему она равна?
21. Что называется концентрацией частиц?
22. Вывести рабочую формулу для измерения универсальной газовой постоянной.
23. Поясните, какие измерения надо сделать в работе. Как выполнить эти измерения?
24. Поясните, как производится измерение массы откачанного воздуха.
25. Выведите формулу для вычисления относительной и абсолютной погрешности R .

ЛИТЕРАТУРА

1. Кикоин И.К., Кикоин А.К. Молекулярная физика. – СПб. Лань, 2008. — 480 с.
2. Савельев И.В. Курс общей физики. В 3 т. Том 1. Механика. Молекулярная физика. - 13-е изд., стер. – СПб.: Лань, 2017. — 436 с.
3. Физический энциклопедический словарь. М. 1990.

ГЛОССАРИЙ

1. **Изобарический процесс** представляет собой изменение объема газа при изменении его температуры, если давление газа, его состав и масса не изменяются: $\frac{V}{T} = \text{const}$ или $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V}{T}$.

Этот закон называется **законом Гей-Люссака**.

2. **Изотермическим процессом** называется процесс, при котором температура газа, состав газа и его масса не изменяются в ходе всего процесса: $pV = \text{const}$ или $pV = p_0V_0$. Этот закон называется **законом Бойля – Мариотта**.

3. **Изохорическим процессом** называется процесс, в котором при неизменном составе газа и неизменной массе газа объем газа остается постоянным: $\frac{p}{T} = \text{const}$ или $\frac{p}{T} = \frac{p_0}{T_0}$.

Этот закон называется **законом Шарля**.

4. **Нормальные условия:** давление газа равно одной атмосфере, и температура равна нулю градусов Цельсия: $p_n = 1 \text{ атм} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, $T_n = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ К}$

5. **Постоянная Больцмана** $k = \frac{R}{N_A} = \frac{8,31}{6,02 \cdot 10^{23}} = 1,37 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$.

6. **Уравнение Менделеева – Клапейрона** $pV = \frac{m}{\mu} RT$.

7. **Число Авогадро** показывает, какое количество частиц содержится в одном моле любого вещества. Число Авогадро равно: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}}$.

Учебное издание

ОПРЕДЕЛЕНИЕ УНИВЕРСАЛЬНОЙ ГАЗОВОЙ ПОСТОЯННОЙ

Методические указания к выполнению лабораторной работы
1-28 по курсу «Физика 1» для студентов всех направлений и
специальностей

Составители

МЕЛЬНИКОВА Тамара Николаевна

**Отпечатано в Издательстве ТПУ в полном
соответствии
с качеством предоставленного оригинал-макета**

Подписано к печати 08.12.2022. Формат 60x84/16. Бумага «Снегурочка».
Печать XEROX. Усл.печ.л. 9,01. Уч.-изд.л. 8,16.
Заказ . Тираж ... экз.


Национальный исследовательский Томский политехнический
университет

Система менеджмента качества

Издательства Томского политехнического университета
сертифицирована

NATIONAL QUALITY ASSURANCE по стандарту BS EN ISO
9001:2008



ИЗДАТЕЛЬСТВО  **ТПУ**. 634050, г. Томск, пр. Ленина, 30
Тел./факс: 8(3822)56-35-35, www.tpu.ru