

Федеральное агентство по образованию

Саратовский государственный университет

им. Н.Г. Чернышевского

Кафедра нелинейной физики

Морозова М.А., Шараевский Ю.П.

**ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ И
ПЛОТНОСТИ ГАЗА МЕТОДОМ ОТКАЧКИ
(КОМПЛЕКС ФПТ1-12)**

Учебно-методическое пособие к лабораторной работе в интегрированном учебно-научном практикуме «Методика, технология и информационное обеспечение физического эксперимента»

Саратов 2015 г.

УДК 530.1

Б 37 Морозова М.А., Шараевский Ю.П. Определение молекулярной массы и плотности газа методом откачки (Комплекс ФПТ1-12): Учебно-методическое пособие. Саратов: Изд-во «Научная книга», 2015. 8 с.

В пособии описана лабораторная работа по разделу молекулярной физики в соответствии с программой обучения студентов физических специальностей вузов. Предлагаемые упражнения содержат описание экспериментальной установки, рекомендации по проведению эксперимента и методам обработки и представления результатов. Работа содержит теоретическую часть, контрольные вопросы и список рекомендуемой литературы.

Оригинал-макет подготовлен Морозовой М.А.

Рекомендуют к печати:

кафедра нелинейной физики

Саратовского государственного университета

© Морозова М.А., Шараевский Ю.П., 2015

Модем какого-либо вещества называется количество этого вещества, содержащее столько же структурных элементов (молекул, атомов и т.д.) сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C . Тысяча молей называется киломодем. Таким образом, по определению в одном моле различных веществ содержится одно и то же число молекул. В кинетической теории газов показано, что для идеальных газов справедлив закон Авогадро. Согласно этому закону в одинаковых объемах идеальных газов при одинаковых температурах и давлении содержится одно и то же число молекул. Отсюда следует, что при одинаковых температурах произведение PV для одного моля различных идеальных газов имеет одно и то же значение. На этом основано измерение моля в граммах, а также молекулярных масс газов. Найдено, что моль кислорода содержит приблизительно 32 г, моль азота – 28 г, моль водорода – 2,016 г и т.д. Эти числа в то же время дают значения молекулярных масс соответствующих газов.

До 1961 г. определение моля и молекулярных масс основывалось на кислородной шкале. Существовало две кислородных шкалы: физическая и химическая. В физической шкале основному изотопу ^{16}O приписывалась атомная масса точно 16. В химической шкале принималось, что средняя атомная масса естественной смеси изотопов кислорода равна точно 16. Однако при масс-спектрометрических измерениях более удобна углеродная шкала, т.к. углерод дает гораздо больше различных соединений, чем кислород. Углеродная шкала и была принята в 1961 г. Международным союзом по чистой и прикладной химии. В этой шкале изотопу углерода ^{12}C приписывается атомная масса 12. Углеродная шкала очень мала отличается от физической углеродной шкалы.

Для одного моля или одного киломоля идеального газа уравнение состояния запишется в виде

$$PV = RT, \quad (1)$$

где постоянная R , ввиду закона Авогадро имеет одно и то же значение для всех газов. На это было указано Д.И. Менделеевым (1834-1907). Уравнение (1) называют уравнением Клапейрона (1799-1864) или Клапейрона-Менделеева, а постоянную R – универсальной газовой постоянной. Её численное значение можно найти, измерив объём V моля идеального газа при нормальном давлении ($P=1,01325$ Па) и при температуре 0°C ($T=273$ К). По современным данным $V=22413+0.9$ см³/моль. Используя это значение нетрудно получить $R=(8,31434\pm 0,00035)$ Дж/(моль К).

Если газ содержит ν , молей, то уравнение Клапейрона-Менделеева примет вид

$$PV = \nu RT, \quad (2)$$

Найдём теперь уравнение состояния для смеси идеальных газов. Для этого воспользуемся эмпирически установленным законом Дальтона (1766-1844). Пусть в различных сосудах одинакового объёма V заключены различные идеальные газы, поддерживаемые при одной и той же температуре T . Обозначим давление этих газов через P_1, P_2, P_3, \dots . Какое давление P установится, если все газы смешать в том же объеме и поддерживать прежнюю температуру смеси T ? Закон Дальтона утверждает, что

$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots \quad (3)$$

Давления P_1, P_2, P_3, \dots называются парциальными давлениями газов, входящих в смесь. Таким образом, по закону Дальтона давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений этих газов. Пусть ν_i – число молей i -го газа. Тогда $P_i V = \nu_i RT$. Поэтому, умножая обе части соотношения (3) на V получим

$$PV = \nu RT,$$

где ν – число молей в смеси, т.е. $\nu = \nu_1 + \nu_2 + \nu_3 + \dots$. Уравнение состояния смеси идеальных газов, таким образом, имеет такой же вид, как и уравнение химически однородного идеального газа. Поэтому на основании уравнения состояния идеального газа нельзя решить, имеет ли мы дело с химически однородным газом или с механической смесью таких газов.

В классической механике мгновенное состояние механической системы определяется координатами и скоростями частиц, из которых состоит система. В молекулярной физике буквальное применение такого способа описания состояний физических систем сводилось бы к определению в каждый момент времени координат и скоростей всех молекул и атомов, а также электронов, атомных ядер и прочих частиц, из которых построены тела. Состояние, описанное столь детально, называется динамическим состоянием или микросостоянием. Квантовая механика дает иной способ описания микросостояний, на котором здесь нет необходимости останавливаться. Важно заметить, только что подобное детальное описание состояний макроскопических систем, ввиду колоссальности числа частиц в них, не только невозможно осуществить практически, но оно само по себе не представляет никакого интереса. Понятие микросостояния в классическом или квантовом смысле полезно лишь постольку, поскольку оно может быть связано с макроскопическими свойствами вещества и может случить для определения последних. В термодинамике равновесные состояния макроскопических систем описываются несравненно более грубо – с помощью небольшого числа различных макроскопических параметров. К ним относятся, например, давление, плотность, температура, концентрация, объём системы, напряженность электрического и магнитного полей и т.д. Состояние, описанное с помощью макроскопических параметров, называется макроскопическим состоянием или макросостоянием. Именно в этом смысле понятие состояние употребляется в термодинамике. Термодинамически равновесное состояние газа, например, в отсутствие внешних силовых полей полностью определяется его массой, химической природой, давлением и температурой. Объём V , в котором заключен газ, не является независимым параметром, а может быть вычислен из уравнения состояния. Нельзя указать все макроскопические параметры, определяющие состояние системы, не конкретизируя последнюю и внешние условия, в которых она находится.

Чтобы выяснить смысл макроскопических параметров с молекулярной точки зрения, рассмотрим в качестве примера плотность газообразного, жидкого и твердого тела. Выделим мысленно в пространстве малую неизменную область с объёмом V . Пусть M – масса содержащегося в ней вещества. Плотностью вещества внутри объема V называется отношение $\rho = \frac{M}{V}$. Ввиду теплового движения число молекул или атомов в объёме V , а с ним и масса M непрерывно и беспорядочно меняется с течением времени. Это ведёт к беспорядочному изменению и плотности ρ . Такое беспорядочное изменение плотности или других физических величин называется флуктуациями. Обозначим через $\rho_1, \rho_2, \dots, \rho_n$ значения величины ρ в равноотстоящие моменты времени t_1, t_2, \dots, t_n . Их среднее арифметическое по определению равно $\left(\frac{1}{n}\right)(\rho_1 + \rho_2 + \dots + \rho_n)$. Опыт показывает, что при неизменных внешних условиях эта величина приближается к определенному пределу $\bar{\rho}$, когда число n , а также общее время наблюдения $t_n - t_1$ становятся бесконечно большими. Величина $\bar{\rho}$ при макроскопическом описании и принимается за плотность тела. Если в объёме V содержится одна или небольшое число молекул, то отклонения мгновенных значений величины ρ от её среднего значения $\bar{\rho}$ очень велики – они сравнимы с самой плотностью $\bar{\rho}$. При увеличении объёма V отклонения становятся всё меньше и меньше. Для больших объёмов, содержащих огромное число

молекул, флуктуации плотности мало заметны. Феноменологическая термодинамика от флуктуаций отвлекается.

Подобно плотности ведут себя и другие макроскопические параметры, например, давление газа. Давление газа на стенку сосуда есть результат ударов о стенку молекул беспорядочно движущихся с тепловыми скоростями. Возьмём малый участок стенки площадью S . Пусть F означает мгновенное значение силы, с которой действуют на этот участок ударяющиеся молекулы. Сила, отнесенная к единицы площади, равна $P=F/S$. Величина P , как и плотность беспорядочно флуктуирует во времени. В термодинамике имеют дело не с мгновенными, а со средними значениями величины P за большие промежутки времени – очень большие по сравнению с длительностью одного удара, с длительностью промежутка времени между двумя последовательными ударами или другими характерными временами. Эту среднюю величину \bar{P} при макроскопическом рассмотрении и принимают за давлением газа. То обстоятельство, что давление газа воспринимается нашими грубыми измерительными приборами как сила, непрерывная во времени и непрерывно распределенная по площади, на которую она действует, объясняется колоссальностью числа молекул, бомбардирующих эту площадь, а также исключительной малостью этих частиц. При повышении чувствительности приборов регистрируются и самопроизвольные беспорядочные колебания давления – тепловые флуктуации.

Из этих примеров видно, что макроскопические термодинамические параметры имеют смысл средних значений (за большой промежуток времени) каких-то функций характеризующих динамическое состояние системы. Только с подобными средними и имеет дело феноменологическая термодинамика. Их мы будем обозначать через ρ, P, V, \dots , т.е. будем опускать черту или любой другой знак усреднения.

Цель работы – ознакомление с одним из методов определения молекулярной массы и плотности газа.

Теория метода

Молекулярной (молярной) массой называется масса одного моля вещества. В единицах СИ эта величина измеряется в килограммах на моль. Молекулярную массу можно определить из уравнения газового состояния. При не очень высоких давлениях, но достаточно высоких температурах газ можно считать идеальным. Состояние такого газа описывается уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{\mu} RT, \quad (4)$$

где P - давление газа, V - объем газа, m – масса газа, μ - молярная масса газа, $R=8.31$ Дж/(моль К) – универсальная газовая постоянная, T – абсолютная температура газа.

Из уравнения (4) можно получить формулу для молярной массы газа

$$\mu = \frac{m R T}{P V}. \quad (5)$$

Если измерение давления P , объема V , температуры T газа, т.е. параметров газа, входящих в формулу (5) не вызывает особенных трудностей, то определение массы газа выполнить практически невозможно, так как взвешивание газа возможно только вместе с колбой, в которой находится газ. Поэтому для определения μ необходимо исключить массу сосуда. Это можно сделать, рассмотрев уравнение состояния двух масс m_1 и m_2 одного и того же газа при неизменных температуре T и объеме V .

Пусть в колбе объёмом V находится газ массой m_1 при давлении P_1 и температуре T . Уравнение состояния (4) для этого газа имеет вид

$$P_1 V = \frac{m_1}{\mu} RT. \quad (6)$$

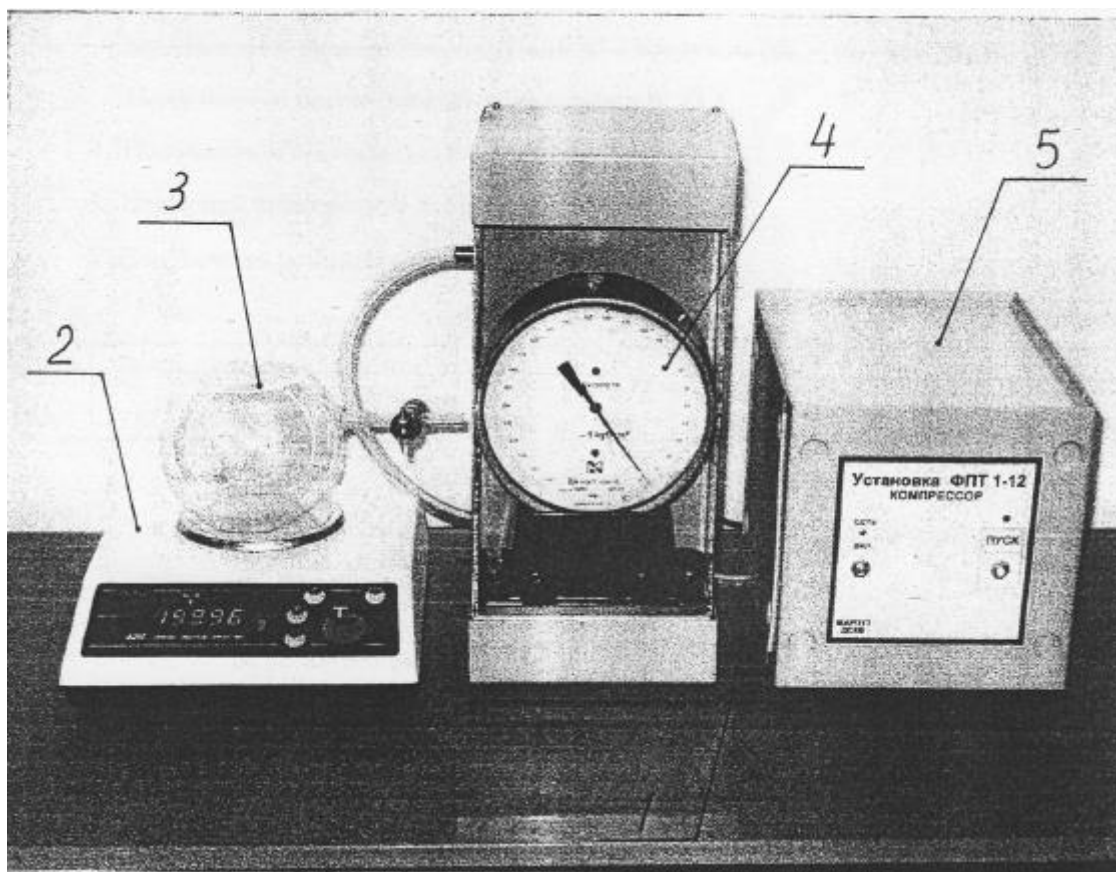


Рисунок 1 – Общий вид экспериментальной установки ФТП1-12: 1 – стойка, 2 – весы, 3- колба, 4- вакууметр, 5 – компрессор

Откачаем часть газа из колбы, не изменяя его температуры. После откачки масса газа, что осталась в колбе, и его давление уменьшились. Обозначим их соответственно m_2 и P_2 и снова запишем уравнение состояния

$$P_2 V = \frac{m_2}{\mu} R T. \quad (7)$$

Из уравнений (6) и (7) получим:

$$\mu = \frac{(m_1 - m_2) R T}{(P_1 - P_2) V}. \quad (8)$$

Полученная формула (8) дает возможность определить μ , если известно изменение массы газа (но не сама масса), а также изменение давления, температура и объём газа.

В данной работе исследуемым газом является воздух, который представляет собой смесь азота, аргона и других газов.

Формула (5) пригодна и для определения μ смеси газов. Найденное в этом случае значение μ представляет собой некоторую среднюю или эффективную молярную массу смеси газов. Молярная масса смеси газов может быть рассчитана и теоретически, если известно процентное содержание и молярная масса каждого из газов, входящих в состав смеси по формуле

$$\mu_c = \frac{1}{\frac{m_1}{m \mu_1} + \frac{m_2}{m \mu_2} + \dots + \frac{m_n}{m \mu_n}}, \quad (9)$$

где $\frac{m_1}{m}, \frac{m_2}{m}, \dots, \frac{m_n}{m}$ - относительное содержание каждого газа, $\mu_1, \mu_2 \dots \mu_n$ - молярные массы газов.

Если известна молярная масса газа, то можно легко определить ещё одну важную характеристику газа – его плотность. Плотность газа – это масса единицы объема газа:

$$\rho = \frac{m}{V}. \quad (10)$$

Определив $\frac{m}{V}$ из уравнения Менделеева – Клапейрона, получим

$$\rho = \frac{Pm}{RT}. \quad (11)$$

Плотность смеси газов можно вычислить по формуле (11), подразумевая под μ эффективную молярную массу смеси.

Экспериментальная установка

Для определения молекулярной массы воздуха предназначена экспериментальная установка ФТП1-12, общий вид которой показан на рисунке 1

Рабочим элементом установки является стеклянная колба 3, соединенная со стрелочным вакууметром 4, показания которого P есть разность между атмосферным давлением в лаборатории P_0 и давлением в колбе P_k . Колба имеет отросток с краном, который с помощью резиновой трубки соединяется с входным патрубком компрессора 5. Колба установлена на тарелке электронных весов. Значение объёма V колбы указано на рабочем месте.

Порядок выполнения работы

1. Подать напряжение питания на электронные весы, включив установку тумблером “Сеть”.
2. С помощью электронных весов определить массу колбы с воздухом (m_0+m_1) при давлении P_1 .
3. Включив компрессор тумблером “Пуск” и, открыв кран, откачать воздух из колбы до давления P_2 , после чего, закрыв кран и выключив компрессор, определить с помощью весов массу колбы с воздухом (m_0+m_2) при давлении P_2 . Полученные данные занести в таблицу 1.
4. Повторить измерения пп. 2-3 не менее 3 раз.
5. Измерить температуру воздуха в лаборатории.
6. Выключить установку тумблером “Сеть”.

Таблица 1.

Номер измер.	m_0+m_1 , кг	m_0+m_2 , кг	m_1-m_2 , кг	P_1 , Па	P_2 , Па	$P_1 - P_2$, Па	T , К	μ , кг/моль	ρ , кг/м ³

Обработка результатов измерения

1. Для каждого проведенного измерения определить массу откачанного воздуха ($m_1 - m_2$) и разность давлений ($P_1 - P_2$).
2. По формуле (8) вычислить для каждого измерения значение молекулярной массы воздуха μ . Найти среднее значение μ .
3. По формуле (11) вычислить для каждого измерения плотность воздуха, используя найденное значение молярной массы μ .
4. Оценить погрешность результатов измерений.

Контрольные задания

1. Что такое молекулярная масса вещества и в каких единицах она измеряется?
2. Запишите и объясните уравнение Менделеева – Клапейрона. В каких случаях его можно использовать для практических вычислений?

3. Как теоретически рассчитать молекулярную массу смеси газов?
4. Что такое плотность газа и как её можно определить экспериментально?
5. Выведите расчетную формулу для определения молярной массы, которая используется в данной работе.
6. Почему молярную массу нельзя определить непосредственно, используя уравнение Менделеева-Клапейрона?
7. В чем заключается метод откачки для определения молярной массы газа?
8. Основные источники погрешностей данного метода измерений.

Литература

1. *Сивухин Д.В.* Общий курс физики. Т.2. Термодинамика и молекулярная физика. М.: Физматлит. 2005.
2. *Матвеев А.Н.* Молекулярная физика. М.: Высшая школа. 1981.
3. *Кикоин А.К., Кикоин И.К.* Молекулярная физика. М.: Наука. 1976.
4. *Рейф Ф.* Статистическая физика. М.: Наука. 1972.
5. *Ландау Л.Д., Ахиезер А.И., Лифшиц Е.М.* Курс общей физики. М.: Наука. 1969.