

Оглавление:

1. Введение	2 – 3
2. Основные положения молекулярно-кинетической теории	3 – 5
3. Размеры молекул	5 – 6
4. Микро- и макропараметры системы	7 – 8
5. Основные уравнения молекулярно-кинетической теории идеального газа для давления	8 – 10
6. Уравнение состояния идеального газа - уравнение Менделеева-Клапейрона	10 – 11
7. Скорости газовых молекул	11 – 13
8. Энергия поступательного движения молекул газа	13 – 14
9. Опытные газовые законы. Давление смеси идеальных газов (закон Дальтона)	14 – 17
10. Заключение	17
11. Список используемой литературы	18
12. Задачи	18 – 22

Введение

Молекулярная физика, раздел физики, в котором изучаются физические свойства тел в различных агрегатных состояниях на основе рассмотрения их микроскопического (молекулярного) строения. Задачи молекулярной физики решаются методами физической статистики, термодинамики и физической кинетики, они связаны с изучением движения и взаимодействия частиц (атомов, молекул, ионов), составляющих физические тела. Атомистические представления о строении вещества, высказанные ещё философами древности, в начале 19 в. были с успехом применены в химии, что в значительной мере содействовало развитию молекулярной физики. Первым сформировавшимся разделом молекулярной физики была кинетическая теория газов. В результате работ Дж. Максвелла (1858—60), Л. Больцмана (1868) и Дж. Гиббса (1871—1902), развивавших молекулярно-кинетическую теорию газов, была создана классическая статистическая физика.

Количественные представления о взаимодействии молекул (молекулярных силах) начали развиваться в теории капиллярных явлений. Классические работы в этой области А. Клеро (1743), П. Лапласа (1806), Т. Юнга (1805), С. Пуассона, К. Гаусса (1830—31), Дж. Гиббса (1874—1878), И. С. Громеки (1879, 1886) и др. положили начало теории поверхностных явлений. Межмолекулярные взаимодействия были учтены Ван-дер-Ваальсом (1873) при объяснении физических свойств реальных газов и жидкостей.

В начале 20 в. молекулярная физика вступает в новый период своего развития, характеризующийся доказательствами реального строения тел из молекул в работах Ж. Перрена и Т. Сведберга (1906), М. Смолуховского и А. Эйнштейна (1904—06), касающихся броуновского движения микрочастиц, и исследованиями молекулярной структуры веществ. Применение для этих целей дифракции рентгеновских лучей в работах М. Лауэ (1912), У. Г. Брэгга и У. Л. Брэгга (1913), Г. В. Вульфа (1913), А. Ф. Иоффе (1924), В. Стюарда (1927—31), Дж. Бернала (1933), В. И. Данилова (1936) и др., а в дальнейшем и дифракции электронов и нейтронов дало возможность получить точные данные о строении кристаллических твёрдых тел и жидкостей. Учение о межмолекулярных взаимодействиях на основании представлений квантовой механики получило развитие в работах М. Борна (1937—39), П. Дебая (30-е гг. 20 в.), Ф. Лондона (1927) и В. Гейтлера (1927). Теория переходов из одного агрегатного состояния в другое, намеченная в 19 в. Ван-дер-Ваальсом и У. Томсоном (Кельвином) и развитая в работах Дж. Гиббса, Л. Ландау (1937), М. Фольмера (30-е гг. 20 в.) и их последователей, превратилась в современную теорию образования новой фазы — важный самостоятельный раздел молекулярной физики. Объединение статистических методов с современными представлениями о структуре веществ в работах Я. И. Френкеля (1926), Г. Эйринга (1935—36), Дж. Бернала и др. привело к молекулярной физике жидких и твёрдых тел.

Круг вопросов, охватываемых молекулярной физикой, очень широк. В ней рассматриваются строение газов, жидкостей и твёрдых тел, их изменение под влиянием внешних условий (давления, температуры, электрического и магнитного полей), явления переноса (диффузия, внутреннее трение), фазовое равновесие и процессы фазовых переходов (кристаллизация и плавление, испарение и конденсация и др.), критическое состояние вещества, поверхностные явления на границах раздела различных фаз.

Интенсивное развитие молекулярной физики привело к выделению из неё ряда крупных самостоятельных разделов, таких, например, как статистическая физика, кинетика физическая, физика твёрдого тела, физическая химия, молекулярная биология.

Современная наука и техника используют всё большее число новых веществ и материалов. Выявившиеся особенности строения этих тел привели к развитию различных научных подходов к их исследованию. Так, на основе общих теоретических представлений молекулярной физики получили развитие такие специальные области науки, как физика металлов, физика полимеров, физика плазмы, кристаллофизика, физико-химия дисперсных систем и поверхностных явлений, теория тепло- и массопереноса. Сюда же можно отнести также новую область науки — физико-химическую механику, которая составляет теоретическую основу современного материаловедения, указывая пути создания технически важных материалов с требуемыми физическими свойствами. При всём различии объектов и методов исследования здесь сохраняется, однако, основная идея молекулярной физики: описание макроскопических свойств вещества, исходя из особенностей микроскопической (молекулярной) картины его строения.

Основные положения молекулярно-кинетической теории

Согласно молекулярно-кинетической теории все вещества состоят из мельчайших частиц - молекул. Молекулы находятся в непрерывном движении и взаимодействуют между собой. Молекула - наименьшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Молекулы состоят из более простых частиц - атомов химически элементов. Молекулы различных веществ имеют различный атомный состав.

Молекулы обладают кинетической энергией $W_{\text{кин}}$ и одновременно потенциальной энергией взаимодействия $W_{\text{пот}}$. В газообразном состоянии $W_{\text{кин}} > W_{\text{пот}}$. В жидком и твердом состояниях кинетическая энергия частиц сравнима с энергией их взаимодействия ($W_{\text{кин}} \approx W_{\text{пот}}$).

Три основных положения молекулярно - кинетической теории:

1. Все вещества состоят из молекул, т.е. имеют дискретное строение, молекулы разделены промежутками.
2. Молекулы находятся в непрерывном беспорядочном (хаотическом) движении.
3. Между молекулами тела существуют силы взаимодействия.

Молекулярно-кинетическая теория обосновывается многочисленными опытами и огромным количеством физических явлений.

Существование молекул блестяще подтверждается законом кратных отношений. Он гласит: "при образовании из двух элементов различных соединений (веществ) массы одного из элементов в разных соединениях относятся как целые числа, т.е. находятся в кратных отношениях". Например, азот и кислород дают пять соединений: N_2O , N_2O_2 , N_2O_3 , N_2O_4 , N_2O_5 . В них с одним и тем же количеством азота кислород вступает в соединение в количествах, находящихся между собой в кратных отношениях 1:2:3:4:5. Закон кратных отношений легко объяснить. Всякое вещество состоит из одинаковых молекул, имеющих соответствующий атомный состав. Так как все молекулы данного вещества одинаковы, то отношение весовых количеств простых элементов, входящих в состав всего тела, такое же, как и в отдельной молекуле, и, значит, является кратным атомных весов, что и подтверждается опытом.

Наличие промежутков между молекулами следует, например, из опытов смещения различных жидкостей: объем смеси всегда меньше суммы объемов смешанных жидкостей.

Вот некоторые из доказательств беспорядочного (хаотического) движения молекул:

а) стремление газа занять весь предоставленный ему объем

б) броуновское движение - беспорядочное движение мельчайших видимых в микроскоп частиц вещества, находящихся во взвешенном состоянии и нерастворимых в ней. Это движение происходит под действием беспорядочных ударов молекул, окружающей жидкости, находящихся в постоянном хаотическом движении

в) диффузия - взаимное проникновение молекул соприкасающихся веществ. При диффузии молекулы одного тела, находясь в непрерывном движении, проникают в промежутки между молекулами другого соприкасающегося с ним тела и распространяются между ними. Диффузия проявляется во всех телах - в газах, жидкостях и твердых телах, - но в разной степени.

Диффузию в газах можно наблюдать, если сосуд с пахучим газом открыть в помещении. Через некоторое время газ распространится по всему помещению.

Диффузия в жидкостях происходит значительно медленнее, чем в газах. Например, в стакан нальем раствор медного купороса, а затем, очень осторожно добавим слой воды и оставим стакан в помещении с постоянной температурой, где он не подвергается сотрясениям. Через некоторое время будем наблюдать исчезновение резкой границы между купоросом и водой, а через несколько дней жидкости перемешаются, несмотря на то, что плотность купороса больше плотности воды. Так же диффундирует вода со спиртом и прочие жидкости.

Диффузия в твердых телах происходит еще медленнее, чем в жидкостях (от нескольких часов до нескольких лет). Она может наблюдаться только в хорошо пришлифованных телах, когда расстояния между

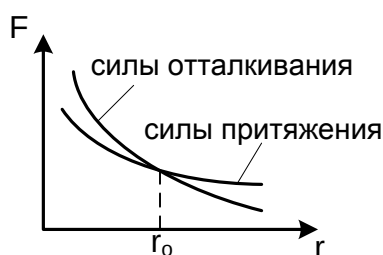
поверхностями шлифованных тел близки к расстояниям между молекулами (10^{-8} см). При этом скорость диффузии увеличивается при повышении температуры и давления.

Разновидностью диффузии является осмос - проникновение жидкостей и растворов через пористую перегородку. Диффузия и осмос играют большую роль в природе и технике. В природе благодаря диффузии осуществляется питание растений из почвы. Организм человека и животных всасывает через стенки пищеварительного тракта питательные вещества. В технике с помощью диффузии поверхностный слой металлических изделий насыщается углеродом (цементация).

Доказательства силового взаимодействия молекул:

- а) деформация тел под влиянием силового воздействия;
- б) сохранение формы твердыми телами;
- в) поверхностное натяжение жидкостей и, как следствие, явление смачивания и капиллярности.

Между молекулами существуют одновременно силы притяжения и силы отталкивания. При малых расстояниях между молекулами преобладают силы отталкивания. По мере увеличения расстояния r между молекулами как силы притяжения, так и силы отталкивания убывают, причем силы отталкивания убывают быстрее. Поэтому при некотором значении r_0 (расстояние между молекулами) силы притяжения и силы отталкивания взаимно уравниваются.



Расстояние r_0 между молекулами соответствует минимуму их потенциальной энергии. Для изменения расстояния между молекулами в ту или другую сторону требуется затратить работу против преобладающих сил притяжения или отталкивания. Расстояние r_0 соответствует устойчивому равновесному взаимному положению молекул. При увеличении расстояния между молекулами, преобладающие силы притяжения восстанавливают равновесное положение, а при уменьшении расстояние между ними равновесие восстанавливается преобладающими силами отталкивания.

Современные экспериментальные методы физики (рентгеноструктурный анализ, наблюдения с помощью электронного микроскопа и др.) позволили наблюдать микроструктуру веществ.

Размеры молекул

Количество вещества, в котором содержится столько же молекул или атомов, сколько их содержится в 0,012 кг углерода, называют молем. Например, 2 г водорода составляет один моль водорода; 32 г кислорода

составляют один моль кислорода. Масса одного моля вещества называется молярной массой этого вещества. Обозначается через M . Для водорода $M_{H_2} = 2 \frac{г}{моль} = 2 \cdot 10^{-3} \frac{кг}{моль}$; для кислорода $M_{O_2} = 32 \cdot 10^{-3} \frac{кг}{моль}$. Значение молярной массы можно узнать из периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, но нужно помнить, что если в химии молярную массу измеряют в г/моль, то в физике в кг/моль.

Число молекул, содержащихся в одном моле разных веществ, одинаково и называется числом Авогадро (N_A):

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

Число Авогадро чрезвычайно велико. Чтобы почувствовать его колоссальность, представьте себе, что в Черное море высыпали число булавочных головок (диаметр каждой около 1 мм), равное числу Авогадро. При этом оказалось бы, что в Черном море уже не остается места для воды: оно не только до краев, но и большим избытком оказалось бы заполненным этими булавочными головками. Авогадровым числом булавочных головок можно было бы засыпать площадь, равную, например, территории Франции, слоем толщиной около 1 км. И такое огромное число отдельных молекул содержится всего лишь в 18 г воды; в 2 г водорода и т.д.

Кроме того, установлено, что в 1 см³ любого газа при нормальных условиях (т.е. при 0°C и давлении 760 мм. рт. ст.) содержится $2,7 \cdot 10^{19}$ молекул.

Если взять число кирпичей, равное этому числу, то, будучи плотно уложенными, эти кирпичи покрыли бы поверхность всей суши Земного шара слоем высотой 120 м. Кинетическая теория газов позволяет вычислить длину свободного пробега молекулы газа - среднее расстояние, которое проходит молекула от столкновения до столкновения с другими молекулами, и диаметр молекулы.

Количеством вещества можно рассчитать по формуле:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

При этом, оно также равно:

$$n = \frac{m}{M}$$

Где m - масса газа (любого вещества), и тогда число молекул газа N можно выразить:

$$N = \frac{m}{M} N_A$$

Массу одной молекулы m_0 можно определить по формуле:

$$m_0 = \frac{m}{N} = \frac{m}{\frac{m}{M} N_A} = \frac{M}{N_A}$$

Относительной массой молекулы M_r называется величина, равная отношению абсолютной массы молекулы m_0 к $1/12$ массы атома углерода m_{oC} :

$$M_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_{oC}}$$

Микро- и макропараметры системы

Рассмотрим систему, состоящую из очень большого числа молекул N . Например, такой системой может быть газ.

В данный момент времени каждая молекула газа имеет свою энергию, скорость, направление движения, определенную массу и размеры. Величины, которые определяют поведение одной частицы в системе, носят название микропараметров. Микропараметры одной частицы могут меняться без внешних воздействий на систему. Например, скорости молекул газа могут непрерывно изменяться за счет столкновений между ними.

Величины, которые изменяются за счет внешних воздействий на систему, называются макропараметрами. К ним относятся: объем V , давление P , температура T .

Объем V - это область пространства, занимаемая телом. В СИ измеряется в m^3 . $1 л = 10^{-3} m^3$.

Давление P - скалярная физическая величина, характеризующая распределение силы по поверхности и равная проекции силы на направление нормали к площадке, на которую сила действует, и отнесенная к единице этой площади. При равномерном распределении силы F по плоской поверхности площадью S давление равно

$$P = \frac{F_n}{S},$$

где F_n - проекция силы F на нормаль к площади S . В СИ единица давления - Паскаль $[Па] = \frac{Н}{м^2}$. внесистемная единица - мм.рт.ст. Нормальное давление равно одной физической атмосфере.

1 физическая атмосфера = 1 атм = 760 мм.рт.ст.,

1 техническая атмосфера = 1 ат = 736 мм.рт.ст.

1 мм.рт.ст. = 133 Па

Температура T - параметр состояния, характеризующий степень нагретости тела и связанный с понятием теплового равновесия. Два тела, изолированные от окружающих тел, но имеющие возможность обмениваться энергией друг с другом, находятся в тепловом равновесии, если их термодинамические состояния не изменяются со временем. Телам, находящимся в тепловом равновесии друг с другом, приписывается одна и та же температура. Различают термодинамическую (абсолютную) температуру T К и температуру Цельсия $t^{\circ}C$. Связь между ними:

$$T = t^{\circ}C + 273$$

Абсолютную температуру в Си измеряют в градусах по шкале Кельвина.

Если два тела находятся в тепловом равновесии, то средние значения кинетической энергии поступательного движения E_k частиц этих тел будут одинаковы, и равны для каждой частицы:

$$E_k = \frac{3}{2} kT,$$

где k - постоянная Больцмана; $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$.

Из приведенной выше формулы следует:

$$T = \frac{2}{3} \frac{E_k}{k}$$

Таким образом, термодинамическая температура с молекулярно-кинетической точки зрения - физическая величина, характеризующая интенсивность хаотического, теплового движения всей совокупности частиц системы и пропорциональная средней кинетической энергии поступательного движения одной частицы.

Температура, при которой прекращается хаотическое движение частиц тела, называется абсолютным нулем. При $T=0$ прекращается только тепловое движение. Другие (нетепловые) формы движения будут наблюдаться и при абсолютном нуле.

Основные уравнения молекулярно-кинетической теории идеального газа для давления

У разреженного газа расстояние между молекулами во много раз превышает их размеры. В этом случае взаимодействие между молекулами пренебрежимо мало и кинетическая энергия молекул много больше потенциальной энергии их взаимодействия.

Для объяснения свойств вещества в газообразном состоянии вместо реального газа используется его физическая модель - идеальный газ. В модели предполагается:

- 1) собственный объем молекул газа пренебрежимо мал по сравнению с объемом сосуда;
- 2) между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;
- 3) столкновения молекул газа со стенками сосуда абсолютно упругие.

Реальные газы (например, кислород и гелий) в условиях, близких к нормальным, а также при низких давлениях и высоких температурах близки к идеальным газам. Частицы идеального газа в промежутках между столкновениями движутся равномерно и прямолинейно. Давление газа на стенки сосуда можно рассматривать как ряд быстро следующих ударов газовых молекул о стенку. Рассмотрим, как вычислить давление, вызванное отдельными ударами. Представим себе, что по некоторой поверхности происходит ряд отдельных и частых ударов. Найдем такую среднюю постоянную силу F , которая, действуя в течение времени t , за которое

происходили отдельные удары, произведет такое же действие, как и все эти удары в своей совокупности. В таком случае импульс этой средней силы за время t должен равняться сумме импульсов всех тех ударов, которые получила поверхность за это время, т.е.

$$Ft = f_1 t_1 + f_2 t_2 + \dots + f_n t_n ,$$

где $t_1, t_2, \dots, t_n$ - время взаимодействия первой, второй, ..., n -й молекул со стенкой (т.е. длительность удара); $f_1, f_2, \dots, f_n$ - силы удара молекул о стенку. Из этой формулы следует, что

$$F = \frac{f_1 t_1 + f_2 t_2 + \dots + f_n t_n}{t} .$$

Средняя сила давления, вызванная рядом отдельных ударов о некоторую поверхность, численно равна сумме импульсов всех ударов, полученных этой поверхностью за единицу времени.

Найдем среднюю силу давления F , возникающую вследствие ударов газовых молекул о стенки сосуда. Имеем сосуд в форме куба с длиной ребра l , в котором движется N молекул, причем масса каждой молекулы равна m_0 .

В результате хаотического движения молекул можно утверждать, что результат их ударов о стенки будет такой же, как будто $1/3$ все молекул движется вдоль оси X , ударяя в правую и левую грани, $1/3$ - движется вдоль оси Y , ударяя в переднюю и заднюю грани, а $1/3$ - вдоль оси Z , ударяя в верхнюю и нижнюю грани.

Найдем импульс силы, от удара одной (первой) молекулы по грани куба. Пусть молекула движется со скоростью V_1 вдоль оси X . При упругом ударе о грань она отталкивается с такой же по модулю скоростью, но с обратным знаком. Импульс молекулы до удара $p_0 = m_0 v_1$, а после удара равен $p_1 = -m_0 v_1$. Изменение импульса молекулы за один удар о грань равно $\Delta p = 2m_0 v_1$. Подсчитаем число ударов, сделанных молекулой о грань за единицу времени ($t = 1$ с). От удара до следующего удара об одну и ту же грань молекула пролетает вдоль оси X расстояние, равное удвоенной длине ребра куба $2l$, т.к. ей надо пролететь до противоположной грани и вернуться обратно. За одну секунду молекула произведет $\frac{V_1}{2l}$ ударов. Изменение импульса молекулы за все удары (за 1 сек) можно найти как

$$\Delta p = 2m_0 V_1 \frac{V_1}{2l} = \frac{m_0 V_1^2}{l} .$$

Импульс силы $f_1 t_1$, полученный молекулой от грани за все удары в течение секунды, равен изменению ее импульса, т.е.

$$f_1 t_1 = \frac{m_0 V_1^2}{l} .$$

Такой же импульс получила грань от ударов молекулы. Обозначим число молекул, движущихся вдоль оси X , через $N' = \frac{1}{3} N$. Аналогично, различные

молекулы, двигаясь с другими скоростями ($V_2, V_3 \dots V_{N'}$) сообщают грани импульсы $\frac{m_0 V_2^2}{l}, \frac{m_0 V_3^2}{l} \dots \frac{m_0 V_{N'}^2}{l}$,

$$F = \frac{m_0}{l} (V_1^2 + V_2^2 + \dots + V_{N'}^2)$$

Умножив и разделив правую часть этого равенства на N' , получим:

$$F = \frac{m_0 N'}{l} \left(\frac{V_1^2 + V_2^2 + \dots + V_{N'}^2}{N'} \right)$$

Сумма квадратов скоростей движущихся молекул деленная на их число равна квадрату средней квадратичной скорости $\bar{V}^2$ движения молекул, т.е.:

$$\bar{V}^2 = \frac{V_1^2 + V_2^2 + \dots + V_{N'}^2}{N'}$$

Используя это выражение, получаем:

$$F = \frac{m_0 N' \bar{V}^2}{l}$$

Учитывая, что давление газа P определяется силой, действующей на единицу площади (площадь грани куба с ребром l равна l^2)

$$P = \frac{F}{l^2},$$

получаем:

$$P = \frac{m_0 N \bar{V}^2}{3l^3}$$

Объем куба $V = l^3$. Такой же объем занимает газ. Поэтому:

$$P = \frac{m_0 N \bar{V}^2}{3V}$$

Эту формулу называют основным уравнением молекулярно-кинетической теории идеального газа для давления. Сделанный вывод для сосуда в форме куба оказывается справедливым для сосуда любой формы.

Уравнение можно записать иначе. Отношение $\frac{N}{V} = N_0$ (число молекул в единице объема или концентрация молекул). Умножив и разделив правую часть данного равенства на 2, получим:

$$P = \frac{2m_0 \bar{V}^2 N}{2 \cdot 3} = \frac{2}{3} N_0 \left(\frac{m_0 \bar{V}^2}{2} \right)$$

Величина $E_k = \frac{m_0 \bar{V}^2}{2}$ - есть средняя кинетическая энергия

поступательного движения одной газовой молекулы. Окончательно имеем:

$$P = \frac{2}{3} N_0 E_k.$$

Учитывая, что $E_k = \frac{3}{2} kT$, получим:

$$P = N_0 kT.$$

Таким образом, все эти формулы выражают основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеального газа для давления.

Уравнение состояния идеального газа - уравнение Менделеева-Клапейрона

Из основного уравнения молекулярно-кинетической теории следует закон Авогадро: в равных объемах разнородных газов при одинаковых условиях (одинаковой температуре и одинаковом давлении) содержится одинаковое число молекул:

$$P_1 = N_{01}kT \text{ (для одного газа),}$$

$$P_2 = N_{02}kT \text{ (для другого газа).}$$

Если $V_1 = V_2$; $T_1 = T_2$; $P_1 = P_2$, то $n_{01} = n_{02}$.

Запишем уравнение состояния идеального газа для одного моля:

$$PV_M = N_A kT,$$

где V_M - объем одного моля газа; $N_A k = R$ - универсальная газовая постоянная.

Окончательно имеем:

$$PV_M = RT$$

Это уравнение называется уравнением Клапейрона (для одного моля газа). При нормальных условиях ($P = 101326 \text{ Па}$ и $T = 273,15 \text{ К}$) молярный объем любого газа $V_M = 22,4 \cdot 10^{-3} \frac{\text{м}^3}{\text{моль}}$. Из формулы определим R :

$$R = \frac{PV_M}{T}; R = \frac{101325 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273,15} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

От уравнения Клапейрона для моля газа можно перейти к уравнению Менделеева-Клапейрона для любой массы газа m . Отношение $\frac{m}{M}$ дает число молей газа. Левую и правую части уравнения Клапейрона умножим на $\frac{m}{M}$. Имеем

$$PV_M \frac{m}{M} = \frac{m}{M} RT,$$

где $V_M \frac{m}{M} = V$ объем газа, тогда окончательно получим:

$$PV = \frac{m}{M} RT.$$

Это уравнение называется уравнением Менделеева-Клапейрона. В него уравнение можно внести плотность газа $\rho = \frac{m}{V}$ и тогда получим

$$P = \frac{RT\rho}{M} \text{ или } \rho = \frac{PM}{RT}.$$

Если газ переходит из одного состояния: $P_1 V_1 = \frac{m}{M} RT_1$, в другое $P_2 V_2 = \frac{m}{M} RT_2$

и при этом масса его не изменяется, то, разделив первое уравнение на второе, получим уравнение состояния газа:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Скорости газовых молекул

Зная, что $m = m_0 N$, основное уравнение МКТ можно записать в виде:

$$P = \frac{m \bar{v}^2}{3V}.$$

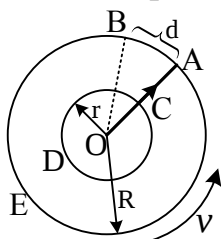
Из этого выражения можно вычислить среднюю квадратичную скорость движения молекул газа:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3PV}{m}}.$$

Зная уравнение Менделеева-Клаперона, получим новые выражения для определения $\bar{v}$:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3 \frac{m}{M} RT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}.$$

Опытное определение скоростей движения молекул паров серебра впервые было проведено в 1920 г Штерном.



Из стеклянного цилиндра Е выкачивался воздух. Внутри этого цилиндра помещался второй цилиндр D, имеющий с ним общую ось O. Вдоль образующей цилиндра D имелся прорез в виде узкой щели C. По оси протягивалась посеребренная платиновая проволока, по которой можно было пропускать ток. При этом проволока раскалялась и серебро с ее поверхности обращалось в пар. Молекулы паров серебра разлетались в различные стороны, часть их проходила через щель C цилиндра D и на внутренней поверхности цилиндра E получался налет серебра в виде узкой полоски A.

Когда вся система приводилась в очень быстрое движение таким образом, что проволока являлась осью вращения, то полоска A на цилиндре E получилась смещенной в сторону, т.е. например, не в точке A, а в точке B. Это происходило потому, что пока молекулы серебра пролетали путь CA, точка A цилиндра E успевала повернуться на расстояние AB и молекулы серебра попадали не в точку A, а в точку B.

Обозначим величину смещения серебряной полоски $AB = d$; радиус цилиндра E через R , радиус цилиндра D через r , а число оборотов всей системы в секунду через $v \frac{\text{об}}{c}$.

За один оборот системы точка A на поверхности цилиндра E пройдет путь, равный длине окружности $2\pi R$, а за 1 секунду она пройдет путь $S = 2\pi Rv$. Время t , в течение которого точка A переместилась на расстояние $AB = d$, будет равно: $t = \frac{d}{2\pi Rv}$. За время t молекулы паров серебра пролетали расстояние $CA = R - r$. Скорость их движения v может быть найдена, как пройденный путь, деленный на время: $v = \frac{R-r}{t}$ или, заменяя t , получим:

$$v = \frac{2\pi Rv(R-r)}{d}.$$

Налет серебра на стенке цилиндра E получался размытым, что подтверждало наличие различных скоростей движения молекул. Из опыта можно было определить наиболее вероятную скорость v_a , которая соответствовала наибольшей толщине налета серебра.

Наиболее вероятную скорость можно рассчитать по формуле, данной Максвеллом: $v_a = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$.

Кроме того, быстроту движения молекул характеризует средняя арифметическая скорость $\bar{v}_a$ - среднее значение модулей скоростей всех молекул:

$$\bar{v}_a = \frac{|v_1| + |v_2| + \dots + |v_N|}{N}$$

По вычислениям Максвелла средняя арифметическая скорость движения молекул равна:

$$\bar{v}_a = \sqrt{\frac{8}{\pi} \frac{RT}{M}}.$$

Энергия поступательного движения молекул газа

Кинетическая энергия, которой обладают N молекул газа при некоторой температуре T вследствие своего поступательного движения равна:

$$\hat{A}_e = \frac{m_0 V_1^2}{2} + \frac{m_0 V_2^2}{2} + \dots + \frac{m_0 V_N^2}{2} = \frac{m_0}{2} (V_1^2 + V_2^2 + \dots + V_N^2)$$

Так как $\bar{v}^2 = \frac{V_1^2 + V_2^2 + \dots + V_N^2}{N}$, то

$$E_{\hat{e}} = \frac{m_0 N \bar{v}^2}{2}.$$

Из основной формулы кинетической теории следует, что $PV = \frac{m_0 N \bar{v}^2}{3}$.

Разделив уравнение E_k на PV , получим:

$$\frac{\dot{A}_e}{\dot{D}V} = \frac{3}{2} \text{ или } \dot{A}_e = \frac{3}{2} PV.$$

Заменяем $PV = \frac{m}{M}RT$ и запишем

$$\dot{A}_e = \frac{3}{2} \frac{m}{M} RT.$$

Если газ взят в количестве одного моля, то: $\dot{A}_e = \frac{3}{2} RT.$

Средняя кинетическая энергия поступательного движения одной газовой молекулы: $E_k = \frac{E_k}{N_A} = \frac{\frac{3}{2}RT}{N_A} = \frac{3}{2}kT.$

При одной и той же температуре средняя энергия поступательного движения молекул любого газа одна и та же.

Опытные газовые законы. Давление смеси идеальных газов (закон Дальтона)

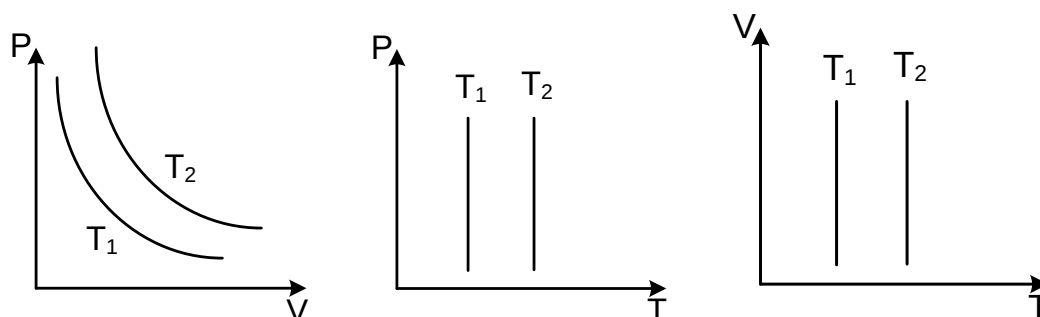
Опытным путем, задолго до появления молекулярно-кинетической теории, был открыт целый ряд законов, описывающих равновесные изопроцессы в идеальном газе.

Изопроцесс - это равновесный процесс, при котором один из параметров состояния не изменяется (постоянен). Различают изотермический ($T = \text{const}$), изобарический ($p = \text{const}$), изохорический ($V = \text{const}$) изопроцессы.

Изотермический процесс описывается законом Бойля-Мариотта: "если в ходе процесса масса и температура идеального газа не изменяются, то произведение давления газа на его объем есть величина постоянная $PV = \text{const}$ или $P_1V_1 = P_2V_2$."

Графическое изображение уравнения состояния называют диаграммой состояния. В случае изопроцессов диаграммы состояния изображаются двумерными (плоскими) кривыми и называются соответственно изотермами, изобарами и изохорами.

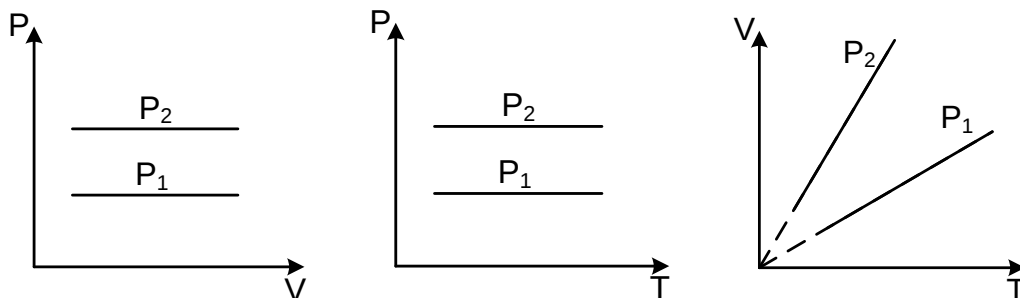
Изотермы, соответствующие двум разным температурам, приведены на рисунках ($T_2 > T_1$)



Изобарический процесс описывается законом Гей-Люссака: "если в ходе процесса давление и масса идеального газа не изменяются, то

отношение объема газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная: $\frac{V}{T} = const$ или $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$.

Изобары, соответствующие двум разным давлениям, приведены на рисунке ($P_2 > P_1$).



Уравнение изобарического процесса можно записать иначе:

$$V = V_0(1 + \alpha t),$$

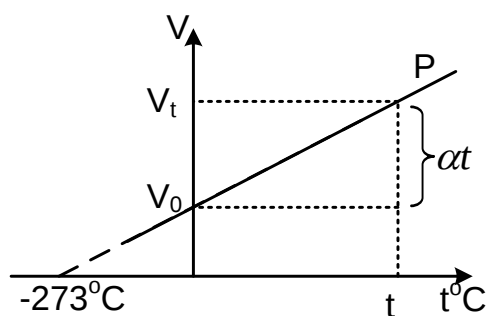
где V_0 - объем газа при 0°C ; V - объем газа при $t^\circ\text{C}$; t - температура газа в градусах Цельсия; α - коэффициент объемного расширения. Из формулы следует, что

$$\alpha = \frac{V - V_0}{V_0 t}.$$

Опыты французского физика Гей-Люссака (1802 г) показали, что коэффициенты объемного расширения всех видов газов одинаковы и равны

$$\alpha = \frac{1}{273} \frac{1}{\text{град}},$$

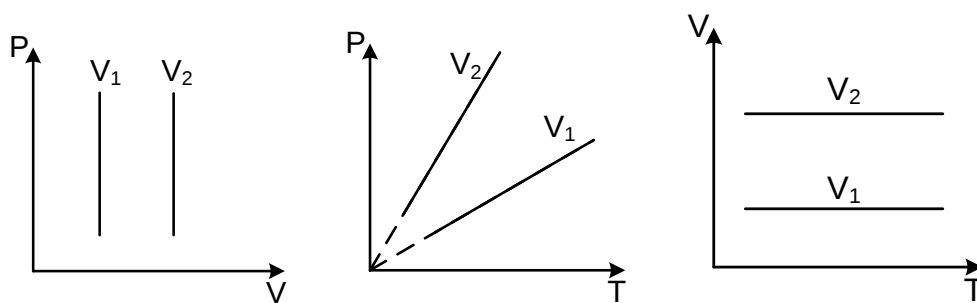
т.е. при нагревании на 1°C газ увеличивает свой объем ($P = \text{const}$) на часть того объема, который он занимал при 0°C ($\frac{1}{273}$). На рисунке изображен график зависимости объема газа V от температуры $t^\circ\text{C}$:



Изохорический процесс описывается законом Шарля: "если в ходе процесса объем и масса идеального газа не изменяются, то отношение давления газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная:

$$\frac{P}{T} = const \text{ или } \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Изохоры, соответствующие двум разным объемам, приведены на рисунке ($V_2 > V_1$).



Уравнение изохорического процесса можно записать иначе:

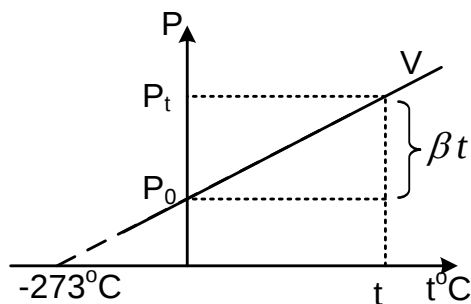
$$P = P_0(1 + \beta t),$$

где P_0 - давление газа при 0°C ; P - давление газа при t ; t - температура газа в градусах Цельсия; β - температурный коэффициент давления. Из формулы следует, что

$$\beta = \frac{P - P_0}{P_0 t}.$$

Для каждого газа $\beta = \text{const}$ и $\beta = \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ\text{C}}$. Если газ нагреть на 1°C (при $V = \text{const}$), то давление газа возрастет на $\frac{1}{273}$ часть того давления, которое он имел при 0°C .

На рисунке изображен график зависимости давления газа от температуры t .



В случае механической смеси газов, не вступающих в химические реакции, давление смеси также определяется формулой $P_{\bar{n}} = n_0 k T$, где $n_0 = n_{01} + n_{02} + \dots + n_{0n}$ (концентрация смеси n_0 равна сумме концентраций компонентов смеси, всего n - компонентов).

Закон Дальтона гласит: Давление смеси $P_{\bar{n}}$ равно сумме парциальных давлений газов, образующих смесь:

$$P_c = P_1 + P_2 + \dots + P_n = nk(T_1 + T_2 + \dots + T_n).$$

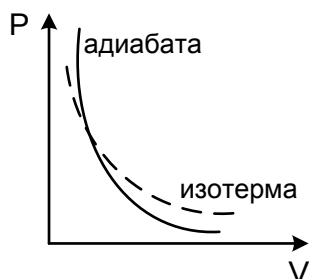
Давления $P_1, P_2, \dots, P_n$ называется парциальными. Парциальное давление - это давление которое создавал бы данный газ, если бы он один занимал тот

сосуд, в котором находится смесь (в том же количестве, в котором он содержится в смеси).

Адиабатный процесс – такой тепловой процесс, при котором параметры состояния изменяются без подведения (отбора) энергии. Он описывается следующим уравнением:

$$PV^\gamma = \text{const},$$

где γ - показатель адиабаты, для идеального газа: $\gamma = \frac{5}{3}$. График изобары изображен на рисунке.



Заключение

Молекулярно-кинетическая теория не имеет ярко выраженного практического применения, но она очень важна, так как объясняет и позволяет рассчитать множество явлений. Основные положения молекулярно-кинетической теории лежат в основе понимания окружающего нас мира и являются одними из главнейших в физике и химии. Молекулярная физика может объяснить такие явления как диффузия и броуновское движение, а так же рассчитать скорость частицы вещества. Молекулярно-кинетическая теория лежит в основе объяснения и расчета свойств реальных газов и жидкостей: вязкости, что применяется, например, в биологии, влажности, капиллярных явлений, что очень важно для аналитической химии, биологии и медицины. Кроме того, знания молекулярной физики позволило создать и активно использовать в технике насос, шприц, термометр и многое другое. Замечательно также то, что молекулярная физика, в частности, уравнение газового состояния Менделеева – Клапейрона, может служить не только для расчета параметров состояния газа, занимающего ограниченный объем какого-либо сосуда. Используя это уравнение, можно достаточно хорошо описать природу наиболее распространенных во Вселенной небесных тел – звезд, например Солнца. Таким образом, видно, что молекулярная физика является одной из важнейших и основополагающих разделов физики и требует внимательного и вдумчивого изучения.

Список используемой литературы:

1. А.А. Пинский, Г.Ю. Граковский, Физика, М: ФОРУМ – ИНФРА-М, 2005
2. Г.Я. Мякишев, Б.Б. Буховцев, Физика 9 класс, М: Просвещение, 1981
3. И.Л. Касаткина, Репетитор по физике, Ростов-на-Дону: Феникс, 2003
4. www.physics.ru
5. <http://lscore.lspace.etu.ru>
6. <http://www.studzona.com>
7. Физика в таблицах, 7-11 классы, М: Дрофа, 2005

Задачи

1. В бассейн длиной $l=10$ м, шириной $r=6$ м и глубиной $h=2$ м бросили $m=10$ г поваренной соли. Соль равномерно распределилась по всему объему бассейна. Найти количество молекул N соли в стакане объемом $V=200\text{см}^3$, которым зачерпнули воду из бассейна. Молярная масса соли NaCl $M=58\cdot 10^{-3}$ кг/моль.
2. Если бы все молекулы водорода, содержащиеся в $m=10$ мг этого газа, расположили вплотную друг к другу по цепочке, то какова была бы длина l этой цепочки? Диаметр молекулы водорода $d=2,3\cdot 10^{-10}$ м. Во сколько раз длинна этой цепочки больше расстояния от Земли до Луны $L=384$ Мм?
3. Воздушный шар, вынесенный из теплого помещения, где температура $t_1=27^\circ\text{C}$, на улицу, где температура $t_2=-7^\circ\text{C}$, парит в воздухе. Определить диаметр шара d , если масса его оболочки $m_{\text{об}}=10$ г. Атмосферное давление $p_{\text{атм}}$ нормальное. Молярная масса воздуха $M=0,029$ кг/моль. Упругостью оболочки и толщиной ее стенок пренебречь.
4. Солдат пьет воду из фляжки, плотно прижав ее к губам. Вместимость фляжки $V=0,5$ л, а вода заполняет ее на $2/3$. Сколько воды ΔV_v выпил солдат, если давление оставшегося в ней воздуха понизилось на $\Delta p=30$ кПа? Атмосферное давление $p_{\text{атм}}$ нормальное.
5. Найти плотность газа ρ при давлении p и абсолютной температуре T .

Газ	$P\cdot 10^3, \text{Па}$	$T, \text{К}$
Азот	102	297
Кислород	310	510
Водород	41	243
Аргон	32	600
Воздух	101,3	273

Решение задач

1. В бассейн длиной $l=10$ м, шириной $r=6$ м и глубиной $h=2$ м бросили $m=10$ г поваренной соли. Соль равномерно распределилась по всему объему бассейна. Найти количество молекул N соли в стакане объемом $V=200\text{см}^3$, которым зачерпнули воду из бассейна. Молярная масса соли NaCl $M=58\cdot 10^{-3}$ кг/моль.

Решение: $N=nV$ (1), где n концентрация соли в стакане.

Концентрация соли в стакане нам не известна, но она такая же, как и в единице объема воды в бассейне, т.к. соль равномерно распределилась по всему объему бассейна. Концентрацию молекул соли в бассейне можно определить, разделив плотность соли на массу одной молекулы m_0 :

$$n = \frac{\rho}{m_0} \quad (2).$$

В свою очередь плотность соли найдем, разделив ее массу на объем бассейна V_0 : $\rho = \frac{m}{V_0}$, где $V_0 = l \cdot r \cdot h$, поэтому $\rho = \frac{m}{l \cdot r \cdot h}$ (3).

$$\text{Подставим (3) в (2): } n = \frac{m}{l \cdot r \cdot h \cdot m_M} \quad (4)$$

$$\text{Масса одной молекулы: } m_M = \frac{M}{N_A} \quad (5)$$

$$\text{Подставим (5) в (4): } n = \frac{m N_A}{l \cdot r \cdot h \cdot M} \quad (6)$$

$$\text{Подставим (6) в (1): } N = \frac{m N_A V}{l \cdot r \cdot h M}$$

$$\text{Произведем вычисления: } N = \frac{0,01 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 2 \cdot 10^{-4}}{10 \cdot 6 \cdot 2 \cdot 58 \cdot 10^{-3}} = 2 \cdot 10^{17}$$

Ответ: $N = 2 \cdot 10^{17}$.

2. Если бы все молекулы водорода, содержащиеся в $m=10$ мг этого газа, расположили вплотную друг к другу по цепочке, то какова была бы длина l этой цепочки? Диаметр молекулы водорода $d=2,3 \cdot 10^{-10}$ м. Во сколько раз длинна этой цепочки больше расстояния от Земли до Луны $L=384$ Мм?

Решение: Длина цепочки из молекул водорода равна произведению диаметра одной молекулы на их число в $m=10$ мг водорода: $l = dN$ (1).

Число молекул равно произведению числа молей и числа Авогадро:

$$N = \nu N_A \quad (2).$$

$$\text{В свою очередь } \nu = \frac{m}{M} \quad (3).$$

$$\text{Подставим (3) в (2): } N = \frac{m}{M} N_A \quad (4).$$

$$\text{Подставим (4) в (1): } l = d \frac{m}{M} N_A$$

$$\text{Произведем вычисления: } l = 2,3 \cdot 10^{-10} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1 \cdot 10^{-5}}{2 \cdot 10^{-3}} = 6,9 \cdot 10^{11} \text{ м}$$

$$\frac{l}{L} = \frac{6,9 \cdot 10^{11}}{3,84 \cdot 10^8} = 1,8 \cdot 10^3$$

$$\text{Ответ: } l = 6,9 \cdot 10^{11} \text{ м, } \frac{l}{L} = 1,8 \cdot 10^3.$$

3. Воздушный шар, вынесенный из теплого помещения, где температура $t_1=27^\circ\text{C}$, на улицу, где температура $t_2=-7^\circ\text{C}$, парит в воздухе.

Определить диаметр шара d , если масса его оболочки $m_{об}=10\text{г}$. Атмосферное давление $p_{атм}$ нормальное. Молярная масса воздуха $M=0,029\text{ кг/моль}$. Упругостью оболочки и толщиной ее стенок пренебречь.

Решение: Поскольку шар парит в воздухе, значит сила тяжести уравновешена выталкивающей силой:

$$mg = F_{\text{выт}} \quad (1).$$

Здесь m масса шара, которая складывается из массы оболочки и массы воздуха в шаре: $m = m_{\text{об}} + m_{\text{возд}}$ (2).

Массу воздуха в шаре определим из уравнения Менделеева-Клапейрона: $p_{\text{атм}}V = \frac{m_{\text{возд}}}{M}RT_1$, откуда $m_{\text{возд}} = \frac{p_{\text{атм}}VM}{RT_1}$.

Объем шара $V = \frac{1}{6}\pi d^3$, поэтому $m_{\text{возд}} = \frac{p_{\text{атм}}\pi d^3 M}{6RT_1}$ и тогда

$$m = m_{\text{об}} + \frac{p_{\text{атм}}\pi d^3 M}{6RT_1} \quad (3).$$

По закону Архимеда $F_{\text{выт}} = \rho_{\text{возд}}gV = \rho_{\text{возд}}g \frac{\pi d^3}{6}$. (4)

Для определения плотности наружного воздуха воспользуемся уравнением Менделеева-Клапейрона:

$$p_{\text{атм}}V = \frac{m_{\text{возд}}}{M}RT_2, \text{ откуда } \frac{m}{V} = \rho = \frac{p_{\text{атм}}M}{RT_2} \quad (5).$$

Подставим (5) в (4): $F_{\text{выт}} = \frac{p_{\text{атм}}M}{RT_2}g \frac{\pi d^3}{6}$ (6).

Подставим (3) и (6) в (1):

$$(m_{\text{об}} + \frac{\pi d^3 p_{\text{атм}} M}{6RT_1})g = \frac{p_{\text{атм}}M}{RT_2}g \frac{\pi d^3}{6},$$

Отсюда сократив g найдем d :

$$d = \sqrt[3]{\frac{6RT_1T_2m_{\text{об}}}{\pi p_{\text{атм}}M(T_1 - T_2)}}.$$

Произведем вычисления:

$$d = \sqrt[3]{\frac{6 \cdot 8,31 \cdot 300 \cdot 266 \cdot 0,01}{3,14 \cdot 101300 \cdot 0,029(300 - 266)}} = 0,45\text{ м}.$$

Ответ: $d = 0,45\text{ м}$

4. Солдат пьет воду из фляжки, плотно прижав ее к губам. Вместимость фляжки $V=0,5\text{ л}$, а вода заполняет ее на $2/3$. Сколько воды $\Delta V_{\text{в}}$ выпил солдат, если давление оставшегося в ней воздуха понизилось на $\Delta p=30\text{ кПа}$? Атмосферное давление $p_{\text{атм}}$ нормальное.

Решение: Обозначим $V_{\text{в1}}$ объем воды во фляжке в начале процесса.

По мере того, как солдат пьет воду, воздух во фляжке расширяется.

Процесс расширения воздуха, очевидно, изотермический.

По закону Бойля – Мариотта:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad (1).$$

Давление p_1 равно атмосферному.

Объем воздуха во фляжке до начала питья: $V_1 = V - \frac{2}{3}V = \frac{1}{3}V$.

Поскольку давление понизилось на Δp , $p_2 = p_1 - \Delta p = p_{\text{атм}} - \Delta p$, тогда формула (1) примет вид: $p_{\text{атм}} \frac{V}{3} = (p_{\text{атм}} - \Delta p) V_2 \quad (2).$

Если из (2) определить объем воздуха V_2 , а затем из него вычесть первоначальный объем воздуха во фляжке, то мы найдем насколько увеличился объем воздуха или на сколько уменьшился объем воды, т.е. мы найдем объем выпитой солдатом воды $\Delta V_{\text{в.}}$.

$$\text{Из (2): } V_2 = \frac{p_{\text{атм}} V}{3(p_{\text{атм}} - \Delta p)},$$

$$\Delta V_{\text{в.}} = \frac{p_{\text{атм}} V}{3(p_{\text{атм}} - \Delta p)} - \frac{V}{3},$$

После преобразований получаем:

$$\Delta V_{\text{в.}} = \frac{\Delta p V}{3(p_{\text{атм}} - \Delta p)}.$$

Произведем вычисления:

$$\Delta V_{\text{в.}} = \frac{0,3 \cdot 10^5 \cdot 5 \cdot 10^{-4}}{3(1,013 - 0,3) \cdot 10^5} = 7 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3 = 0,07 \text{ л}$$

Ответ: $\Delta V_{\text{в.}} = 0,07 \text{ л}$

5. Найти плотность газа ρ при давлении p и абсолютной температуре T .

Газ	$P \cdot 10^3, \text{Па}$	$T, \text{К}$
Азот	102	297
Кислород	310	510
Водород	41	243
Аргон	32	600
Воздух	101,3	273

Решение: Уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad (1).$$

Плотность вычисляется по формуле: $\rho = \frac{m}{V} \quad (2).$

Подставим (2) в (1) и выразим ρ :

$$\rho = \frac{PM}{RT}.$$

Запишем в таблицу M , для каждого газа:

Газ	$P, \text{кПа}$	$T, \text{К}$	$M, \frac{\text{кг}}{\text{моль}}$
Азот	102	297	0,028
Кислород	310	510	0,032
Водород	41	243	0,002
Аргон	32	600	0,04
Воздух	101,3	273	0,029

Посчитаем ρ :

Газ	Р, кПа	Т, К	М, $\frac{\text{кг}}{\text{моль}}$	$\rho, \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}$
Азот	102	297	0,028	1,16
Кислород	310	510	0,032	2,34
Водород	41	243	0,002	0,04
Аргон	32	600	0,04	0,26
Воздух	101,3	273	0,029	1,29