**Пензенский** **государственный**

**приборостроительный колледж.**

**РЕФЕРАТ**

**По физике на тему:"Свойства газов".**

**Работу выполнил студент гр.**

**Работу проверила**

**2000**

**Давление газа**

Газ всегда заполняет объём, ограниченный непроницаемыми для него стенками. Так, например, газовый баллон или камера автомобильной шины практически равномерно заполнены газом.

Стремясь расшириться, газ оказывает давление на стенки баллона, камеры шины или любого другого тела, твёрдого или жидкого, с которым он соприкасается. Если не принимать во внимание действия поля тяготения Земли, которое при обычных размерах сосудов лишь ничтожно меняет давление, то при равновесии давления газа в сосуде представляется нам совершенно равномерным. Это замечание относится к макромиру. Если же представить себе, что происходит в микромире молекул, составляющих газ в сосуде, то ни о каком равномерном распределении давления не может быть и речи. В одних местах поверхности стенки молекулы газа ударяют в стенки, в то время как в других местах удары отсутствуют. Эта картина всё время беспорядочным образом меняется. Молекулы газа ударяют о стенки сосудов, а затем отлетают со скоростью почти что равной скорости молекулы до удара. При ударе молекула передает стенке количество движения, равное mv, где m – масса молекулы и v - её скорость. Отражаясь от стенки, молекула сообщает ей ещё такое же количество движения mv. Таким образом, при каждом ударе (перпендикулярно стенке) молекула передаёт ей количество движения равное 2mv. Если за 1 секунду на 1 см 2 стенки приходится N ударов, то полное количество движения, переданное этому участку стенки, равно 2Nmv. В силу второго закона Ньютона это кол-во движения равно произведению силы F, действующей на этот участок стенки, на время t в течение которого она действует. В нашем случае t=1сек. Итак F=2Nmv, есть сила, действующая на 1см2 стенки, т.е. давление, которое принято обозначать р (причём р численно равно F). Итак имеем



р=2Nmv

Ежу понятно, что число ударов за 1 сек зависит от скорости молекул, и числа молекул n в единице объёма. При не очень сжатом газе можно считать, что N пропорционально n и v, т.е. р пропорционально nmv2.

Итак, для того чтобы рассчитать с помощью молекулярной теории давление газа, мы должны знать следующие характеристики микромира молекул: массу m, скорость v и число молекул n в единице объёма. Для того чтобы найти эти микро характеристики молекул, мы должны установить, от каких характеристик макромира зависит давление газа, т.е. установить на опыте законы газового давления. Сравнив эти опытные законы с законами, рассчитанными при помощи молекулярной теории, мы получим возможность определить характеристики микромира, например скорости газовых молекул.

Итак , установим, от чего зависит давление газа?

Во-первых, от степени сжатия газа, т.е. от того от того, сколько молекул газа находится в определённом объёме. Например, накачивая шину или сжимая её, мы заставляем газ сильнее давить на стенки камеры.

Во-вторых, от того, какова температура газа.

Обычно изменение давления вызывается обеими причинами сразу: и изменением объёма, и изменением температуры. Но можно осуществить явление так, что при изменении объёма температура будет меняться ничтожно мало или при изменении температуры объём практически останется неизменным. Этими случаями мы сперва и займёмся, сделав предварительно ещё следующее замечание.

Мы будем рассматривать газ *в состоянии равновесия.* Это значит; что в газе установилось как механическое, так и тепловое равновесие.

Механическое равновесие означает, что не происходит движения отдельных частей газа. Для этого необходимо, чтобы давление газа было во всех его частях одинаково, если пренебречь незначительной разницей давления в верхних и нижних слоях газа, возникающей под действием силы тяжести.

Тепловое равновесие означает, что не происходит передачи теплоты от одного участка газа к другому. Для этого необходимо, чтобы температура во всем объеме газа была одинакова.

**Зависимость давления газа от температуры**

Начнем с выяснения зависимости давления газа от температуры при условии неизменного объема определенной массы газа. Эти исследования были впервые произведены в 1787 г. Шарлем. Можно воспроизвести эти опыты в Упрощенном виде, нагревая газ в большой колбе, соединенной с ртутным манометром в виде узкой изогнутой трубки.

Пренебрежем ничтожным увеличением объема колбы при нагревании и незначительным изменением объема при смещении ртути в узкой манометрической трубке. Таким образом, можно считать объем газа неизменным. Подогревая "воду в сосуде, окружающем колбу, будем отмечать температуру газа по термометру*,* а соответствующее давление — по манометру*.* Наполнив сосуд тающим, льдом, измерим давление соответствующее температуре ***0°С****.*

Опыты подобного рода показали следующее:



1. Приращение давления некоторой массы газа при нагревании на 1° составляет определенную часть  того давления, которое имела данная масса газа при температуре 0°С. Если давление при 0°С обозначить через Р, то.приращение давления газа при нагревании на 1°С есть Р.

При нагревании на т градусов приращение давления будет в т раз больше, т. е. приращение давления *пропорционально приращению температуры.*

2. Величина , показывающая, на какую часть давления при 0°С увеличивается давление газа при нагревании на 1°, имеет одно и то же значение(точнее, почти одно и то же) для всех газов,, а именно(1/273)град-1*.* Величину  называют *термическим, коэффициентом давления.* Таким образом, термический коэффициент давления для всех газов имеет одно и то же значение, равное (1/273)град-1*.*

*Давление некоторой массы газа при нагревании на* 1° *в* *неизменном объеме увеличивается на* (1/273) *часть давления при* 0°С .(закон Шарля).

Следует иметь, однако, в виду, что температурный коэффициент давления газа, полученный при измерении температуры по ртутному термометру, не в точности одинаков для разных температур: закон Шарля выполняется только приближенно, хотя и с очень большой степенью точности.

**Формула, выражающая закон Шарля.**

Закон Шарля позволяет рассчитать давление газа при любой температуре, если известно его давление при 0°С. Пусть давление при 0°С данной массы газа в данном объеме есть p0, а давление того же газа при температуре *t* есть *p*. Приращение температуры есть *t,* следовательно, приращение давления равно p0t и искомое давление равно

P =p0+*p0t=*p0 (1+*t*)= p0(1+t/273) (1)

Этой формулой можно пользоваться также и в том случае, если газ охлажден ниже 0°С; при этом *t* будет иметь отрицательные значения. При очень низких температурах, когда газ приближается к состоянию сжижения, а также в случае сильно сжатых газов закон Шарля неприложим и формула (1) перестает быть годной.

**Закон Шарля с точки зрения молекулярной теории**

Что происходит в микромире молекул, когда температура газа меняется, например когда температура газа повышается и давление его увеличивается? С точки зрения молекулярной теории возможны две причины увеличения давления, данного газа: во-первых, могло увеличиться число ударов молекул на 1 см2 в течение 1 *сек;* во-вторых, могло увеличиться количество движения, передаваемое при ударе в стенку одной молекулой. И та и другая причина требует увеличения скорости молекул. Отсюда становится ясным, что повышение температуры газа (в макромире) есть увеличение средней скорости беспорядочного движения молекул (в микромире). Опыты по определению скоростей газовых молекул, о которых буду говорить немного далее, подтверждают этот вывод.

Когда мы имеем дело не с газом, а с твердым иди жидким телом, в нашем распоряжении нет таких непосредственных методов определения скорости молекул тела. Однако и в этих случаях несомненно, что с повышением температуры скорость движения молекул возрастает.

**Изменение температуры газа при изменении его объема. Адиабатические и изотермические процессы.**

Мы установили, как зависит давление газа от температуры, если объем остается неизменным. Теперь посмотрим, как меняется давление некоторой массы газа в зависимости от занимаемого ею объема, если температура остается неизменной. Однако, прежде чем перейти к этому вопросу, надо выяснить, как поддерживать температуру газа неизменной. Для этого надо изучить, что происходит, с температурой газа, если объем его меняется настолько быстро, что теплообмен газа с окружающими телами практически отсутствует.

Произведем такой опыт. В закрытую с одного конца толстостенную трубку из прозрачного материала поместим ватку, слегка смоченную эфиром, и этим создадим внутри трубки смесь паров эфира с воздухом, взрывающуюся при нагревании. Затем быстро вдвинем в трубку плотно входящий поршень. Мы увидим, что внутри трубки произойдет маленький взрыв. Это значит, что при сжатии смеси паров эфира с воздухом температура смеси резко повысилась. Это явление вполне понятно. Сжимая газ внешней силой, мы производим работу, в результате которой внутренняя энергия газа должна была увеличиться; это и произошло—газ нагрелся.

Теперь предоставим газу расширяться и производить при этом работу против сил внешнего давления. Это можно осуществить. Пусть в большой бутыли находится сжатый воздух, имеющий комнатную температуру. Сообщив бутыль с внешним воздухом, дадим воздуху в бутыли возможность расширяться, выходя из небольшого. отверстия наружу, и поместим в струе расширяющегося воздуха термометр или колбу с трубкой. Термометр покажет температуру, заметно более низкую, чем комнатная, а капля в трубке, присоединенной к колбе, побежит в сторону колбы, что также будет указывать на понижение температуры воздуха в струе. Значит, когда газ расширяется и при этом совершает работу, он охлаждается и внутренняя энергия его убывает. Ясно, что нагревание газа при сжатии и охлаждение при расширении являются выражением закона сохранения энергии.

Если мы обратимся к микромиру, то явления нагревания газа при сжатии и охлаждения при расширении станут вполне ясными. Когда молекула ударяется о неподвижную стенку и отскакивает от нее, скорость, а следовательно, и кинетическая энергия молекулы, в среднем такова же, как и до удара о стенку. Но если молекула ударяется и отскакивает от надвигающегося на нее поршня, ее скорость и кинетическая энергия больше, чем до удара о поршень (подобно тому как скорость теннисного мяча увеличивается, если его ударить во встречном направлении ракеткой). Надвигающийся поршень передает отражающейся от него молекуле дополнительную энергию. Поэтому внутренняя энергий газа при сжатии возрастает. При отскакивании от удаляющегося поршня скорость молекулы уменьшается, ибо молекула совершает работу, толкая отходящий поршень. Поэтому расширение газа, связанное с отодвиганием поршня или слоев окружающего газа, сопровождается совершением работы и приводит к уменьшению внутренней энергии газа.

Итак, сжатие газа внешней силой вызывает его нагревание, а расширение газа сопровождается его охлаждением. Это явление в некоторой мере имеет место всегда, но особенно резко заметаю тогда, когда обмен теплотой с окружающими телами сведен к минимуму, ибо такой обмен может в большей или меньшей степени компенсировать изменение температуры.

Процессы, при которых передача теплоты настолько ничтожна, что ею можно пренебречь, называют *адиабатическими.*

Возвратимся к вопросу, поставленному в начале главы. Как обеспечить постоянство температуры газа, несмотря на изменения его объема? Очевидно, для этого надо непрерывно передавать газу теплоту извне, если он расширяется, и непрерывно отбирать от него теплоту, передавая ее окружающим телам, если газ сжимается. В частности, температура газа остается достаточно постоянной, если расширение или сжатие газа производится очень медленно, а передача теплоты извне или вовне может происходить с достаточной быстротой. При медленном расширении теплота от окружающих тел передается газу и его температура снижается так мало, что этим снижением можно пренебречь. При медленном сжатии теплота, наоборот, передается от газа к окружающим телам, и вследствие этого температура его повышается лишь ничтожно мало.

Процессы, при которых температура поддерживается неизменной, называют *изотермическими.*

**Закон Бойля — Мариотта**

Перейдем теперь к более подробному изучению вопроса, как меняется давление некоторой массы газа, если температура его остается неизменной и меняется только объем газа. Мы уже выяснили, что такой *изотермический* процесс осуществляется при условии постоянства температуры тел, окружающих газ, и настолько медленного изменения объема газа, что температура газа в любой момент процесса не отличается от температуры окружающих тел.

Мы ставим, таким образом, вопрос: как связаны между собой объем и давление при изотермическом изменении состояния газа? Ежедневный опыт учит нас, что при уменьшении объема некоторой массы газа давление его увеличивается. В качестве примера можно указать повышение упругости при накачивании футбольного мяча, велосипедной или автомобильной шины. Возникает вопрос: какименно увеличивается давление газа при уменьшении объема, если температура газа остается неизменной?

Ответ на этот вопрос дали исследования, произведенные в XVII столетии английским физиком и химиком Робертом Бойлем (1627—1691) и французским физиком Эдемом Мариоттом (1620—1684).

Опыты, устанавливающие зависимость между объемом и давлением газа, можно воспроизвести: на вертикальной стойке*,* снабжённой делениями, находятся стеклянные трубки *А* и *В,* соединенные резиновой трубкой С. В трубки налита ртуть. Трубка В сверху открыта, на трубке А имеется кран. Закроем этот кран, заперев таким образом некоторую массу воздуха в трубке *А.* Пока мы не сдвигаем трубок, уровень ртути в обеих трубках одинаков. Это значит, что давление воздуха, запертого в трубке *А,* такое же, как и давление окружающего воздуха.

Будем теперь медленно поднимать трубку *В*. Мы увидим, что ртуть в обеих трубках будет подниматься, но не одинаково: в трубке *В* уровень ртути будет все время выше, чем в А. Если же опустить трубку В, то уровень ртути в обоих коленах понижается, но в трубке *В* понижение больше, чем в *А.*

Объем воздуха, запертого в трубке *А,* можно отсчитать по делениям трубки *А.* Давление этого воздуха будет отличаться от атмосферного на величину давления столба ртути, высота которого равна разности уровней ртути в трубках А и В. При. поднятии трубки *В* давление столба ртути прибавляется к атмосферному давлению. Объем воздуха в А при этом уменьшается. При опускании трубки *В* уровень ртути в ней оказывается ниже, чем в А, и давление столба ртути вычитается из атмосферного давления; объем воздуха в А соответственно увеличивается.

Сопоставляя полученные таким образом значения давления и объема воздуха, запертого в трубке А, убедимся, что при увеличении объема некоторой массы воздуха в определенное число раз давление его во столько же раз уменьшается, и наоборот. Температуру воздуха в трубке при наших опытах можно считать неизменной.

Подобные же опыты можно" произвести и с другими газами. Результаты получаются такие же.

Итак, *давление некоторой массы газа при неизменной температуре обратно пропорционально объему газа (закон Бойля—Мариотта).*

Для разреженных газов закон Бойля — Мариотта выполняется с высокой степенью точности. Для газов же сильно сжатых или охлажденных обнаруживаются заметные отступления от этого закона.

Формула, выражающая закон Бойля — Мариотта.

**(2)**



**График, выражающий закон Бойля — Мариотта.**

В физике и в технике часто пользуются графиками, показывающими зависимость давления газа от его объема. Начертим такой график для изотермического процесса. Будем по оси абсцисс откладывать объем газа, а по оси ординат—его давление.



та.

Возьмем пример. Пусть давление данной-массы газа при объеме 1 м3 равно 3,6 *кг/см2.* На основании закона, Бойля — Мариотта рассчитаем, что при объеме, равном 2 *м3,* давление равно 3,6\*0,5 *кг/см2=*1,8*кг/см2.* Продолжая такие расчеты,, получим следующую табличку:

V (в *м3)* 1 2 3 4 5 6

*P* (в *кг1см2)* 3,6 1,8 1,2 0,9 0,72 0,6

Нанося эти данные на чертеж в виде точек, абсциссами которых являются значения V, а ординатами — соответствующие значения *Р,* получим кривую линию— график изотермического процесса в газе (рисунок выше).

**Зависимость между плотностью газа и его давлением.**

Вспомним, что плотностью вещества называется масса, заключенная в единице объема. Если мы как-нибудь изменим объем данной массы газа, то изменится и плотность газа. Если, например, мы уменьшим объем газа в пять раз, то плотность газа увеличится в пять раз. При этом увеличится и давление газа; если температура не изменилась, то, как показывает закон Бойля — Мариотта, давление увеличится тоже в пять раз. Из этого примера видно, что *при изотермическом процессе давление газа изменяется прямо пропорционально его плотности.*

Обозначив плотности газа при давлениях P1 и P2буквами d1 иd2, можем написать:

*(3)*



Этот важный результат можно считать другим и более существенным выражением закона Бойля — Мариотта. Дело в том, что вместо объема газа, который зависит от случайного обстоятельства — оттого, какая выбрана масса газа,— в формулу (3) входит плотность газа, которая, также как и давление, характеризует состояние газа и вовсе не зависит от случайного выбора его массы.

**Молекулярное толкование закона Бойля — Мариотта.**

В предыдущей главе мы выяснили на основании закона Бойля — Мариотта, что при неизменной температуре давление газа пропорционально его плотности. Если плотность газа меняется, то во столько же раз меняется и число молекул в 1 см3. Если газ не слишком сжат и движение газовых молекул можно считать совершенно независимым друг от друга, то число ударов за 1 *сек* на 1 см2 стенки сосуда пропорционально числу молекул в 1 *см3.* Следовательно, если средняя скорость молекул не меняется с течением времени (мы уже видели, что в макромире это означает постоянство температуры), то давление газа должно быть пропорционально числу молекул в 1 *см3,* т.е. плотности газа. Таким образом, закон Бойля — Мариотта является прекрасным подтверждением наших представлений о строении газа.

Однако, закон Бойля — Мариотта перестает оправдываться, если перейти к большим давлениям. И это обстоятельство может быть прояснено, как считал еще М. В. Ломоносов, на основании молекулярных представлений.

С одной стороны, в сильно сжатых газах размеры самих молекул являются сравнимыми с расстояниями между молекулами. Таким образом, свободное пространство, в котором движутся молекулы, меньше, чем полный объем газа. Это обстоятельство увеличивает число ударов молекул в стенку, так как благодаря ему сокращается расстояние, которое должна пролететь молекула, чтобы достигнуть стенки.

С другой стороны в сильно сжатом и, следовательно, более плотном газе молекулы заметно притягиваются к другим молекулам гораздо большую часть времени, чем молекулы в разреженном газе. Это, наоборот, уменьшает число ударов молекул в стенку, так как при наличии притяжения к другим молекулам молекулы газа движутся по направлению к стенке с меньшей скоростью, чем при отсутствии притяжения. При не слишком больших давлениях. более существенным является второе обстоятельство и произведение PV немного уменьшается. При очень высоких давлениях большую роль играет первое обстоятельство и произведение PV увеличивается.

Итак, и сам закон Бойля — Мариотта и отступления от него подтверждают молекулярную теорию.

**Изменение объема газа при изменении температуры**

Мы изучали, как зависит давление некоторой массы газа от температуры, если объём остается неизменным, и от объема*,* занимаемого газом, если температура остается неизменной. Теперь установим, как ведет себя газ, если меняются его температура и объем, а давление остается постоянным.



Рассмотрим такой опыт. Коснемся Ладонью сосуда, изображенного на рис., в котором горизонтальный столбик ртути запирает некоторую массу воздуха. Газ в сосуде нагреется, его давление повысится, и ртутный столбик начнет перемещаться вправо. Движение столбика прекратится, когда благодаря увеличению объема воздуха в сосуде давление его сделается равным наружному. Таким образом, в конечном результате этого опыта объем воздуха при нагревании увеличился, а давление осталось неизменным.

Если бы мы знали,какизменилась в нашем опыте температура воздуха в сосуде, и точно измерили, как меняется объем Газа, мы могли бы изучить это явление с количественной стороны. Очевидно, что для этого надо заключить сосуд в оболочку, заботясь о том, чтобы все части прибора имели одну и ту же температуру, точно измерить объем запертой массы газа, затем изменить эту температуру и измерить приращение объема газа.

**Закон Гей-Люссака.**

Количественное Исследование зависимости объема газа от температуры при неизменном давлении было произведено французским физиком и химиком Гей-Люссаком (1778—1850) в 1802 г.

Опыты показали, что увеличение объема газа пропорционально приращению температуры. Поэтому тепловое расширение газа можно, так же, как и для других тел, охарактеризовать при помощи коэффициента объемного расширения . Оказалось, что для газов этот закон соблюдается гораздо лучше, чем для твердых и жидких тел, так что коэффициент объемного расширения газов есть величина, практически постоянная даже при очень значительных повышениях Температуры, тогда как для жидких и твердых тел это; постоянство соблюдается лишь приблизительно.

Отсюда найдем:

(4)



Опыты Гей-Люссака и других обнаружили замечательный результат. Оказалось, что коэффициент объемного расширения у всех газов одинаков (точнее, почти одинаков) и равняется (1/273)град-1= =0,00366*град-1.* Таким образом, *при* *нагревании при постоянном давлении на1° объем некоторой массы газа увеличивается на* 1/273 *того объема, который эта масса газа занимала при* 0°С (закон Гей*-*Люссака*).*

Как видно, коэффициент расширения газов совпадает с их термическим коэффициентом давления.

Следует отметить, что тепловое расширение газов весьма значительно, так что объем газа *V0* при 0°С заметно отличается от объема при иной, например при комнатной, температуре. Поэтому, как уже упоминалось, в случае газов нельзя без заметной ошибки заменить в формуле (4) объем *V0* объемом *V.* В соответствии с этим формуле расширения для газов удобно придать следующий вид. За начальный объем примем объем *V0* при температуре 0°С. В таком случае приращение температуры газа  равно температуре, отсчитанной по шкале Цельсия *t.* Следовательно, коэффициент объемного расширения

откуда (5)



Так как



То (6)



Формула (6) может служить для вычисления объема как при температуре выше00C , так и при температуре ниже 0°С. В этом последнем случае *I* отрицательно. Следует, однако, иметь ввиду, что закон Гей-Люссака не оправдывается, когда газ сильно сжат или настолько охлажден, что он приближается к состоянию сжижения. В этом случае пользоваться формулой (6) нельзя.

**Графики, выражающие законы Шарля и Гей-Люссака**

Будем по оси абсцисс откладывать температуру газа, находящегося в постоянном объеме, а по оси ординат — его давление. Пусть при 0°С давление газа равно 1 *кг/см2.* Пользуясь законом Шарля, мы можем вычислить его давление при 1000С, при 200°С, при 300°С и т. д.

0° 100° 200° 300° 400° 500°

Давление *(в*  *кг1см2)*  1 1,37 1,73 2,10 2,47 2,83

Нанесем эти данные на график. Мы получим наклонную прямую линию. Мы можем продолжить этот график и в сторону отрицательных температур. Однако, как уже было указано, закон Шарля применим только до температур не очень низких. Поэтому продолжение графика до пересечения с осью абсцисс, т. е. до точки, где давление равно нулю, не будет соответствовать поведению реального газа.

**Абсолютная температура**

Легко видеть, что давление газа, заключенного в постоянный объем, не является прямо пропорциональным температуре, отсчитанной по Шкале Цельсия. Это ясно, например, из таблицы, приведенной в предыдущей главе. Если при 100° С давление газа равно 1,37 *кг1см2,* то при 200° С оно равно 1,73 *кг/см2.* Температура, отсчитанная по термометру Цельсия, увеличилась вдвое, а давление газа увеличилось только в 1,26 раза. Ничего удивительного, конечно, в этом нет, ибо шкала термометра Цельсия установлена условно, без всякой связи с законами расширения газа. Можно, однако, пользуясь газовыми законами, установить такую шкалу температур, что *давление газа* *будет* *прямо пропорционально температуре,* измеренной по этой новой шкале. Нуль в этой новой шкале называют *абсолютным нулем.* Это название принято потому, что, как было доказано английским физиком Кельвином (Вильямом Томсоном) (1824—1907), ни одно тело не может быть охлаждено ниже этой температуры.

В соответствии с этим и эту новую шкалу называют *шкалой абсолютных температур.* Таким образом, абсолютный нуль указывает температуру, равную -273° по шкале Цельсия, и представляет собой температуру, ниже которой не может быть ни при каких условиях охлаждено ни одно тело. Температура, выражающаяся цифрой 273°+t1 представляет собой абсолютную температуру тела, имеющего по шкале Цельсия температуру, равнуюt1. Обычно абсолютные температуры обозначают буквой *Т.* Таким образом, 2730+t1=T1. Шкалу абсолютных температур часто, называют шкалой Кельвина и записывают *Т°* К. На основании сказанного

(7)



Полученный результат можно выразить словами: *давление данной массы газа, заключенной в постоянный объем, прямо пропорционально абсолютной температуре.* Это — новое выражение закона Шарля.

Формулой (6) удобно пользоваться и в том случае, когда давление при 0°С неизвестно.

**Объем газа и абсолютная температура**

Из формулы (6), можно получить следующую формулу:

(8)



*- объем некоторой массы газа при постоянном давлении прямо пропорционален абсолютной температуре.* Это — новое выражение закона Гей-Люссака.

**Зависимость плотности газа от температуры**

Что происходит с плотностью некоторой массы газа, если температура повышается, а давление остается неизменным?

Вспомним, что плотность равна массе тела, деленной на объем. Так как масса газа постоянна, то при нагревании плотность газа уменьшается вот столько раз, во сколько увеличился объем.

Как мы знаем, объем газа прямо пропорционален абсолютной температуре, если давление остается постоянным. Следовательно, *плотность газа при неизменном давлении обратно пропорциональна абсолютной температуре.* Если d1 и d2— плотности газа при температурах t1 и t2 *, то* имеет место соотношение

(9)



**Объединенный закон газового состояния**

Мы рассматривали случаи, когда одна из трех величин, характеризующих состояние газа (давление, температура и объем), не изменяется. Мы видели, что если температура постоянна, то давление и объем связаны друг с другом законом Бойля— Мариотта; если объем постоянен, то давление и температура связаны законом Шарля; если постоянно давление, то объем и температура связаны законом Гей-Люссака. Установим связь между давлением, объемом и температурой некоторой массы газа, если *изменяются все три эти величины.*

Пусть начальные объем, давление и абсолютная температура некоторой массы газа равны V1, P1и Т1, конечные — V2, P2 и T2 - Можно представить себе, что переход от начального к конечному состоянию произошел в два этапа. Пусть, например, сначала изменился объем газа от V1 до V2*,* причем температура Т1, осталась без изменения. Получившееся при этом давление газа обозначим Pср.. Затем изменилась температура от Т1 до T2 при постоянном объеме, причем давление изменилось от Pср. до P*.* Составим таблицу:

Закон Бойля — Мариотта

Р1V1t1

PcpV2T1

Закон Шарля

PcpV2T1

P2V2T2

Пименяя, к первому переходу закон Бойля-Мариотта запишем

или



Применяя ко второму переходу закон Шарля, можно написать



Перемножив эти равенства почленно и сокращая на Pcpполучим:

(10)



Итак, *произведение объема некоторой массы, газа на его давление пропорционально абсолютной температуре газа. Это и есть объединенный закон газового состояния или уравнение состояния газа.*

**Закон** **Дальтона**



До сих пор мы говорили о давлении какого-нибудь одного газа — кислорода, водорода и т. п. Но в природе и в технике мы очень часто имеем дело со смесью нескольких газов. Самый важный пример этого — воздух, являющийся смесью азота, кислорода, аргона, углекислого газа и других газов. От чего зависит давление *смеси* газов?

Поместим в колбу кусок вещества, химически связывающего кислород из воздуха (например, фосфор), и быстро закроем колбу пробкой с трубкой. присоединенной к ртутному манометру. Через некоторое время весь кислород воздуха соединится с фосфором. Мы увидим, что манометр покажет меньшее давление, чем до удаления кислорода. Значит, присутствие кислорода в воздухе увеличивает его давление.

Точное исследование давления смеси газов было впервые произведено английским химиком Джоном Дальтоном (1766—1844) в 1809 г. Давление, которое имел бы каждый из газов, составляющих смесь, если бы удалить остальные газы из объема, занимаемого смесью, называют *парциальным давлением* этого газа. Дальтон нашел, что *давление смеси газов равно сумме парциальных давлений их* ***(закон Дальтона).***Заметим, что к сильно сжатым газам закон Дальтона неприменим, так же как и закон Бойля — Мариотта.

Как истолковать закон Дальтона с точки зрения молекулярной теории, скажу немного далее.

**Плотности газов**

Плотность газа является одной из важнейших характеристик его свойств. Говоря о плотности газа, обычно имеют в виду его плотность *при нормальных условиях* (т. е. при температуре 0° С и давлении 760 *мм* рт. ст.). Кроме того, часто пользуются *относительной плотностью* газа, под которой подразумевают отношение плотности данного газа к плотности воздуха при тех же условиях. Легко видеть, что относительная плотность газа не зависит от условий, в которых он находится, так как согласно законам газового состояния объемы всех газов меняются при изменениях давления и температуры одинаково.

**Плотности некоторых газов**

Газ Плотность при нормальных условиях в *г/л* или в *кг/м3* Отношение к плотности воздуха Отношение к плотности водорода Молекулярный или атомный вес

Воздух 1,293

0,0899 1,25 1,43 1,977 0,179 1

0,0695 0,967 1.11 1,53 0,139 14,5

1 14 16 22 2 29 (средний)

Водород (Н2) 0,0899 0,0695 1 2

Азот (N2) 1,25 0,967 14 28

Кислород (О2) 1,43 1,11 16 32

Углекислый газ (СО2) 1,977 1,53 22 44

Гелий (Не) 0,179 0,139 2 4

Определение плотности газа можно осуществить так. Взвесим колбу с краном дважды: один раз откачав из нее по возможности полностью воздух, другой раз наполнив колбу исследуемым газом до давления, которое должно быть известно. Разделив разность весов на объем колбы, который надо определить предварительно, найдем плотность газа при данных условиях. Затем, пользуясь уравнением состояния газов, легко найдем плотность газа при нормальных условиях dн. Действительно, положим в формуле (10) Р2=Рн, V2=Vн, Т2=Тн и, умножив числитель и знаменатель

формулы на массу газа m, получим:



Отсюда, принимая во внимание,(m/v1)=d1,  и (m/v)=dн находим:



Результаты измерений плотности некоторых газов приведены в таблице выше.

Последние два столбца указывают на пропорциональность между плотностью газа и его молекулярным весом (в случае гелия — атомным весом).

**Закон Авогадро**

Сравнивая числа предпоследнего столбца таблицы с молекулярными весами рассматриваемых газов, легко заметить, что плотности газов при одинаковых условиях пропорциональны их молекулярным весам. Из этого факта следует весьма существенный вывод. Так как молекулярные веса относятся как массы молекул, то

*d1/d2=m1/m2,* где d – плотность газов, а m – массы их молекул.

массы их молекул. С другой стороны, массы газов М1 и М2*,* заключенных в одинаковых объемах *V,* относятся как плотности их:

(11)



обозначив числа молекул первого и второго газов, заключенных в объеме *V,* буквами N1 и N2, можем написать, что общая масса газа равна массе одной его молекулы, умноженной на число молекул: *М1=т1N1* и *М2=т2N2* поэтому



Сопоставляя этот результат с формулой *d1/d2=m1/m2 ,* найдем,

что N1=N2. Итак*, при одинаковых, давлении и температуре равные объемы различных газов содержат одинаковые числа молекул.*

Этот закон был открыт итальянским химиком Амедео Авогадро (1776—1856) на основании химических исследований. Он относится к газам, сжатым не очень сильно (например, к газам под атмосферным давлением). В случае сильно сжатых газов считать его справедливым нельзя.

Закон Авогадро означает, что давление газа при определенной температуре зависит только от числа молекул в единице объёма газа, но не зависит от того, какие это молекулы тяжелые или легкие. Уяснив это, легко понять суть закона Дальтона. Согласно закону Бойля — Мариотта, если мы увеличиваем плотность газа, т. е. добавляем в определенный объем некоторое число молекул этого газа, мы увеличиваем давление газа. Но согласно закону Авогадро, такое же повышение давления должно быть получено, если мы вместо добавления молекул первого газа добавим такое же число молекул другого газа. Именно в этом и состоит закон Дальтона, который утверждает, что можно увеличить давление газа, добавляя в тот же объем молекулы другого газа, и если число добавленных молекул то же, что и в первом случае, то получится то же самое увеличение давления. Ясно, что закон Дальтона является прямым следствием закона Авогадро.

**Грамм-молекула. Число Авогадро.**

Число, дающее отношение масс двух молекул, указывает в то же время и отношение масс двух порций вещества, содержащих одинаковые числа молекул. Поэтому 2 г водорода (молекулярный вес На равен 2), 32 *г* кислорода (молекулярный вес Од равен 32) и 55,8 *г* железа (его молекулярный вес совпадает с атомным, равным 55,8) и т. д. содержат одно и то же число молекул.

Количество вещества, содержащее число граммов, равное его молекулярному весу, называется *грамм-молекулой* или *молем.*

Из сказанного вытекает, что моли разных веществ содержат *одно и то же число молекул.* Поэтому часто оказывается удобным пользоваться молем как особой единицей, содержащей разное число граммов для различных веществ, но одинаковое число молекул.

Число молекул в одном моле вещества, получившее название *числа Авогадро, является* важной физической величиной. Для определения числа Авогадро были сделаны многочисленные и разнообразные исследования. Они относятся к броуновскому движению, к явлениям электролиза и ряду Других. Эти исследования привели к довольно согласным результатам. В настоящее время принимают, что число Авогадро равно

N= 6,02\*1023 *моль-1.*

Итак, 2 г водорода, 32 г кислорода и т. д. содержат по 6,02\*1023 молекул. Чтобы представить себе громадность этого числа, вообразим пустыню площадью в 1 миллион квадратных километров, покрытую слоем песка толщиной 600 *м.* Тогда, если на каждую песчинку приходится объем 1 *мм3,* то общее число песчинок в пустыне будет равно числу Авогадро.

Из закона Авогадро следует, что *моли разных газов имеют при одинаковых условиях одинаковые объемы.* Объем одного моля при нормальных условиях можно вычислить, разделив молекулярный вес какого-нибудь газа на его плотность при нормальных условиях.

Таким образом, *объем моля любого газа при нормальных условиях равен* 22400 *см3.*

**Скорости** **молекул газа**

Каковы скорости, с которыми движутся молекулы, в частности молекулы газов? Этот вопрос естественно возник тотчас же, как были развиты представления о молекулах. Долгое время скорости молекул удавалось оценить только косвенными расчетами, и лишь сравнительно недавно были разработаны способы прямого определения скоростей газовых молекул. Прежде всего уточним, что надо понимать под скоростью молекул. Напомним, что вследствие беспрестанных

столкновений скорость каждой отдельной молекулы все время меняется: молекула движется то быстро, то медленно, и в течение некоторого времени скорость молекулы принимает множество самых различных значений. С другой стороны, в какой-либо определенный момент в громадном числе молекул, составляющих рассматриваемый объем газа, имеются молекулы с самыми различными скоростями. Очевидно, для характеристики состояния газа надо говорить о некоторой *средней скорости.* Можно считать, что это есть средняя величина скорости одной из молекул за достаточно длительный промежуток времени или что это есть средняя величина скоростей всех молекул газа в данном объеме в какой-нибудь момент времени.

Остановимся на рассуждениях, которые дают возможность подсчитать среднюю скорость газовых молекул.

Давление газа пропорционально *птv2,* где *т —* масса молекулы, *v —* средняя скорость, а *п —* число молекул в единице объема. Более точный расчет приводит к формуле

(12)



Из формулы (12) можно вывести ряд важных следствий. Перепишем формулу (12) в таком виде:



где  — средняя кинетическая энергия одной молекулы. Обозначим давление газа при температурах Т1 и Т2 буквами р1 и р2 а средние кинетические энергии молекул при этих температурах 1 и 2*.* В таком случае

, и



Сравнивая это соотношение с законом Шарля



найдем:



Итак, *абсолютная температура газа пропорциональна средней кинетической энергии молекул газа.* Так как средняя кинетическая энергия молекул пропорциональна квадрату средней скорости молекул, то наше сопоставление приводит к выводу, что абсолютная температура газа пропорциональна квадрату средней скорости молекул газа и что *скорость молекул растет пропорционально корню квадратному из абсолютной температуры.*

**Средние скорости молекул некоторых газов**

Газ Масса молекулы, *г* Средняя скорость,

*м/сек*

Водород 0,33\*10-23 1760

Кислород 5,3\*10-23 425

Азот 4,6\*10-23 450

Углекислый газ 7,3\*10-23 360

Пары воды 3,0\*10-23 570

Как видно, средние скорости молекул весьма значительны. При комнатной температуре они обычно достигают сотен метров в секунду. В газе средняя скорость движения молекул примерно в полтора раза больше, чем скорость звука в этом же газе.

На первый взгляд этот результат кажется очень странным. Кажется, что молекулы не могут двигаться с такими большими скоростями: ведь диффузия даже в газах, а тем более в жидкостях, идет сравнительно очень медленно, во всяком случае гораздо медленнее, чем распространяется звук. Дело, однако, в том, что, двигаясь, молекулы очень часто сталкиваются друг с другом и при этом меняют направление своего движения. Вследствие этого они двигаются то в одну, то в другую сторону, в основном толпятся на одном месте. В результате, несмотря на большую скорость движения в промежутках между столкновениями, несмотря на то, что молекулы нигде не задерживаются, они продвигаются в каком-либо определенном направлении довольно медленно.

Таблица показывает также, что различие в скоростях разных молекул связано с различием их масс. Это обстоятельство подтверждается рядом наблюдений. Например, водород проникает сквозь узкие отверстия (поры) с большей скоростью, чем кислород или азот. Можно обнаружить это на таком опыте.

Стеклянная воронка закрыта пористым сосудом или заклеена, бумагой и опущена концом в воду. Если воронку накрыть стаканом, под который впустить водород (или светильный газ), то увидим, что уровень воды в конце воронки понизится и из нее начнут выходить пузырьки. Как это объяснить?



Сквозь узкие поры в сосуде или в бумаге могут проходить и молекулы воздуха (изнутри воронки под стакан), и молекулы водорода (из-под стакана в воронку). Но быстрота этих процессов различна. Различие в размерах молекул не играет при этом существенной роли, ибо различие это невелико, особенно по сравнению с размерами пор: молекула водорода имеет «длину» около 2,3\*10 -8*см,* а молекула кислорода или азота—около 3\*10 -8 *см,* поперечник же отверстий, которые представляют собой поры, в тысячи раз больше. Большая скорость проникновения водорода через пористую стенку объясняется большей скоростью движения его молекул. Поэтому молекулы водорода быстрее проникают из стакана в воронку. В результате в воронке получается накопление молекул, давление увеличивается и смесь газов в виде пузырьков выходит наружу.

Подобными приборами пользуются для обнаружения примеси рудничных газов к воздуху, могущих вызвать взрыв в рудниках.

**Теплоемкость газов**

Предположим, что мы имеем 1 *г* газа. Сколько надо сообщить ему теплоты для того, чтобы температура его увеличилась на 1°С, другими словами, какова *удельная теплоемкость газа?* На этот вопрос, как показывает опыт, нельзя дать однозначного ответа. Ответ зависит от того, в каких условиях происходит нагревание газа. Если объем его не меняется, то для нагревания газа нужно определенное количество теплоты; при этом увеличивается также давление газа. Если же нагревание ведется так, что давление его остается неизменным, то потребуется иное, большее количество теплоты, чем в первом случае; при этом увеличится объем газа. Наконец, возможны и иные случаи, когда при нагревании меняются и объем, и давление; при этом потребуется количество теплоты, зависящее от того в какой мере происходят эти изменения. Согласно сказанному газ может иметь самые разнообразные удельные теплоемкости, зависящие от условий нагревания. Выделяют обычно две из всех этих удельных теплоемкостей: *удельную теплоемкость при постоянном объеме (Сv) и удельную теплоемкость при постоянном давлении* *(Cp).*

Для определения Сv надо нагревать газ, помещенный в замкнутый сосуд. Расширением самого сосуда при нагревании можно пренебречь. При определении Cp нужно нагревать газ, помещенный в цилиндр, закрытый поршнем, нагрузка на который остается неизменной.

Теплоемкость при постоянном давлении Cp больше, чем теплоемкость при постоянном объеме Cv. Действительно, при нагревании 1 *г* газа на 1° при постоянном объеме подводимая теплота идет только на увеличение внутренней энергии газа. Для нагревания же на 1° той же массы газа при постоянном давлении нужно сообщить ему тепло, за счет которого не только увеличится внутренняя энергия газа, но и будет совершена работа, связанная с расширением газа. Для получения Сp к величине Сv надо прибавить еще количество теплоты, эквивалентное работе, совершаемой при расширении газа.

**Литература**

**1. Яворский Б.М.,Детлаф А.А. Справочник по физике.**

**2. Исаев Д.А. Физика.,Москва,1998.**

**3. Жданов Л.С.,Жданов Г.Л. Физика.,Москва,1984**