

## **Основные определения и законы идеальных газов**

Теоретическое занятие

Специальность: 15.02.06 Монтаж, техническая эксплуатация  
и ремонт холодильно-компрессорных и теплонасосных  
машин и установок (по отраслям)

ОП 06 Термодинамика, теплотехника и гидравлика

Тема 1.1 Основные определения и законы идеальных газов

Преподаватель: Иванов И. И.

## Основные определения и законы идеальных газов

Превращение теплоты в механическую работу в тепловых установках происходит при участии рабочего тела, которым обычно является газ или пар. Газы, которые существуют в природе, называют реальными. Молекулы этих газов имеют конечный объем, между ними существуют силы притяжения, существенно влияющие на их энергетические параметры. Молекулы реального газа находятся в непрерывном хаотическом движении, т. е. обладают кинетической энергией движения. А поскольку между молекулами существует гравитационная, а зачастую и электромагнитная силовая связь, то они обладают и потенциальной энергией взаимодействия, которая зависит от расстояния между молекулами.

Для простоты изучения свойств газообразного рабочего тела введено понятие идеального газа – воображаемого газа, в котором молекулы рассматриваются, как материальные точки, обладающие некоторой массой, но силы взаимодействия между этими точками при анализе состояния рабочего тела и происходящих в нем процессов не учитываются.

При больших объемах и малых давлениях, когда расстояние между молекулами во много раз больше собственных размеров молекул, а также при высоких температурах, когда интенсивность хаотического движения молекул велика, и поэтому они слабо взаимодействуют между собой, складываются условия, при которых реальный газ можно с некоторым приближением считать идеальным.

Это позволяет вести расчеты для реальных газов по уравнениям и зависимостям, выведенным для идеальных газов, что упрощает сами расчеты и понимание сущности процессов, происходящих в газах. В связи с этим изучение термодинамических свойств идеальных газов имеет не только теоретическое, но и большое практическое значение.

Основными законами для идеальных газов, применяемыми в термодинамике, являются закон Бойля-Мариотта, закон Гей-Люссака, закон Шарля и закон Авогадро. Эти законы устанавливают зависимости между основными параметрами газов – давлением, объемом, температурой и молекулярной массой.

Впоследствии газовые законы, описывающие процессы в термодинамических системах с одним неизменным и двумя переменными параметрами газа, были объединены учеными Клайпероном и Менделеевым в уравнениях, описывающей процессы системы при всех переменных параметрах рабочего тела.<sup>1</sup>

## Закон Бойля-Мариотта

Закон Бойля-Мариотта утверждает, что произведение абсолютного давления газа на его удельный объем в изотермическом процессе (при постоянной температуре) есть величина постоянная:

$$pV = \text{const.}$$

Чтобы понять смысловую суть этого закона следует представить термодинамическую систему, состоящую из цилиндра с подвижным поршнем, заполненного в надпоршневом пространстве газом. Система термоизолирована – тепло к ней не подводится и не отводится.

Тогда при очень медленном перемещении поршня влево или вправо будет уменьшаться или увеличиваться объем газа в цилиндре, при этом изменение объема приведет к обратно пропорциональному изменению давления. То есть при уменьшении объема в два раза, давление возрастет в два раза и т. п.

Очень медленное перемещение поршня в этом случае необходимо для того, чтобы не вызывать изменение температуры газа в процессе сжатия или расширения.

Закон справедлив для термодинамических систем с идеальным рабочим телом, в которых неизменным параметром является температура, а переменными – давление и объем. Подобные процессы (протекающие при постоянной температуре) называют изотермическими – абсолютная температура рабочего тела в системе постоянна.

Это не означает, что исключен подвод (или отвод) тепла к термодинамической системе в целом, однако тепловая энергия в этом случае не должна оказывать влияние

---

<sup>1</sup> Лахмаков В. С., Коротинский В. А. Основы теплотехники и гидравлики. Учебное пособие. – Минск: РИПО, 2019.

на температуру газа (рабочего тела), а использоваться, например, для выполнения работы путем преобразования в другой вид энергии. Процессы, при которых полностью исключается подвод и отвод тепла к термодинамической системе носят название адиабатных процессов.

Закон Бойля-Мариотта – один из основных газовых законов, открытый в 1662 году английским ученым Робертом Бойлем. В 1676 году, независимо от выводов Р. Бойля, закон был вторично описан французским физиком Эдмом Мариоттом, поэтому носит двойное название по фамилиям авторов.

Закономерность, установленная Р. Бойлем и Э. Мариоттом, справедлива для идеальных газов, но может быть с высокой степенью точности применима и для разреженных газов. Для сжатых газов применение закона Бойля-Мариотта приводит к большим погрешностям.

Следует отметить, что применение закона Бойля-Мариотта, связывающего начальные и конечные величины давления и объема газа друг с другом, не ограничивается изотермическими процессами. Он с достаточной степенью точности справедлив и в тех случаях, когда в ходе термодинамического процесса температура изменяется, но начальная и конечная температура газа в результате процесса оказываются равными.

## **Закон Гей-Люссака**

Закон Гей-Люссака гласит, что при постоянном давлении (изобарный процесс) удельный объем газообразного вещества (объем постоянной массы газа) изменяется прямо пропорционально изменению абсолютных температур:

$$v_1/v_2 = T_1/T_2.$$

Для простоты рассмотрим, опять же, термодинамическую систему, состоящую из цилиндра с абсолютно подвижным (трение между стенками цилиндра и поршнем отсутствует) и невесомым поршнем. Над поршнем в цилиндре поместим газ.

Очевидно, что при нагреве газа поршень переместится в сторону увеличения объема газа. При этом изменение объема газа будет прямо пропорционально

изменению его абсолютной температуры, поскольку мы исключили изменение давления за счет отсутствия сил трения и тяжести, действующих на поршень.

Закон носит имя одного из своих первооткрывателей – французского физика и химика Жозефа Луи Гей-Люссака, описавшего его в 1802 году. В разных источниках (особенно, зарубежных) этот закон нередко упоминается под названием закон Шарля, по имени француза Жака Шарля, который описал его в неопубликованной работе, датированной 1787 годом.

Авторство приписывают, также, таким видным ученым конца XVII – начала XVIII века, как английский физик Джон Дальтон и французский ученый Гийом Амонтон.

В русскоязычных учебниках этот закон обычно называют по имени Гей-Люссака, который первым продемонстрировал его применимость ко всем газам, а также к парам летучих жидкостей при температуре выше точки кипения.

Закономерность, описанная Ж. Л. Гей-Люссаком, справедлива в системах с одним неизменным параметром – давлением, и переменными параметрами – температура – удельный объем. Такие термодинамические процессы (протекающие при постоянном давлении) называют изобарными (иногда – изобарическими).

## **Закон Шарля**

Закон Шарля, который иногда называют вторым законом Гей-Люссака, заключается в том, что при неизменном удельном объеме абсолютные давления газа изменяются прямо пропорционально изменению абсолютных температур:

$$p_1/p_2 = T_1/T_2.$$

Смысловое содержание закона Шарля проще понять, представив герметичный абсолютно жесткий сосуд, заполненный газом. Тогда при нагреве газа его давление будет увеличиваться прямо пропорционально увеличению абсолютной температуры, т. е. при увеличении абсолютной температуры в три раза, давление газа тоже возрастет в три раза и т. п.

Экспериментальным путем зависимость давления газа от температуры при постоянном объеме установлена в 1787 году Жаком Шарлем, который исследовал термодинамические процессы, имеющие место в идеальных газах.

Труды Шарля опубликованы не были, но его идеи были подхвачены видными физиками – Гей-Люссаком, Гильомом Амонтоном и другими, поэтому вопросы авторства некоторых основных законов термодинамики являются предметом спора между специалистами до сих пор.

Закономерность, открытая и описанная Ж. Шарлем, справедлива в системах с неизменным параметром – удельным объемом, и переменными параметрами – температура – давление. Такие термодинамические процессы (протекающие при постоянном объеме) называют изохорными (иногда – изохорическими).

## Закон Авогадро

Закон Авогадро утверждает, что все газы при одинаковом давлении и температуре содержат в равных объемах одинаковое число молекул. Из этого закона следует, что массы двух равных объемов различных газов с молекулярными массами  $\mu_1$  и  $\mu_2$  равны соответственно:

$$M_1 = m_1 N \quad \text{и} \quad M_2 = m_2 N,$$

где  $m_1$  и  $m_2$  – соответственно масса одной молекулы рассматриваемых газов;  
 $N$  – число молекул во взятом объеме.

Массы молекул пропорциональны молекулярным массам:

$$m_1 = z\mu_1; \quad m_2 = z\mu_2,$$

где  $z$  – коэффициент пропорциональности.

Тогда можно записать:

$$M_1 = zNm_1 \quad \text{и} \quad M_2 = zNm_2,$$

откуда получим пропорциональную зависимость:

$$M_1/M_2 = \mu_1/\mu_2.$$

Поскольку мы взяли равные объемы газов, то, разделив числитель и знаменатель левой части уравнения на объем, получим:

$$\rho_1/\rho_2 = \mu_1/\mu_2,$$

где  $\rho_1$  и  $\rho_2$  – плотность рассматриваемых газов.

Так как удельный объем  $v$  является величиной, обратной плотности, т. е.  $v = 1/\rho$ , то можно записать полученную зависимость в следующем виде:

$$v_1\mu_1 = v_2\mu_2,$$

т. е. произведение удельного объема на молекулярную массу постоянно для любого газа при одинаковых условиях (давлении и температуре).

Закон Авогадро можно сформулировать и так: объем киломоля различных газов при аналогичных физических условиях одинаков.

Этот закон был описан в 1811 году итальянским физиком Амедео Авогадро.

## Закон Дальтона

Рабочее тело, используемое в термодинамических установках, обычно представляет собой смесь нескольких газов. Например, в двигателях внутреннего сгорания в состав продуктов сгорания, являющихся рабочим телом, входят водород, кислород, азот, окись углерода, углекислый газ, водяные пары воды и некоторые другие газообразные вещества.

В 1801 году английский физик Джон Дальтон установил закон, согласно которому давление, оказываемое смесью равно сумме парциальных давлений отдельных газов, входящих в состав смеси.

Парциальным давлением называют давление компонента смеси, которое он создавал бы, находясь один в занимаемой смесью объеме при температуре смеси.

$$p_{см} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n = \sum p_i,$$

Это утверждение легко доказать основываясь на выводах из закона Бойля-Маритта, рассматривая парциальные компоненты газовой по отдельности и в смеси.

Закон Дальтона применим для идеальных газов, и может быть использован для реальных газов, имеющих близкие к идеальным физическим свойствам и параметры.<sup>2</sup>

---

<sup>2</sup> Шитик Т. В. Техническая термодинамика и теплопередача. Учебное пособие. – Вологда:

## Уравнение состояния газа

Газовые законы, описанные в начале статьи, справедливы для систем, в которых хотя бы один параметр рабочего тела в процессе остается неизменным. Такие процессы, в зависимости от того, какой из параметров постоянен, называют изотермическими, изобарными или изохорными.

На практике обычно приходится наблюдать термодинамические процессы, во время которых изменяются все основные параметры рабочего тела – политропные процессы.

Для описания политропных процессов учеными Клайпероном и Менделеевым были предложены уравнения состояния газа, полученные, на основе анализа рассмотренных ранее газовых законов Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля и Авогадро.

Предположим, что 1 кг газа переходит из состояния, характеризующегося параметрами  $p_1$ ,  $v_1$ ,  $T_1$  в другое состояние – с параметрами  $p_2$ ,  $v_2$ ,  $T_2$ . Допустим, что этот переход происходит сначала при постоянной температуре  $T_1$  до промежуточного удельного объема  $v'$ , а затем при постоянном давлении  $p_2$  до конечного удельного объема  $v_2$ .

Тогда по закону Бойля-Мариотта имеем:

$$p_1 v_1 = p_2 v' \quad \text{или} \quad v' = p_1 v_1 / p_2.$$

Следующая часть процесса протекает при постоянном давлении, начинается параметрами газа  $p_2$ ,  $v'$ ,  $T_1$  и заканчивается параметрами газа  $v_2$ ,  $T_2$  и  $p_2$  (последний параметр остался неизменным после первого перехода). Тогда, в соответствии с законом Гей-Люссака, можно получить выражение при  $p = \text{const}$ :

$$v' / v_2 = T_1 / T_2 \quad \text{или} \quad v' = v_2 T_1 / T_2.$$

Приравняв найденное выражение для  $v'$  в первой и второй частях (переходах) процесса, получим:

$$p_1 v_1 / p_2 = v_2 T_1 / T_2.$$



Преобразовав это равенство, имеем:

$$p_1v_1/T_1 = p_2v_2/T_2 \quad \text{или} \quad pv/T = \text{const.}$$

На основании полученного в результате уравнения, можно сделать вывод, что отношение произведения абсолютного давления газа на его удельный объем к абсолютной температуре есть величина постоянная. Для 1 кг газа эту величину называют удельной газовой постоянной и обозначают R:

$$pv/T = R \quad \text{или} \quad pv = RT.$$

Полученное уравнение называют уравнением состояния идеального газа или уравнением Клайперона.

Впервые это уравнение предложил французский физик и инженер Бенуа Поль Эмиль Клайперон, который долгое время жил и работал в России. Исследуя известный термодинамический цикл Карно, Клайперон в 1834 году вывел уравнение состояния идеального газа, которое носит его имя.

Так как R – величина постоянная для каждого газа, можно определить любой основной параметр газа, если известны два других его параметра.

Удельные газовые постоянные для большинства известных газов приведены в соответствующих справочных таблицах. Так, например, удельная газовая постоянная кислорода равна 259,8 Дж/(кг×К), углекислого газа – 188,9 Дж/(кг×К) и т. п.

## **Уравнение Менделеева – Клайперона**

Если обе части уравнения состояния идеального газа (уравнения Клайперона) умножить на массу газа M, получим следующее выражение:

$$pVM = MRT,$$

или, учитывая, что произведение массы на удельный объем – это полный объем газа:  $Mv = V$ , получим:

$$pV = MRT.$$

Заменяя в полученном уравнении объем газа его молекулярным объемом  $V_\mu$ , а массу газа – молекулярной массой  $\mu$ , получим уравнение состояния для 1 киломоля газа:

$$pV_\mu = \mu RT.$$

Уравнение состояния идеального газа в таком виде предложил в 1874 году Д. И. Менделеев, и, поскольку оно является частным случаем уравнения Клайперона, то носит название уравнения Менделеева – Клайперона для идеального газа (иногда его называют уравнением Клайперона – Менделеева).

Из уравнения Менделеева – Клайперона можно определить универсальную газовую постоянную:

$$\mu R = pV_\mu/T.$$

При нормальных физических условиях величина универсальной газовой постоянной равна:

$$R_0 = \mu R = p_0 V_{\mu 0} / T_0 = 101325 \times 22,4 / 273,15 = 8315 \text{ Дж}/(\text{кмоль} \times \text{К}).$$

Используя универсальную газовую постоянную, легко определить величину удельной газовой постоянной для любого газа по формуле:<sup>3</sup>

$$R = R_0 / \mu = 8315 / \mu \text{ Дж}/(\text{кг} \times \text{К}).$$

## Список использованной литературы

---

<sup>3</sup> Лахмаков В. С., Коротинский В. А. Основы теплотехники и гидравлики. Учебное пособие. – Минск: РИПО, 2019.

1. Лахмаков В. С., Коротинский В. А. Основы теплотехники и гидравлики. Учебное пособие. – Минск: РИПО, 2019. – 220 с.
2. Шитик Т. В. Техническая термодинамика и теплопередача. Учебное пособие. – Вологда: Издательство «Инфра-Инженерия», 2022. – 184 с.