

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ СОСТОЯНИЯ ГАЗОВ

Газы состоят из отдельных мельчайших частиц — молекул. Между молекулами действуют силы взаимного притяжения, однако в газах они очень малы. Поэтому молекулы газа движутся с большой скоростью по всевозможным направлениям, распространяясь по всему объему сосуда, в котором помещен газ.

Параметры состояния газов

Основными величинами (параметрами), характеризующими состояние газа, являются **масса, удельный объем, давление и температура.**

Масса одна из основных физических характеристик материи, являющаяся мерой ее инерционных и гравитационных свойств, и выражается в кг.

Удельным объемом называется объем в кубических метрах, который занимает 1 кг газа. Он выражается в м³/кг и обозначается латинской буквой V . Если даны объем V (м³) некоторого количества газа и его масса m (кг), то, разделив V на m , получим значение удельного объема:

$$v = V/m$$

Величина, обратная удельному объему, т. е. масса 1 м³ газа, называется **плотностью** и обозначается буквой ρ :

$$\rho = m/V = 1/v$$

Плотность выражается в кг/м³.

Давление газа — результат ударов молекул о стенки сосуда. В технике давление рассматривается как сила, действующая на единицу площади, перпендикулярной направлению действия этой силы.

В международной системе единиц СИ за единицу давления принят Паскаль (Па) — давление, вызванное силой в 1 ньютон (Н), равномерно распределенной по нормальной к ней поверхности площадью 1 м² (1 Па=1 Н/м²).

Размер этой единицы весьма мал, обычно ее укрупняют до килопаскаля (1 кПа = 10³ Па) и мегапаскаля (1 МПа = 10⁶ Па).

В настоящее время в технике еще применяются внесистемные единицы давления:

-техническая атмосфера, т.е. давление, вызываемое силой 1 кгс, равномерно распределенной по нормальной к ней поверхности площадью 1 см²; 1 ат=1 кгс/см²=98066 Па=98,066 кПа = 0,098066 МПа = 735,56 мм рт. ст.= 104 мм вод. ст. = 980665 дин/см² = 0,980665 бар.

Для расчетов обычно принимают, что 1 МПа приблизительно равен 10 кгс/см², что не выходит за предел погрешности ±2%;

-физическая атмосфера — давление 760 мм рт. ст.; 1 атм = 760 мм рт. ст. = 10 332 мм вод. ст.— = 101 325 Па = 0,101325 МПа = 1,0332 кгс/см² — 1,0332 ат= = 1 013 250 дин/см² = 1,01325 бар.

Давление газа в сосуде измеряется манометрами. Манометр всегда показывает разность между давлением газа в сосуде и наружным атмосферным давлением, т. е. избыточное давление.

Если к избыточному давлению прибавить давление атмосферное, получится истинное, или абсолютное, давление. Оно отсчитывается от нуля давления, т. е. от абсолютного вакуума. Для получения абсолютного давления к показаниям манометра прибавляют 1, так как величина атмосферного давления близка к 1 кгс/см²:

$$P_{абс} = P_{ати} + 1$$

Давление в сосуде при разрежении может быть меньше атмосферного. Величина, показывающая, на сколько давление в сосуде меньше атмосферного, называется вакуумметрическим давлением и обозначается $P_{вак}$. Оно измеряется вакуумметром или мановакуумметром и выражается в мм рт. ст.

Абсолютное, или остаточное, давление в случае разрежения равно разности барометрического и вакуумметрического давлений:

$$P_{абс} = P_{бар} - P_{вак}$$

Иногда шкала вакуумметра градуируется так, что прибор показывает непосредственное остаточное давление в мм рт. ст.

Температурой называется степень нагретости тел.

За единицу измерения температур принимают 1 градус. Температуру измеряют в градусах температурной шкалы Цельсия ($^{\circ}\text{C}$). В этой шкале 0°C соответствует температуре таяния льда, а 100°C — температуре кипения воды при давлении 0,1 МПа (760 мм рт. ст.).

При теоретических расчетах и выводах температуру выражают в градусах Кельвина (К) шкалы термодинамических температур. Величина градусов обеих шкал одинакова, но нуль термодинамической шкалы (0 К) перенесен на 273° ниже точки таяния льда. Таким образом, при температуре газа $t^{\circ}\text{C}$ термодинамическая температура его выразится так:

$$T = t + 273.$$

Например, термодинамическая температура воздуха, имеющего температуру $+27^{\circ}\text{C}$, будет $T = 27 + 273 = 300\text{ К}$, а термодинамическая температура воздуха, имеющего температуру -12°C , $T = -12 + 273 = 261\text{ К}$. Термодинамическая температура газа является мерой интенсивности теплового движения молекул. При температуре 0 К прекращается тепловое движение молекул. В технике достигнуты очень низкие температуры, близкие к 0 К.

Изменение состояния газов подчиняется определенным законам. Законы для газов были открыты опытным путем. Основными законами являются закон Бойля — Мариотта (открыт в 1662—1676 гг.) и закон Гей-Люссака (1802 г.).

Закон Бойля — Мариотта устанавливает зависимость между давлением и объемом газа при постоянной температуре. Его можно сформулировать так — при постоянной температуре произведение давления на объем данной массы газа для различных его состояний есть величина постоянная.

Отсюда

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

Для двух состояний газа следует

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Или

$$V_2 \setminus V_1 = p_1 \setminus p_2$$

т. е. согласно закону Бойля - Мариотта объем газа изменяется обратно пропорционально изменению давления.

Пример. Кислород при давлении 1 ата занимает объем 6 м³. Какой объем он займет при давлении 150 ата, если его температура не изменится?

Решение. Из формулы для двух состояний имеем

$$V_2 = p_1 V_1 \setminus p_2 = 1 * 6 \setminus 150 = 0,04 \text{ м}^3 \text{ Или } 40 \text{ литров}$$

Закон Гей-Люссака устанавливает зависимость между объёмом и термодинамической температурой газа при постоянном давлении. **При постоянном давлении объём V данной массы идеального газа прямо пропорционален термодинамической температуре T газа:**

$$V \backslash T = \text{const, т.е. } V2 \backslash V1 = T2 \backslash T1$$

Другая формулировка закона, согласно которому относительное изменение объема данной массы идеального газа при постоянном давлении прямо пропорционально изменению температуры:

$$V - V0 \backslash V0 = \text{avt или } V = V0(1 + \text{avt}).$$

где V — объем газа при температуре t ;

$V0$ — объем той же массы газа при 0°C ;

av — температурный коэффициент объемного расширения газа, равный $1/273,15$.

То есть при изменении температуры на 1° объем газа изменяется на $1/273$ часть того объема, который газ занимал бы при 0°C .

Если газ нагревается или охлаждается при постоянном объеме, например в баллоне, то пропорционально изменению термодинамической температуры газа будет изменяться его давление.

Пример. Давление газа в баллоне при температуре 20°C равно 15 МПа (150 кгс/см^2). Какое давление будет иметь газ при температуре -40°C ?

Решение. Из формулы

$$p2 \backslash p1 = t2 \backslash t1 \text{ находим } p2 = p1 * t2 \backslash t1; p2 = 15 * (273 - 40) \backslash 273 + 20 = \\ = 11,9 \text{ МПа } 119 \text{ кгс/см}^2$$

Уравнение состояния газов

Рассмотренные законы устанавливают зависимость между двумя параметрами состояния газа при условии, что третий параметр остается величиной постоянной.

Однако на практике чаще происходит одновременное изменение всех параметров. Например, при сжатии газа в цилиндре компрессора одновременно изменяются объем, давление и температура сжимаемого газа. Поэтому чрезвычайно важно установить, соотношение между этими тремя величинами.

Такое соотношение устанавливается **объединённым законом газового состояния**. (формула **Клапейрона**), который можно сформулировать так - **произведение давления на объем, деленное на термодинамическую температуру, для данной массы газа есть величина постоянная, т. е.**

$$pV/T = \text{const}$$

или для двух состояний газа

$$p_1V_1/T_1 = p_2V_2/T_2.$$

Для 1 кг газа постоянная величина обозначается латинской буквой R и называется газовой постоянной.

Уравнение Клапейрона примет вид:

$$pv/T = R \text{ или } pv = RT.$$

Универсальным уравнением газового состояния является уравнение Клапейрона — Менделеева

где m — масса газа, кг;

$$pV = m \mu^{-1} RT$$

μ — молярная масса газа, кг/моль;

R - универсальная (молярная) газовая постоянная для всех газов

$$(R — 8,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}).$$

Величину газовой постоянной можно вычислить для любого газа, если дана его относительная молярная масса μ , из следующего равенства:

$$R = 8314 \mu^{-1} \text{ Дж/кг} \cdot \text{К} = 848 \mu^{-1} \text{ кгм/кг} \cdot \text{C}$$

Заменяя в уравнении удельный объем v отношением V/m , получим уравнение состояния, справедливое для произвольного весового количества m (кг) газа:

$$pV = m RT.$$

Пример. Найти массу воздуха 40 литровом баллоне при температуре 20° С, если давление воздуха в баллоне равно 23 МПа = 23·10⁶ Па (230 кгс/см²).

Решение. Из уравнения состояния газа находим

$$m = pV/RT = \frac{23 \cdot 10^6 \cdot 40 \cdot 10^{-3}}{8314 \cdot 29 \cdot (273 + 20)} = 10,9 \text{ кг.}$$

Закон Авогадро устанавливает, что все газы при одинаковых температурах и давлениях в равных объемах содержат одинаковое число молекул. Из закона Авогадро выводятся два следствия. Согласно первому следствию **плотности газов, находящиеся при одинаковых условиях, относятся между собой, как их молекулярные массы.**

Например, если в баллоне при данных условиях находится 8 кг кислорода, то при этих же условиях в таком баллоне поместится 0,5 кг водорода, так как молекулярный вес водорода в 16 раз меньше молекулярного веса кислорода. Вторым следствием является то, что **объемы молей различных газов равны между собой.** Модем называется такое количество газа, масса которого, выраженная в кг, численно равна ее относительной молекулярной массе.

Например, 32 кг кислорода имеет относительную молекулярную массу $\mu_{\text{O}_2} = 32$, 28 кг азота - $\mu_{\text{N}_2} = 28$, 2 кг водорода - $\mu_{\text{H}_2} = 2$ и т. д. У всех этих количеств газа при одинаковой температуре и давлении объем один и тот же.

При 0°C (273 К) и давлении 0,101 МПа (760 мм рт. ст.), т. е. при нормальных условиях (н. у.), объем одного моля равен $V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$. На основании этого можно получить удобную формулу для вычисления плотности газа при н. у. через молярную массу

(μ в 10^{-3} кг/моль)

$$\rho = \mu / V_0 = \mu / 22,4 \cdot 10^{-3}$$