

Термодинамические характеристики идеального газа описываются одним простым уравнением.

Математическая запись универсального газового закона проста:

$$pV = nRT^*$$

Она содержит основные характеристики поведения газов:  $p$ ,  $V$  и  $T$  — соответственно давление, объем и абсолютная температура газа (в градусах Кельвина),

$R$

—

*универсальная газовая постоянная*

, общая для всех газов, а

$n$

— число, пропорциональное числу молекул или атомов газа (так называемое число *молей*

газа —

*см.*

Закон Авогадро).

Чтобы понять, как работает этот закон, давайте представим, что температура газа постоянна. В этом случае в правой части уравнения получается константа. Значит, произведение давления и объема при неизменной температуре оказывается неизменным. Повышение давления сопровождается уменьшением объема, и наоборот. Это не что иное, как закон Бойля—Мариотта — одна из первых экспериментально полученных формул, описывающих поведение газов. С другой стороны, при постоянном давлении (например, внутри воздушного шарика, где давление газа равно атмосферному) повышение температуры сопровождается увеличением объема. А это — закон Шарля, другая экспериментальная формула поведения газов. Закон Авогадро и закон Дальтона также являются следствиями универсального газового закона.

Этот закон представляет собой то, что в физике принято называть *уравнением состояния вещества*,

поскольку он описывает характер изменения свойств вещества при изменении внешних условий. Строго говоря, этот закон в точности выполняется только для *идеального газа*

. Идеальный газ представляет собой упрощенную математическую модель реального газа: молекулы считаются движущимися хаотически, а соударения между молекулами и

удары молекул о стенки сосуда — упругими, то есть не приводящими к потерям энергии в системе. Такая упрощенная модель очень удобна, поскольку позволяет обойти очень неприятную трудность — необходимость учитывать силы взаимодействия между молекулами газа. И это себя оправдывает, поскольку в природных условиях поведение большинства реальных газов практически не отличается от поведения идеального газа — отклонения в поведении практически всех природных газов, например атмосферного азота и кислорода, от поведения идеального газа не превышают 1%. Это позволяет ученым спокойно включать уравнение состояния идеального газа даже в весьма сложные теоретические расчеты. Например, астрономы при моделировании горячих звезд обычно считают вещество звезды идеальным газом и весьма точно прогнозируют давления и температуры внутри них. (Заметьте, что вещество внутри звезды ведет себя как идеальный газ, хотя его плотность несопоставимо выше плотности любого вещества в земных условиях. А дело в том, что вещество звезды состоит из полностью ионизированных ядер водорода и гелия — то есть из частиц значительно меньшего диаметра, чем диаметр атомов земных газов.) В будущем, по мере совершенствования теоретических методов, возможно, будут выведены более точные уравнения для описания состояния реальных газов с учетом их характеристик на молекулярном уровне.

\* Эта формула была получена в 1874 году Д. И. Менделеевым путем объединения закона Авогадро и общего газового закона ( $pV/T = const$ ), сформулированного в 1834 году Б. П. Э. Клапейроном. Поэтому этот закон (в Европе, по крайней мере) принято называть законом Менделеева—Клапейрона. По существу, этот закон позволил ввести все ранее сделанные эмпирические заключения о характере поведения газов в рамки новой молекулярно-кинетической теории. (

*Примечание переводчика*

)