

УДК: 539.19

**ОСНОВНОЕ УРАВНЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНО-КИНЕТИЧЕСКОЙ ТЕОРИИ ГАЗОВ
 ГАЗЛАРНИНГ МОЛЕКУЛЯР-КИНЕТИК НАЗАРИЯСИНИНГ АСОСИЙ ТЕНГЛАМАСИ
 THE BASIC EQUATION OF THE MOLECULAR-KINETIC THEORY OF GASES**

Ш.Якубова, Н.Носиров, О.Туланов

Аннотация

Мақолада молекулалар ҳаракатининг хаотик хусусиятидан келиб чиқиб, газлар молекуляр-кинетик назариясининг асосий тенгламаси ўрганилган.

Аннотация

В статье изучено основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов в хаотическом характере движения молекул.

Annotation

In the article, using the concept of chaotic behavior of gaz molecules, the properties of gases are explored.

Таянч сўз ва иборалар: молекуляр физика, идеал газ, кинетик назария, тенглама, концентрация, хаотик, микрочастицалар, параметр.

Ключевые слова и выражения: молекулярная физика, идеальный газ, кинетическая теория, уравнение, концентрация, хаотический, микрочастицы, параметр.

Key words and expressions: the molecular physics, ideal gas, kinetic theory, equation, concentration, chaotic, microparticle, parameter.

Известно несколько способов получения основного уравнения молекулярно-кинетической теории газов, отличающихся степенью строгости и математической сложности. Следует сообщить учащимся, что в молекулярной физике широко используются модели, приближенно отражающие свойства реальных тел и облегчающие теоретическое изучение рассматриваемых явлений. Одной из таких моделей является модель идеального газа. Под идеальным газом в молекулярной физике понимают газ, взаимодействие между молекулами которого пренебрежимо мало, т.е. средняя кинетическая энергия молекул такого газа значительно больше потенциальной энергии их взаимодействия, а собственный объем молекул ничтожно мал по сравнению с объемом газа. При достаточно больших разрежениях реальные газы приобретают свойства, близкие к идеальным, поэтому такая идеализация реального газа вполне корректна и допустима. Далее надо отметить, что основное уравнение выводится для идеального газа, находящегося в состоянии термодинамического равновесия. В этом состоянии, несмотря на непрерывные изменения отдельных микрочастиц (координат и скоростей молекул), их средние значения остаются неизменными во времени.

Приступая непосредственно к выводу основного уравнения, следует еще раз оговорить, что газ весьма разрежен и температура не очень низкая. Только при наличии этих условий квантово-

механические эффекты будут пренебрежимо малы и можно воспользоваться законами классической механики [1].

Используя вышеизложенные физические предпосылки, получают выражение для давления газа:

$$P = 1/3 m_0 n \overline{V^2} \quad (1)$$

где m_0 – масса одной молекулы n – концентрация молекул $\overline{v^2}$ –среднеквадратичная скорость движения молекул. Выражение (1) представляет собой основное уравнение кинетической теории газов. Зависимость давления газа от среднеквадратичной скорости молекул объясняется тем, что с увеличением скорости молекулы увеличивается ее импульс, следовательно, и сила удара. При этом возрастает число ударов и молекулы чаще будут соударяться со стенками. Если через $\overline{E_k}$ обозначить кинетическую энергию, приходящуюся в среднем на одну молекулу

($\overline{E_k} = \frac{m_0 \overline{V^2}}{2}$), то уравнение (1) принимает вид

$$p = 2/3 n \overline{E_k} \quad (2).$$

Из выражения (2) следует, что давление газа равно 2/3 суммарной кинетической энергии поступательного движения молекул, содержащихся в единице объема. Поскольку

Ш.Якубова – ФерГУ, доцент кафедры физики, кандидат педагогических наук.

Н.Носиров – ФерГУ, преподаватель кафедры физики.

О.Туланов – ФерГУ, студент.

ФИЗИКА, ТЕХНИКА

основное уравнение связывает функциональной зависимостью макропараметр с микропараметром, то это уравнение имеет статистический смысл. Газовые законы, полученные в виде следствий из основного уравнения, являются, таким образом, статистическими. Достаточно сложной является проблема введения понятия термодинамической температуры. Если исходить из эмпирического соотношения между давлением газа и его температурой в виде $p = p_0(1+at) = p_0(1+t/273.15)$, т.е. из закона Шарля, и ввести величину

$$T = 273.15 + t, \quad (3)$$

назвав ее термодинамической температурой, то закон Шарля примет вид $P = \frac{P_0}{273.15} T$.

Сопоставив это выражение с формулой (2) получим

$$\bar{E} = \frac{3p}{2n} = \frac{3p_0}{2n \cdot 273.15} T = \frac{3}{2} kT \quad (4)$$

Единица термодинамической температуры – кельвин (К): 1 К равен 1°C . Зная, что при нормальных условиях давление газа $p_0 = 101325$ Па, а объем 1 моля $V_m = 22.41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$, получим для концентрации газа значение

$$n_0 = \frac{NA}{V_m} = \frac{6.02 \cdot 10^{23}}{22.41 \cdot 10^{-3}} \text{ м}^{-3} = 2.687 \cdot 10^{25} \text{ м}^{-3}$$

Отсюда постоянная Больцмана

$$k = \frac{p_0}{n_0 \cdot 273.15} = \frac{101325 \cdot 22.41 \cdot 10^{-3}}{6.02 \cdot 10^{23} \cdot 273.15} \times \\ \times \text{Па} \cdot \text{м}^3 / \text{К} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж} / \text{К}$$

Заметим, что в данном подходе использован один эмпирический закон – закон Шарля и один эмпирический коэффициент – температурный коэффициент давления газа

$$a = \frac{1}{273.15} \text{ К}^{-1}$$

Из выражения (4) вытекает молекулярно-кинетический смысл термодинамической температуры: термодинамическая температура является мерой кинетической энергии, приходящейся в среднем на одну молекулу. Следует разъяснить учащимся, что, так как мы имеем дело со средними значениями макровеличин (\bar{E}_k, \bar{v}), то говорить о температуре отдельной молекулы не имеет смысла, потому что понятие среднего относится к ансамблю частиц – к телу в целом.

Возможен и другой подход к данной проблеме. Введем по определению термодинамическую температуру как величину, пропорциональную средней кинетической

энергии молекул идеального газа, т.е. воспользуемся формулой (4) в качестве определения. По определению, $1\text{К} = 1^\circ\text{C}$, где 1°C есть сотая доля температурного интервала между точкой плавления льда и точкой кипения воды [1,2].

Теперь остается вывести соотношения (3) между термодинамической температурой и температурой Цельсия. Сопоставив (2) и (4), получим $p = 2/3 n \cdot 3/2 kT = nkT$, т.е. закон Шарля оказывается следствием основного уравнения кинетической теории и принятого определения термодинамической температуры. Измерив теперь давление одной и той же массы газа в одном и том же объеме сначала при 0°C (T_0), а затем при 100°C ($T_{100} = T_0 + 100$), получим

$$\frac{P_{100}}{P_0} = \frac{T_{100}}{T_0} = \frac{T_0 + 100}{T_0} \quad (6)$$

Но опыт с газовым термометром [13, с.223=229] дает $p_{100}/p_0 = 1,3661$. Подставив это значение в (6), получим $T_0 = 273,15 \text{ К}$. Итак, температуре $t_0 = 0^\circ\text{C}$ термодинамическая температура $T_0 = 273,15 \text{ К}$, откуда следует соотношение (3). Второй подход основан на экспериментальном факте ($P_{100}/P_0 = 1,3661$) и на кинетическом определении термодинамической температуры. Что же касается закона Шарля и других газовых законов (Бойля – Мариотта и Гей-Люссака), то они оказываются частными случаями уравнения газового состояния, которое вытекает из соотношения (5), если концентрацию молекул n представить в виде $n = N/V$, где N – общее число молекул газа в объеме V . Поэтому уравнение (5) принимает вид

$$PV = NkT \quad (7).$$

Это уравнение целесообразно преобразовать так, чтобы в него вместо недоступного прямому измерению числа N входила легко измеряемая масса газа m . Для этого напомним учащимся, что общее число молекул N равно произведению числа Авогадро N_A на количество вещества ν (1): $N = N_A \nu$. Подставив значение N в уравнение (7), получаем

$$p = \frac{N_A \nu}{V} kT \text{ или } pV = N_A \nu kT \quad (8).$$

Произведение двух постоянных N_A и k также равно постоянной величине: $N_A k = R$, где R носит название молярной газовой постоянной. Поэтому уравнение (8) можно записать как:

$$pV = \nu RT \quad (9).$$

Количество веществ ν_4 согласно (2), равно $\nu = m/M_4$ тогда уравнение (9) примет окончательный вид.

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad (10)$$

Это уравнение устанавливает связь между тремя параметрами, характеризующими состояние газа (p, V, N), и называется *уравнением состояния идеального газа Менделеева-Клапейрона*.

Из уравнения (10) можно легко получить все газовые законы (Бойля – Мариотта, Гей – Люссака, Шарля) при соответствующей фиксации одного из параметров.

При изучении уравнения состояния идеального газа необходимо обратить внимание учащихся на следующее:

1. Так как уравнение Менделеева – Клапейрона подтверждается опытом, а само оно было выведено из основного уравнения кинетической теории газов, то исходные предпосылки для вывода основного уравнения и сам вывод правильны.

2. Для реальных газов при больших разрежениях, т.е. когда можно пренебречь межмолекулярными силами взаимодействия и общим объемом молекул, уравнение Менделеева – Клапейрона применимо.

3. Уравнение Менделеева – Клапейрона характеризует *состояние* идеального газа *при тепловом равновесии*, а не процесс, так как переход из одного состояния в другое сопровождается изменением параметров газа. При этом в разных частях объема газа один и тот же параметр будет неодинаковым.

4. В уравнении состояния идеального газа один и тот же параметр будет неодинаковым. Полученное из основного уравнения кинетической теории газов выражение для средней кинетической энергии поступательного движения молекул $\overline{E_k} = 3/2 \cdot \overline{\Delta T}$ позволяет

вычислить *изменение внутренней энергии* одноатомного идеального газа путем умножения $\overline{E_k}$ на число Авогадро и количество вещества:

$$AU = NE_k = \nu N_A \cdot \frac{3}{2} kT = \frac{3}{2} \nu RT. \quad (11)$$

Из выражения (11) следует, что внутренняя энергия одноатомного идеального газа прямо пропорциональна термодинамической температуре и не зависит от объема газа. Таким образом, изменение внутренней энергии одноатомного газа равно $\Delta U = 3/2 \nu R \Delta T$ (12). Определив количественно изменение внутренней энергии одноатомного идеального газа, следует более подробно рассмотреть физический смысл этого понятия.

С молекулярно-кинетической точки зрения внутренняя энергия представляет собой суммарную энергию движения и взаимодействия микрочастиц, составляющих микросистему. По современным представлениям, в состав внутренней энергии входят: 1) кинетическая энергия поступательного, вращательного и колебательного движений молекул и атомов; 2) потенциальная энергия взаимодействия молекул и атомов; 3) энергия электронных оболочек атомов; 4) внутренняя энергия ядер. Однако в сравнительно небольшом интервале комнатных температур можно пренебречь колебательными степенями свободы; у одноатомного газа не возбуждаются и вращательные степени свободы. Если же газ достаточно разрежен, то можно пренебречь и энергией взаимодействия частиц. Поэтому для инертных газов (гелий, неон, аргон) и для паров металлов выражения (11) и (12) приводят к результатам, которые подтверждаются экспериментальными данными.

Литература:

1. Матвеев А.Н. Молекулярная физика. – М.: Высшая школа, 1981.
2. Василевский А.С., Мултановский В.В. Статическая физика и термодинамика. – М.: Просвещение, 1985.

(Рецензент: С. Отажонов, доктор физико-математических наук, профессор).