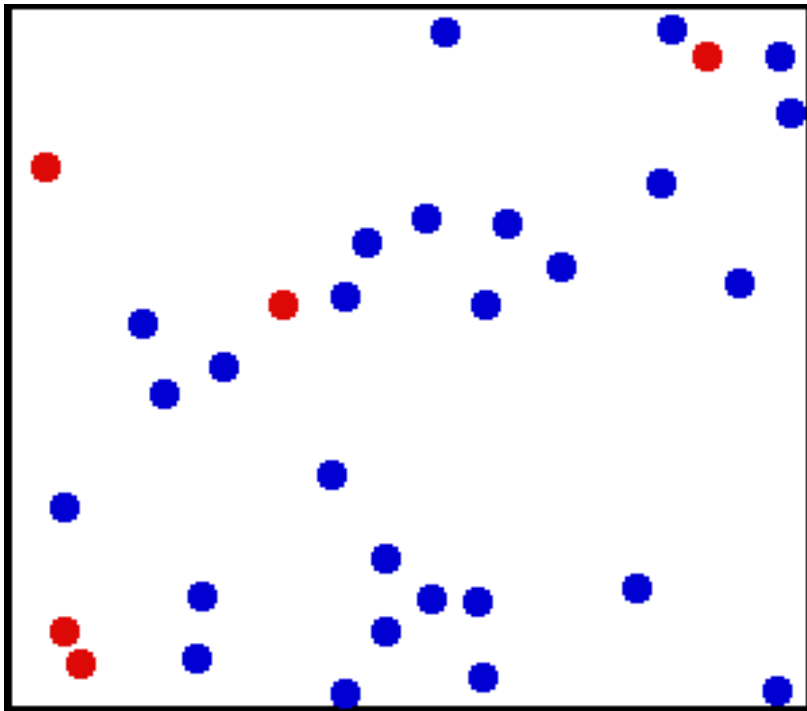


Основы термодинамики и молекулярной физики

- 1 Термодинамический и статический методы исследования.
- 2 Уравнение состояния. Идеальный газ.
- 3 Уравнение молекулярно-кинетической теории для давления газа.
- 4 Внутренняя энергия идеального газа.

Идеальный газ

Идеальным газом называется газ, который удовлетворяет следующим условиям:



- 1) собственный объем частиц (молекул или атомов) газа очень мал по сравнению с объемом сосуда, в котором находится газ;
- 2) силы взаимодействия между частицами идеального газа отсутствуют (или настолько слабы, что ими можно пренебречь);
- 3) столкновения частиц газа между собой и со стенками сосуда являются абсолютно упругими ударами.
- 4) частицы идеального газа совершают беспорядочное тепловое движение

Уравнение состояния идеального газа

Пусть в объеме V при давлении p и температуре T находятся N молекул газа.

$$M = Nm \quad \leftarrow \text{Количество газа} \quad \rightarrow \quad \nu = \frac{M}{\mu}$$
$$N = \nu N_0 = N_0 \frac{M}{\mu}$$

Число молекул в газе

Объем газа V (м^3), давление p ($\text{Н}/\text{м}^2$), температура T — по *абсолютной шкале Кельвина*

Измерения показали, что у газов при равновесных переходах из одного состояния в другое изменения параметров p , V и T с некоторым приближением удовлетворяют **объединенному закону Бойля—Мариотта и Гей-Люссака**: для данной массы газа отношение произведения объема газа на его давление к абсолютной температуре сохраняется постоянным при переходе газа из одного равновесного состояния в другое:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

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

идеальный газ определяется как такой газ, который в точности подчиняется законам Бойля—Мариотта и Гей-Люссака, а следовательно, объединенному закону

при данном p и T $V \sim M \sim N$ $\longrightarrow \frac{pV}{T} \sim N$, тогда

k – коэффициент
пропорциональности

$$\frac{pV}{T} = k \cdot N$$

$$pV = NkT$$

$$k = \frac{pV}{TN} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$$

$$pV = NkT = kN_0 \frac{M}{\mu} T = R \frac{M}{\mu} T$$

уравнение состояния идеального газа
(Клапейрона—Менделеева)

$$pV = \frac{M}{\mu} RT$$

$$pV = NkT$$

разделим обе части на объем

$$p = \frac{N}{V} kT$$

$$p = n \cdot k \cdot T$$

давление газа прямо
пропорционально числу молекул в
единице объема и температуре газа.

Сравним уравнение

$$pV = N \cdot k \cdot T$$

с основным уравнением кинетической теории газов

$$pV = \frac{1}{3} m \cdot N \cdot v_{кв}^2$$

$$NkT = \frac{1}{3} m \cdot N \cdot v_{кв}^2$$

$$\frac{mv_{кв}^2}{2} = \frac{3}{2} kT$$

выражение для средней квадратичной скорости молекул в зависимости от температуры газа.

$$M = \mu \cdot \nu = \mu \frac{N}{N_0}$$

для 1 молекулы

$$m = \frac{\mu}{N_0}$$

$$v_{кв} = \sqrt{\frac{3kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} = 1,73 \sqrt{\frac{RT}{\mu}}$$

Основное уравнение кинетической теории газов

Выведем «основное уравнение кинетической теории газов», связывающее давление газа со скоростями движения его частиц.



Выделим на стенке сосуда некоторую элементарную площадку S и найдем давление, оказываемое на эту площадку (беспорядочно движущимися частицами газа)

v — средняя скорость частиц,
 N — полное число частиц газа,
 V — объем газа сосуда),
 n — число частиц в единице объема ($n = N/V$)

число частиц в объеме

$$\Delta N = n S v \Delta t$$

за время Δt число ударов частиц о площадку S будет равно $\frac{1}{6}(n S v \Delta t)$

При каждом (абсолютно упругом) ударе частицы о стенку количество движения этой частицы изменяется на $2mv$

Общее изменение количества движения частиц газа на этой площадке ΔS равно:

$$\Delta k = 2mv \cdot \frac{1}{6} n \cdot S \cdot v \cdot \Delta t$$

Согласно второму закону Ньютона, это изменение должно быть вызвано силой, приложенной со стороны стенки к частицам газа.

$$F = \frac{\Delta k}{\Delta t} = \frac{1}{3} m \cdot n \cdot S \cdot v^2$$

Тогда давление на газ, т. е. внешняя сила, действующая на газ со стороны единичной площадки, равна $p = F/S$

$$p = \frac{1}{3} n \cdot m \cdot v^2$$

основное уравнение
кинетической теории газов



$$n = N / V$$

$$pV = \frac{1}{3} N \cdot m \cdot v^2$$

Мы предполагали, что скорости молекул одинаковы; если же в газе имеются молекулы с разными скоростями

$$pV = \sum \left(\frac{1}{3} N_1 \cdot m_1 \cdot v_1^2 + \frac{1}{3} N_2 \cdot m_2 \cdot v_2^2 + \dots \right) = \frac{1}{3} m \sum N_i \cdot v_i^2 = \frac{1}{3} m \cdot N \cdot v_{\text{кв}}^2$$

$v_{\text{кв}}$ называется *средней квадратичной скоростью* молекул газа; она отличается от *средней арифметической скорости*

$$v_{\text{кв}} = \sqrt{\frac{N_1 v_1^2 + N_2 v_2^2 + \dots + N_n v_n^2}{N}}$$

Средняя арифметическая скорость движения молекул.

$$\vec{v} = \frac{\vec{v}_1 + \vec{v}_2 + \dots + \vec{v}_N}{N} = 0$$

так как молекулы движутся хаотично

Теоретическое вычисление скоростей молекул основано на двух предположениях:

- 1) в газе не существует даже двух молекул, имеющих в точности одинаковые скорости;
- 2) число молекул ΔN , скорости которых лежат в узких пределах между v и $v + \Delta v$ (например, от 100 до 101 м/с или от 500 до 501 м/с), прямо пропорционально общему числу молекул N , ширине интервала Δv и зависит от величины скорости v .