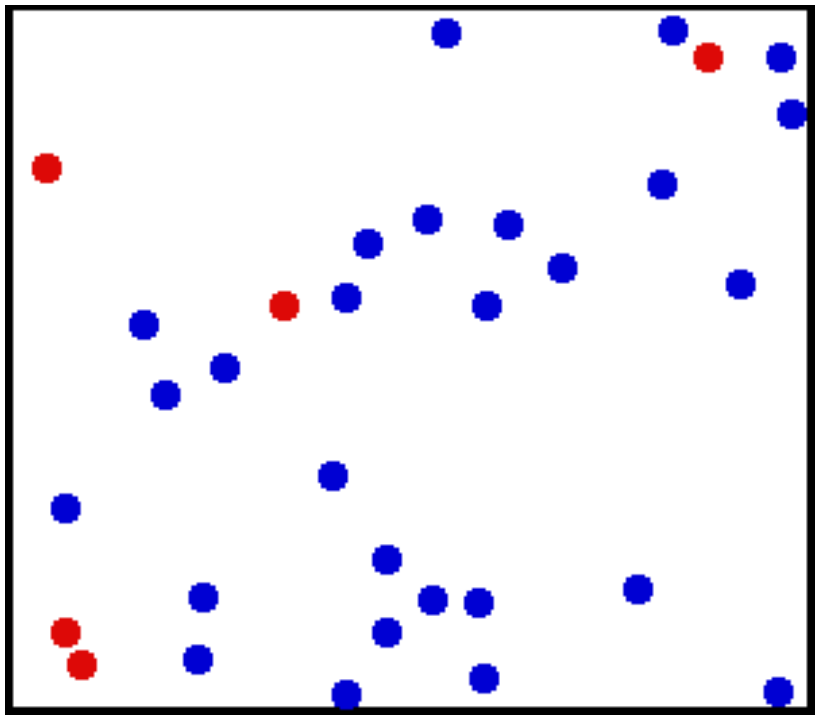
# Идеальный газ

# Идеальный газ

Идеальным газом называется газ, который удовлетворяет следующим условиям:



1) собственный объем частиц (молекул или атомов) газа очень мал но сравнению с объемом сосуда, в котором находится газ;
2) силы взаимодействия между частицами идеального газа отсутствуют (или настолько слабы, что ими можно пренебрегать);
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* ← Количество газа → $\nu = \frac{M}{\mu}$

Число молекул в газе $N = \nu N_0 = N_0 \frac{M}{\mu}$

Объем газа V (м$^2$), давление p (Н/м$^2$), температура Т— по *абсолютной шкале Кельвина*

Измерения показали, что у газов при равновесных переходах из одного состояния в другое изменения параметров *p, V* и Т 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:

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

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

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 ~ M ~ N $\longrightarrow \frac{pV}{T} \sim N$, тогда

k – коффициент пропорциональности

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

p V = N k T

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

p V = N k T= $kN_0 \frac{M}{\mu} T = R \frac{M}{\mu} T$

уравнение состояния идеального газа (Клапейрона—Менделеева)

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

p V = N k T

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

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

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

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

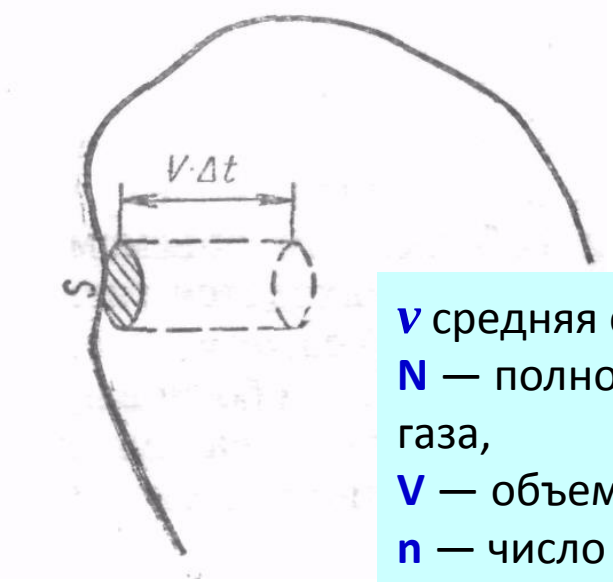
$$v_{кв} = \sqrt{\frac{3kT}{m}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} = 1{,}73\sqrt{\frac{RT}{\mu}}$$

для 1 молекулы

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

# 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 Δ*t* число ударов частиц о площадку S будет равно 1/6(n S ***v*** Δt)

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:

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

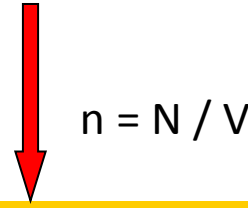
Согласно второму закону Ньютона, это изменение должно быть вызвано силой, приложенной со стороны стенки к частицам газа.

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

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




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

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

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

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

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

**Средняя арифметическая скорость движения молекул.**

$$\vec{\upsilon} = \frac{\vec{\upsilon}_1 + \vec{\upsilon}_2 + \ldots + \vec{\upsilon}_N}{N} = 0$$

**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 $\Delta N$, 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 $\Delta v$ и зависит от величины скорости $u$.