

Предметом изучения термодинамики и статистической физики является тепловая форма движения макроскопических тел. Подходя к изучению с различных точек зрения, статистическая физика и термодинамика взаимно дополняют друг друга, образуя, по существу, единое целое.

*Макроскопическое тело (система)* – это тело, состоящее из астрономически большого числа частиц.

С этой точки зрения к макросистемам относятся газы, жидкости, твердые тела и плазма, состоящие из атомов, молекул и ионов.

В термодинамике используется термодинамический метод: в его основе *начала термодинамики*, установленные опытным путем.

С его помощью устанавливаются соотношения между макроскопическими параметрами и направление протекания процессов в макросистеме.

В статистической физике используется статистический метод: в его основе законы движения частиц, образующих макроскопическую систему.

С его помощью устанавливаются статистические закономерности поведения этих частиц, т.е. наблюдаемые макроскопические параметры и направление их изменения.

## Макроскопические параметры

Макроскопические параметры – это величины, характеризующие состояние макроскопической системы.

Подобными параметрами являются давление, объем, температура, плотность и т.д.



Внешние параметры определяют внешние условия (тела и силовые поля).

Внутренние параметры относятся непосредственно к системе.

Интенсивные параметры не зависят от числа частиц в системе ( $p$ ,  $T$  и др.).

Экстенсивные параметры при тех же значениях интенсивных параметров пропорциональны числу частиц ( $V$ ,  $U$  и др.).

## Нулевое начало термодинамики. Уравнение состояния

### Постулат о термодинамическом равновесии

Всякая термодинамическая система при неизменных внешних условиях приходит в состояние термодинамического равновесия, в котором ее макроскопические параметры остаются неизменными как угодно долго. При этом в системе отсутствуют какие-либо макроскопические потоки.

### Постулат аддитивности

Энергия термодинамической системы есть сумма энергий ее макроскопических частей.



$$U = \sum_i U_i$$

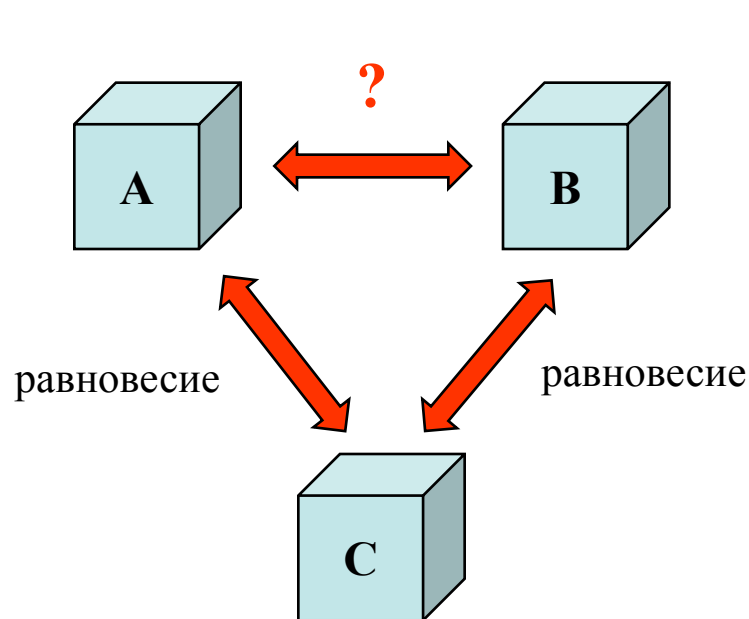
Данный постулат справедлив для систем, у которых энергия взаимодействия частей является пренебрежимо малой величиной.

## Нулевое начало термодинамики. Уравнение состояния

### Постулат о температуре

Температура – мера интенсивности внутреннего движения равновесной системы имеющая одно и то же значение для всех ее частей.

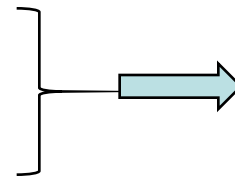
### Транзитивное свойство температуры



Равновесие **A** и **C**

Равновесие **B** и **C**

Равновесие **A** и **B**



Существует интенсивный параметр такой, что при термодинамическом равновесии систем **A** и **B**

$$T_A = T_B$$

## Нулевое начало термодинамики. Уравнение состояния

### Постулат об уравнении состояния

В состоянии термодинамического равновесия каждый внутренний параметр является однозначной функцией внешних параметров системы и температуры.

$$\left( \begin{array}{c} \text{внутренние} \\ \text{параметры} \end{array} \right) = f \left( \begin{array}{c} \text{внешние параметры и} \\ \text{температура} \end{array} \right)$$

---

Состояние газа (идеального и реального) в отсутствии внешних полей определяется 2 параметрами, например,  $V$  и  $T$ .



$$U = U(V, T) \quad \text{– калорическое уравнение состояния}$$

$$P = P(V, T) \quad \text{– термическое уравнение состояния}$$

## Законы идеальных газов

*Моль* – количество вещества, содержащее  $N_A$  частиц.

По определению  $N_A$  – число атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$

### Идеальный газ

$$PV = \frac{m}{\mu} RT$$

– уравнение Менделеева-Клапейрона  
(уравнение состояния идеального газа)

$$\nu = \frac{m}{\mu} \quad \text{– число молей}$$

$R$  – универсальная газовая постоянная

При  $K \gg U_{\text{вз}}$     **реальный газ**     $\longrightarrow$     **идеальный газ**

## Законы идеальных газов

### Закон Бойля–Мариотта

Произведение объема  $V$  данной массы газа на его давление  $P$  зависит только от температуры

$$PV = f(T)$$

### Закон Гей–Люссака

При постоянном давлении объем газа зависит от температуры  $t$ , выраженной в градусах Цельсия, как

$$V = V_0(1 + \alpha t)$$

$V_0$  – объем газа при  $t = 0$  °С

Коэффициент  $\alpha$  для всех (идеальных) газов один и тот же

## Законы идеальных газов

### Закон Авогадро

В одинаковых объемах идеальных газов при одинаковых давлении и температуре содержится одно и то же число молекул:

$$N = N(P, V, T) \quad \text{не зависит от сорта газа}$$

### Закон Дальтона

Давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений этих газов:

$$P(V, T) = \sum P_i(V, T)$$

$P_i$  – парциальное давление (давление  $i$ -го газа, заключенного в тот же объем и находящийся при той же температуре что и смесь)



## Внутренняя энергия идеального газа

Согласно МКТ  $U = K + U_{\text{вз}} + U'$

$K$  – кинетическая энергия молекул

$U_{\text{вз}}$  – потенциальная энергия взаимодействия молекул

$U'$  – энергия молекул

На основании постулата об уравнении состояния  $U = U(V, T)$

Из опыта для идеального газа

$$U = U(T) \quad \text{– закон Джоуля}$$

$$C_V = \frac{dU}{dT} \quad \text{– теплоемкость}$$

В широком интервале температур

$$C_V = \text{const}$$



$$U = C_V T$$