

# Основы молекулярной физики

Раздел  
Молекулярно-кинетическая теория  
идеальных газов

**Бесплатные презентации**  
<http://prezentacija.biz/>

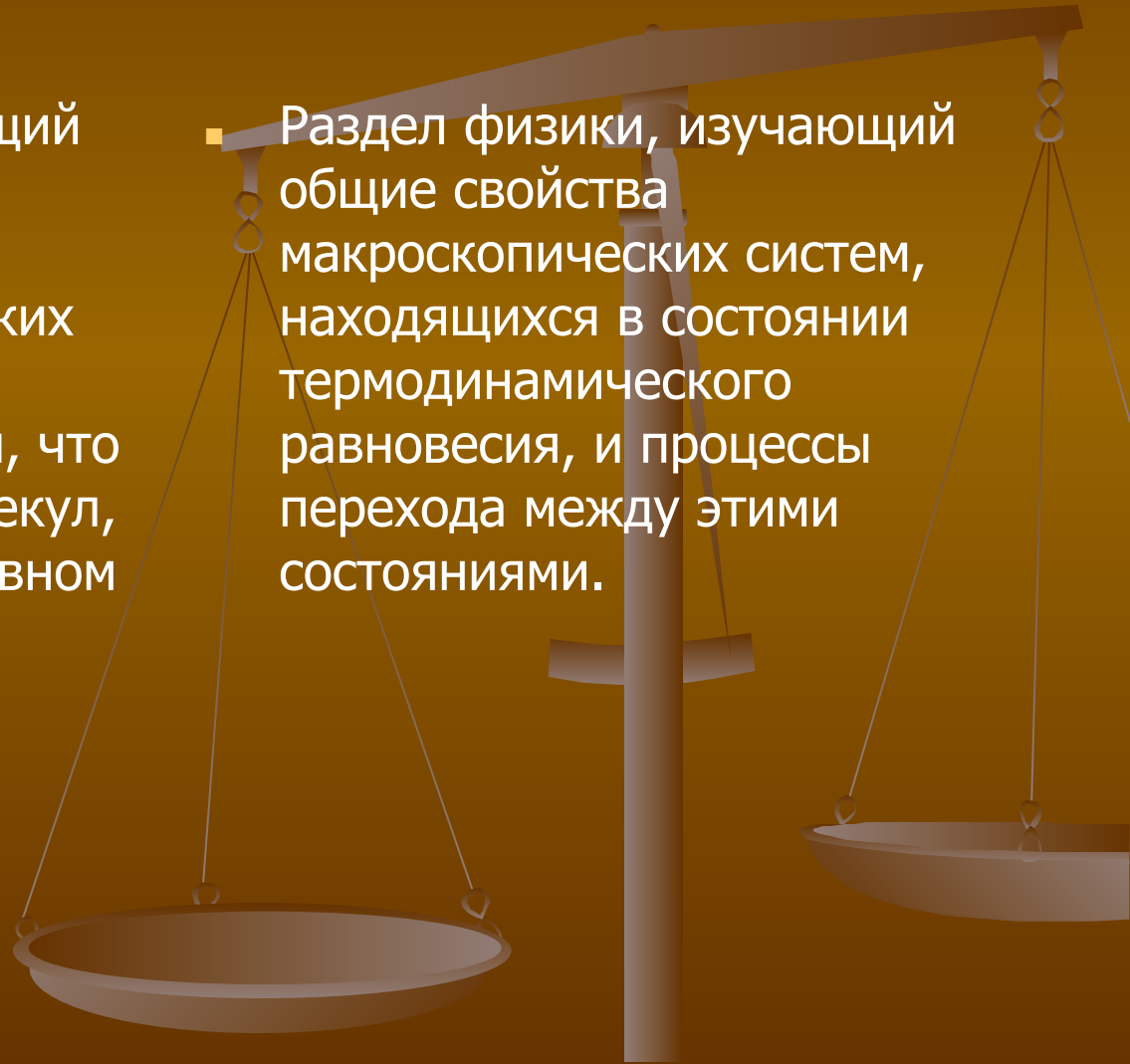
# Разделы физики: молекулярная физика и термодинамика

## Молекулярная физика

- Раздел физики, изучающий строение и свойства вещества исходя из молекулярно-кинетических представлений, основывающихся на том, что все тела состоят из молекул, находящихся в непрерывном хаотическом движении.

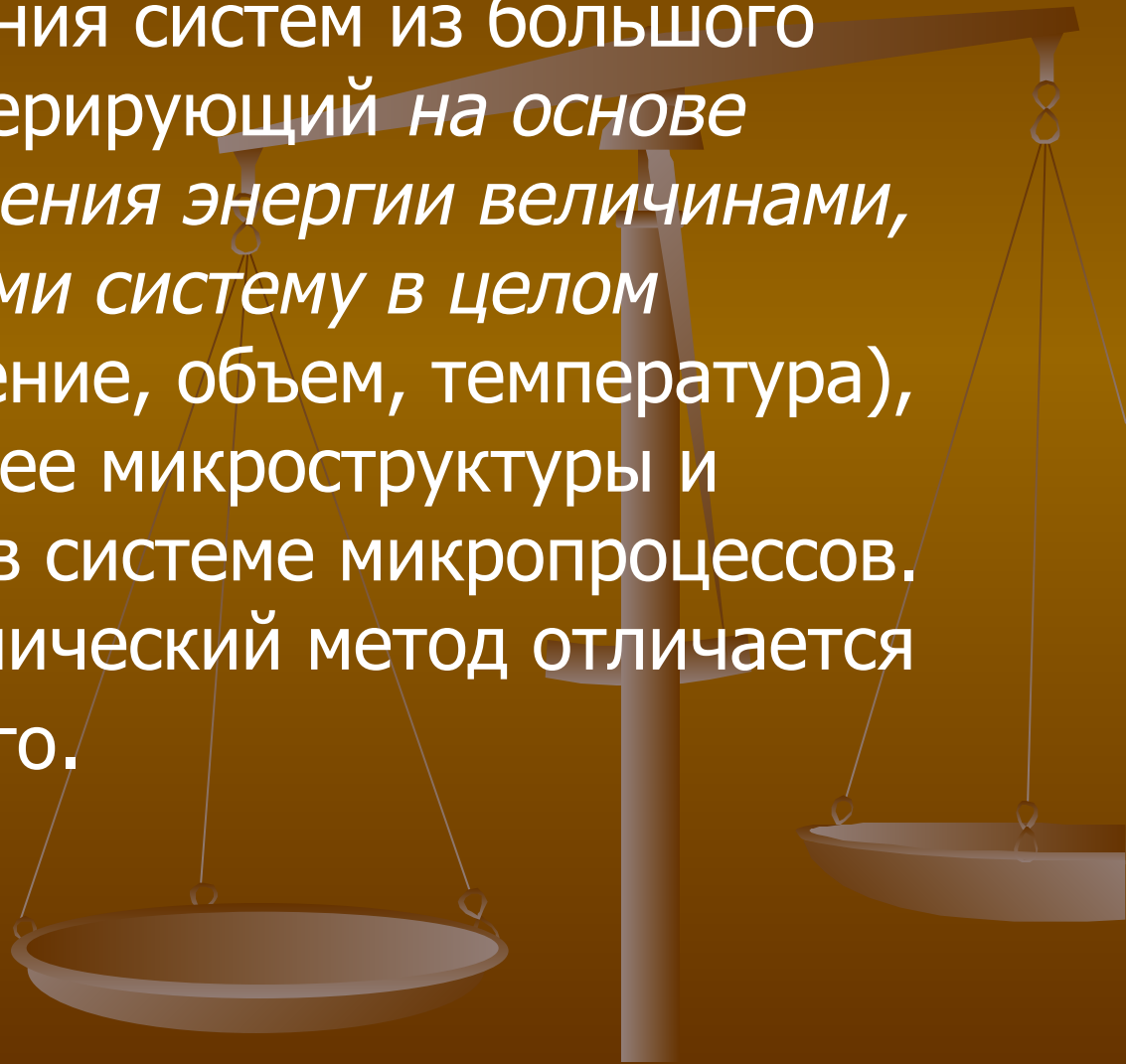
## Термодинамика

- Раздел физики, изучающий общие свойства макроскопических систем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, и процессы перехода между этими состояниями.



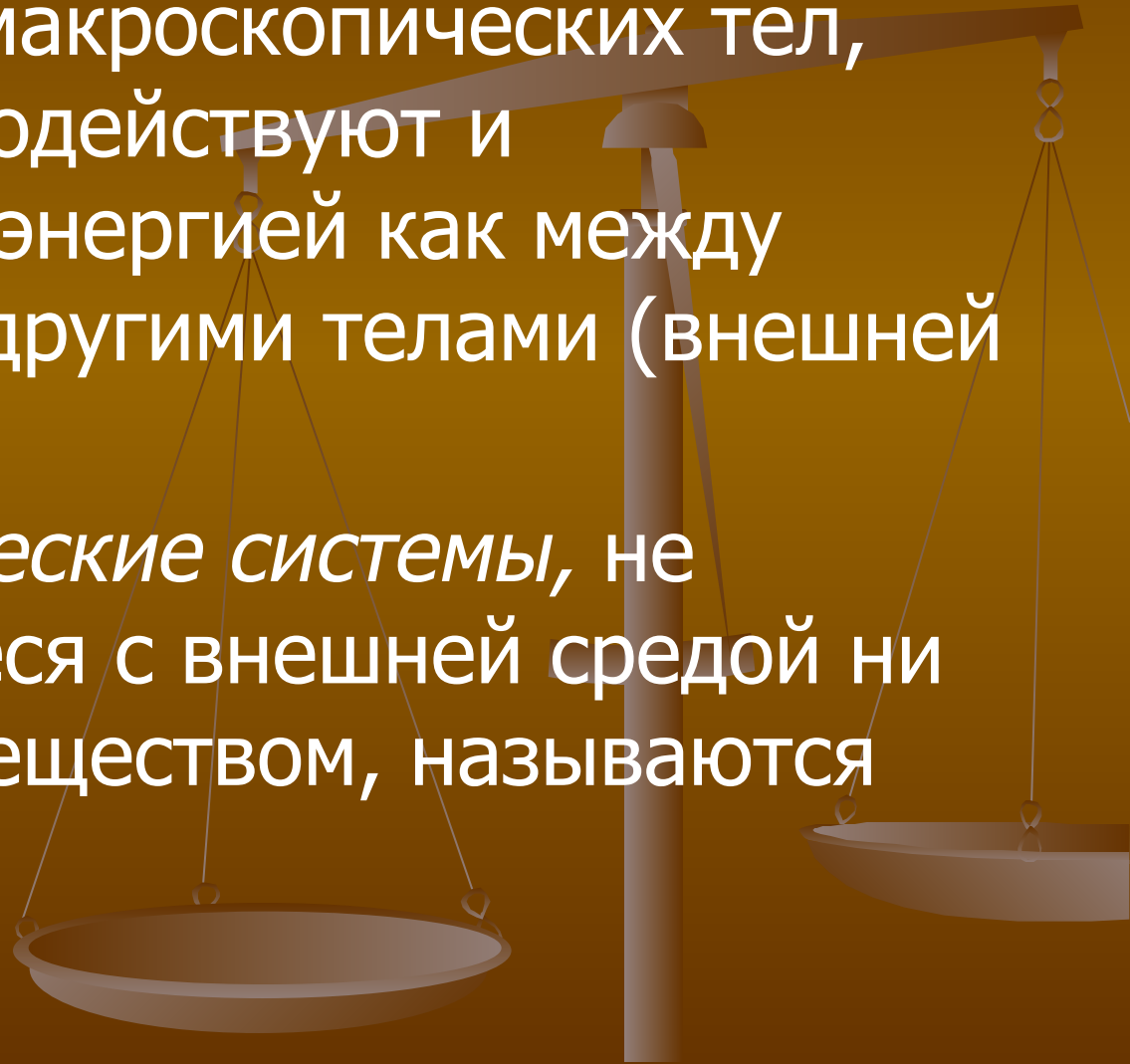
# Термодинамический метод исследования

- Метод исследования систем из большого числа частиц, оперирующий *на основе законов превращения энергии величинами, характеризующими систему в целом* (например, давление, объем, температура), не рассматривая ее микроструктуры и совершающихся в системе микропроцессов. Этим термодинамический метод отличается от статистического.



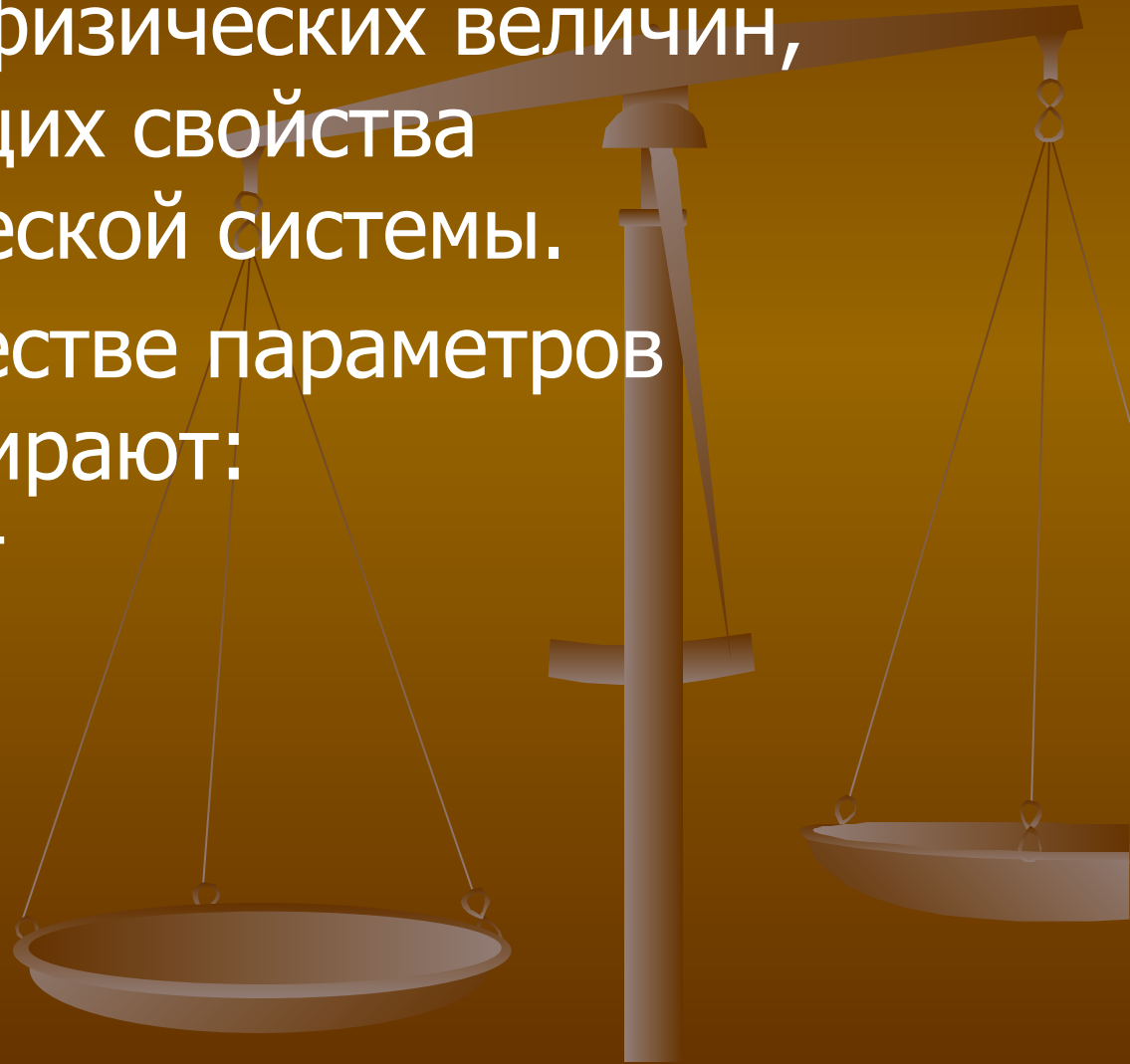
# Термодинамическая система

- Совокупность макроскопических тел, которые взаимодействуют и обмениваются энергией как между собой, так и с другими телами (внешней средой).
- *Термодинамические системы, не обменивающиеся с внешней средой ни энергией, ни веществом, называются замкнутыми.*



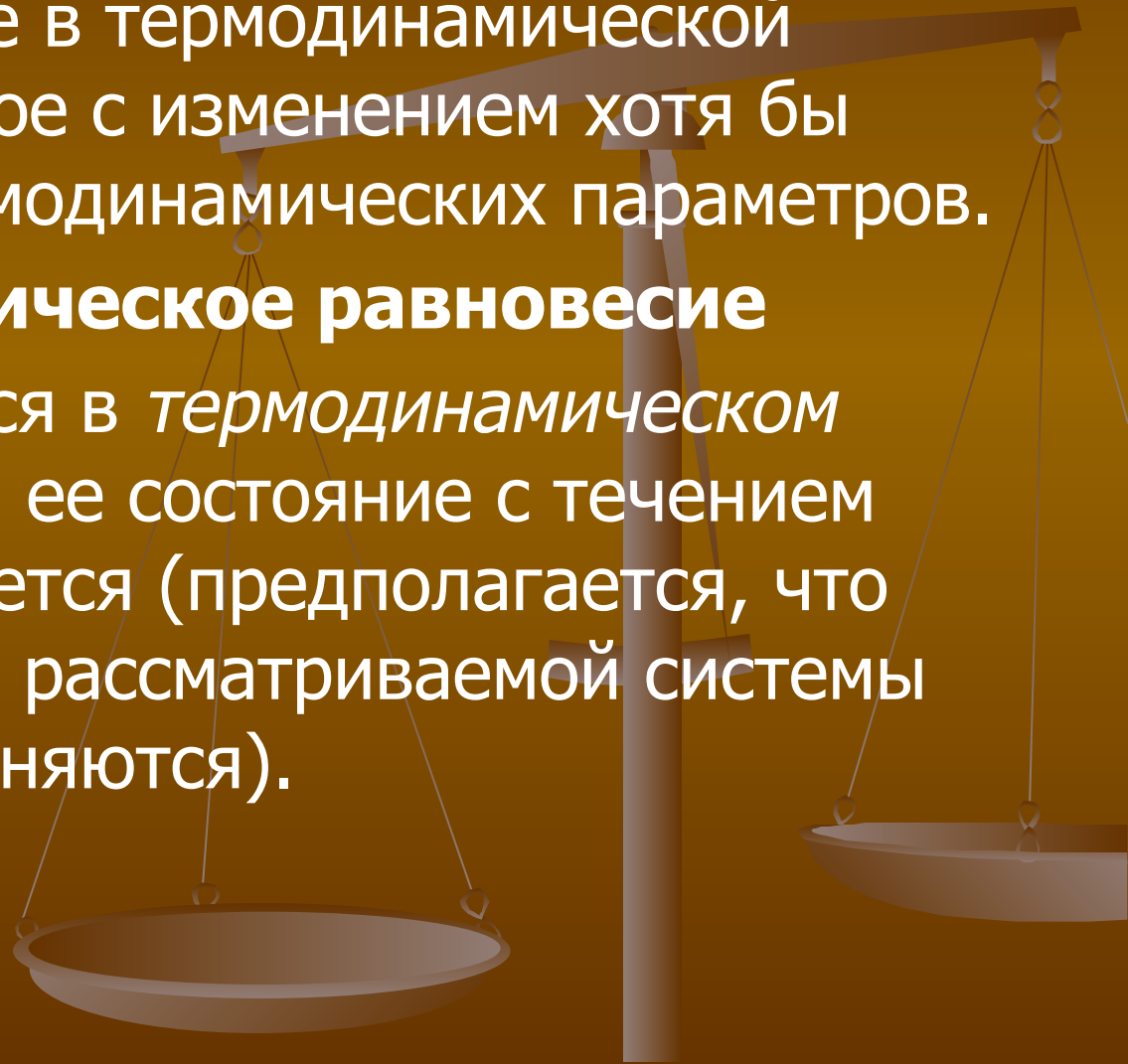
# Термодинамические параметры (параметры состояния)

- Совокупность физических величин, характеризующих свойства термодинамической системы.
- Обычно в качестве параметров состояния выбирают:
  - -температуру  $T$
  - -давление  $P$
  - -объем  $V$ .



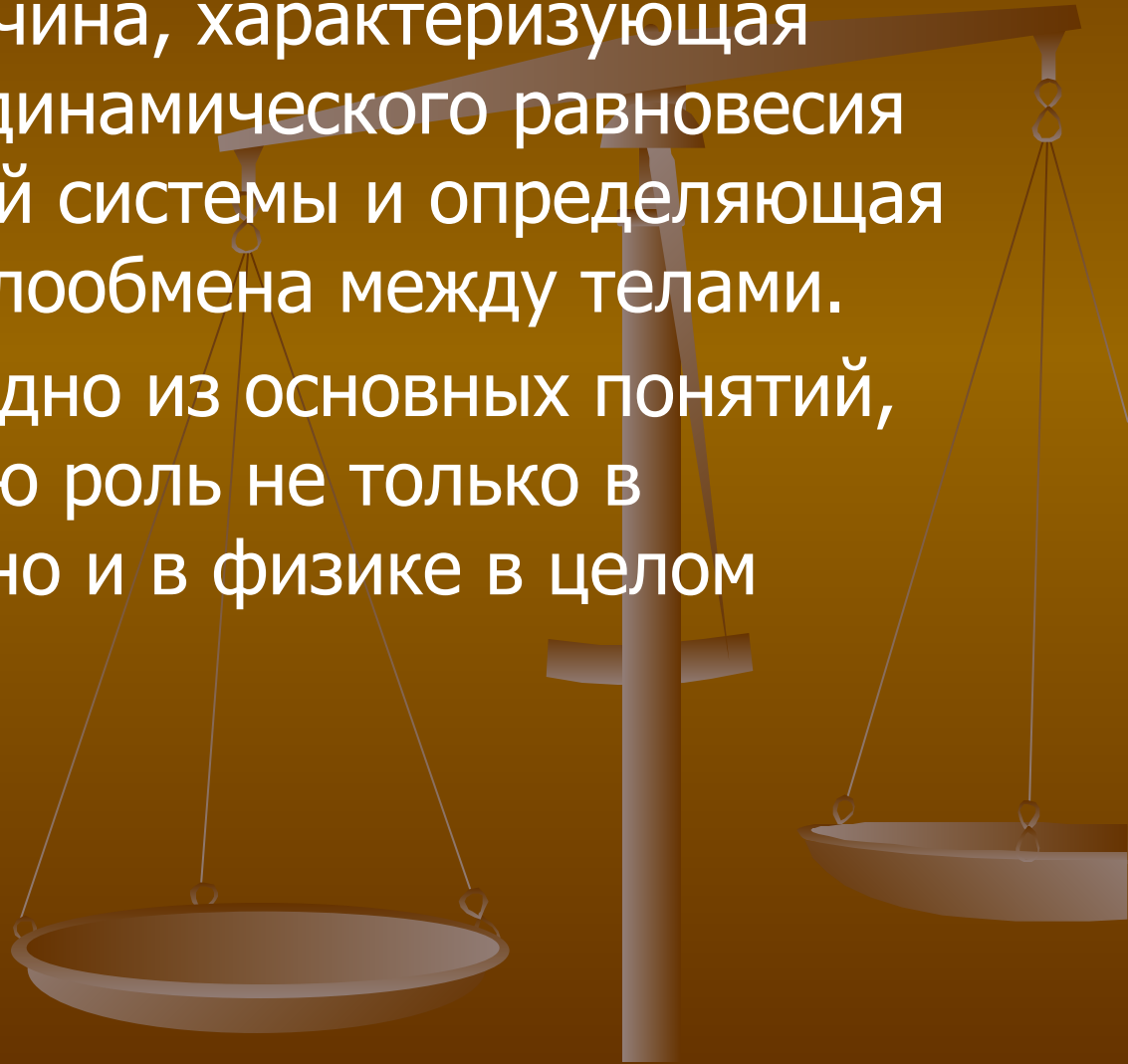
# Термодинамический процесс

- Любое изменение в термодинамической системе, связанное с изменением хотя бы одного из ее термодинамических параметров.
- ► **Термодинамическое равновесие**
- Система находится в *термодинамическом равновесии*, если ее состояние с течением времени не меняется (предполагается, что внешние условия рассматриваемой системы при этом не изменяются).



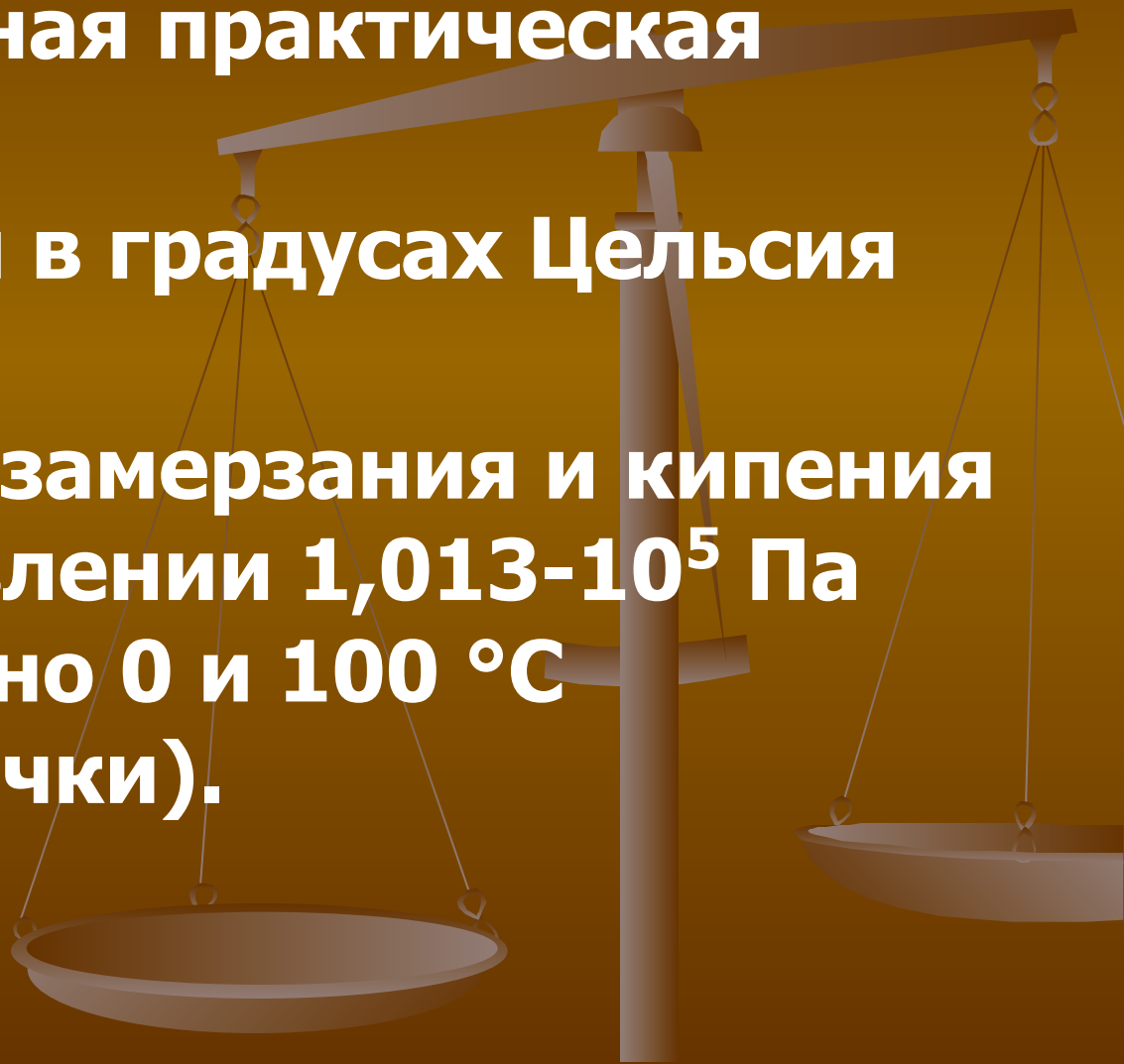
# Температура

- Физическая величина, характеризующая состояние термодинамического равновесия макроскопической системы и определяющая направление теплообмена между телами.
- Температура — одно из основных понятий, играющих важную роль не только в термодинамике, но и в физике в целом



# Температурные шкалы

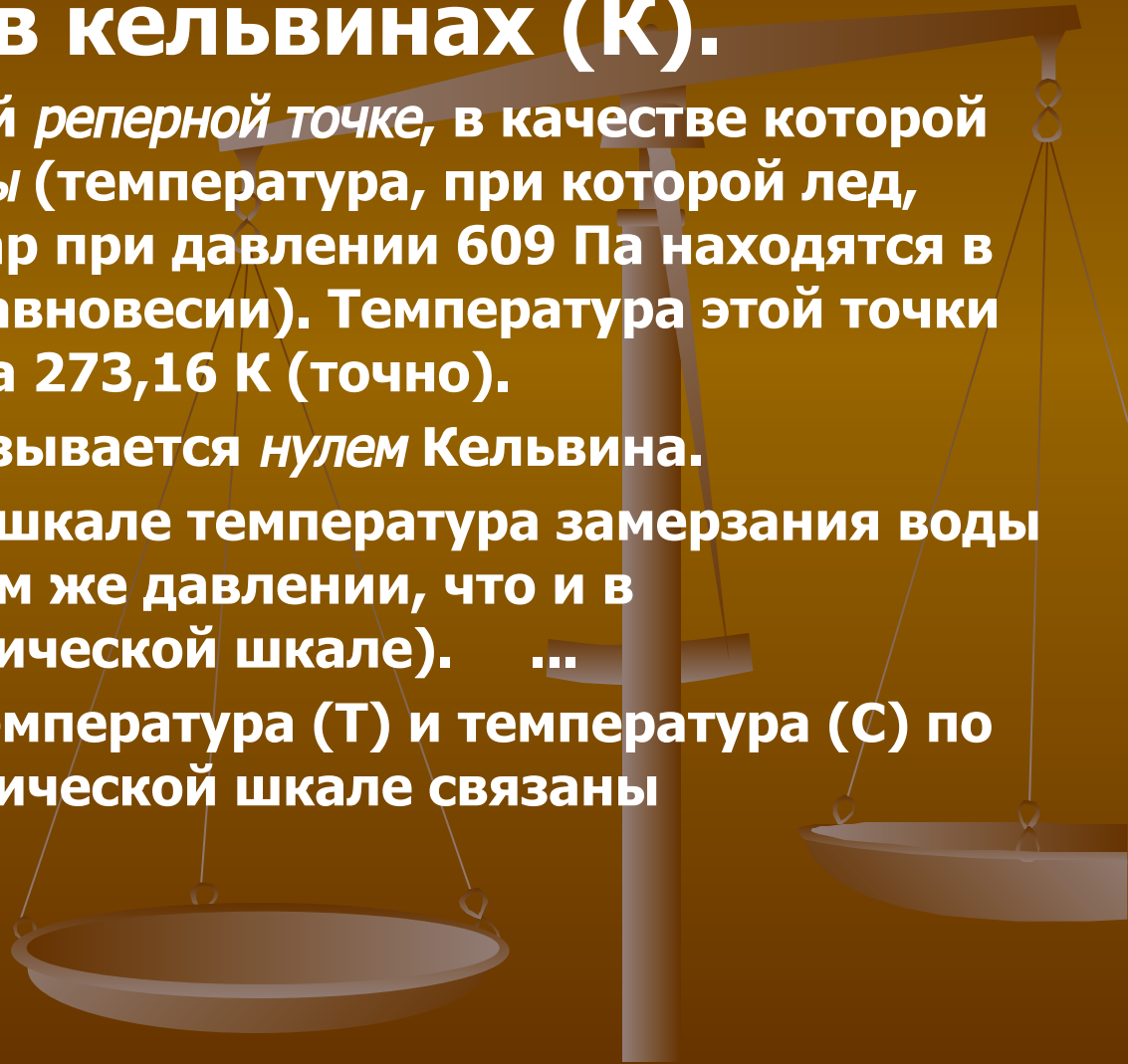
- **Международная практическая шкала**
- **Градуируется в градусах Цельсия ( $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ).**
- **Температура замерзания и кипения воды при давлении  $1,013 \cdot 10^5$  Па соответственно  $0$  и  $100\text{ }^{\circ}\text{C}$  (реперные точки).**





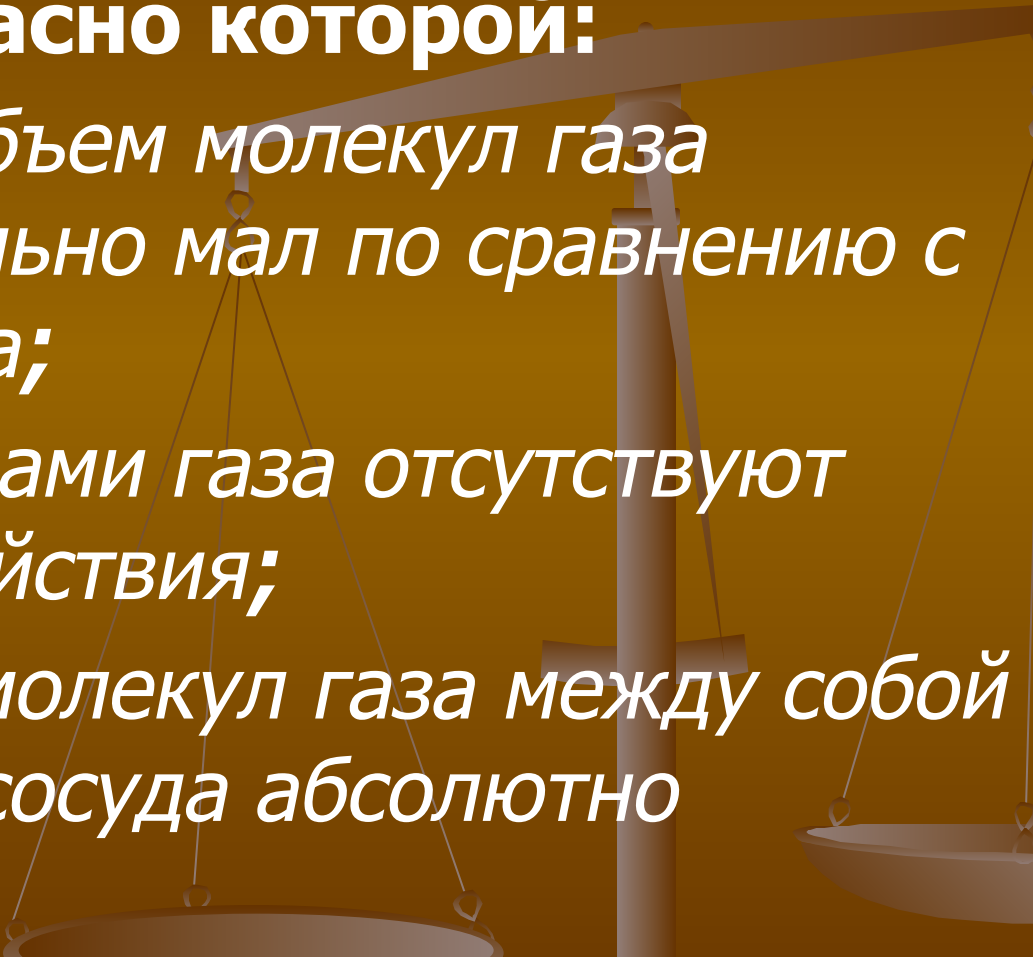
# Термодинамическая температурная шкала

- **Градуируется в кельвинах (К).**
- Определяется по одной *реперной точке*, в качестве которой взята *тройная точка воды* (температура, при которой лед, вода и насыщенный пар при давлении 609 Па находятся в термодинамическом равновесии). Температура этой точки по данной шкале равна 273,16 К (точно).
- Температура  $T = 0$  К называется *нулем Кельвина*.
- В термодинамической шкале температура замерзания воды равна 273,15 К (при том же давлении, что и в Международной практической шкале). ...
- Термодинамическая температура (Т) и температура (С) по Международной практической шкале связаны соотношением:
- $T = 273,16\text{К} + C.$



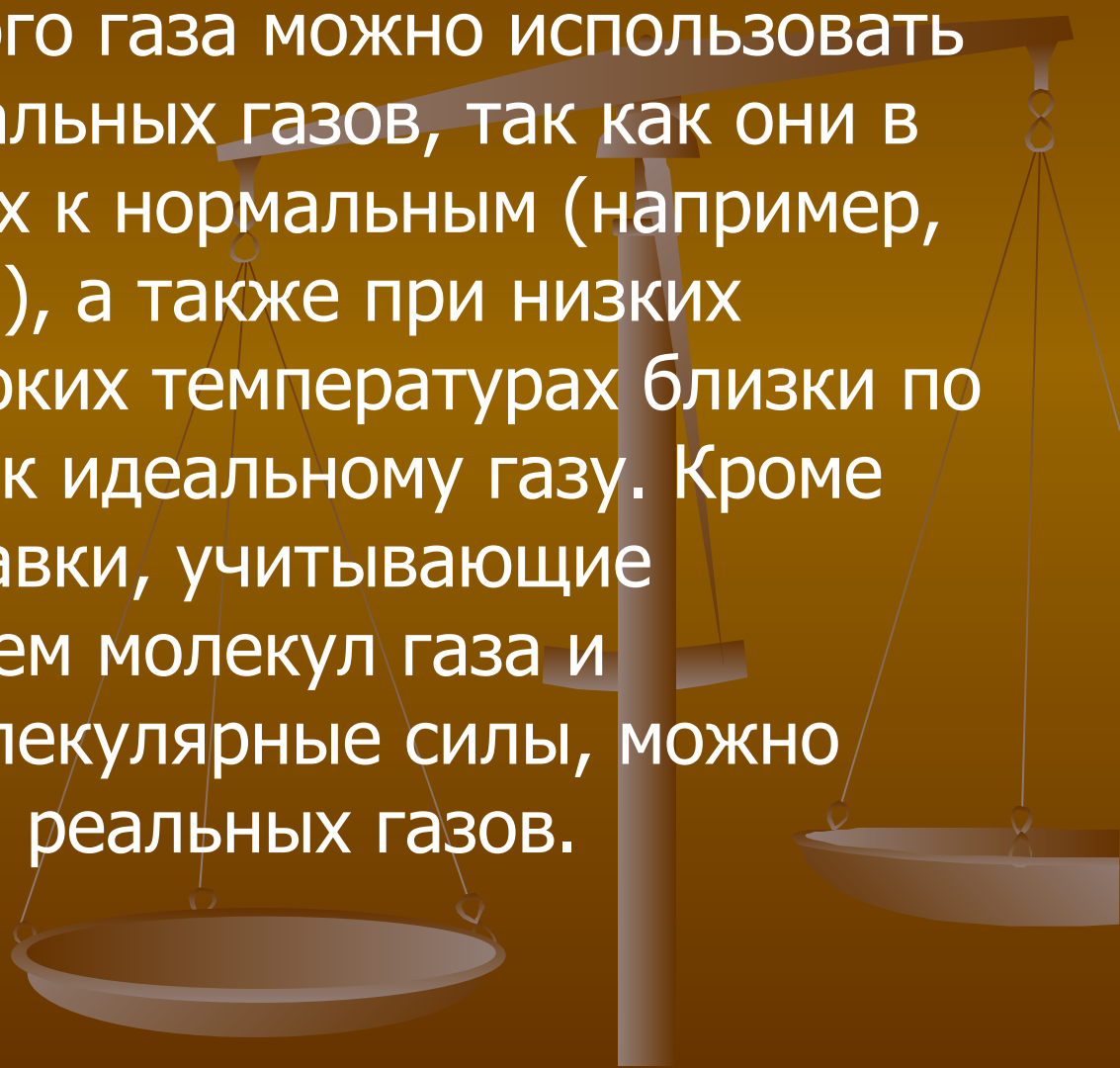
# Идеальный газ

(идеализированная модель)

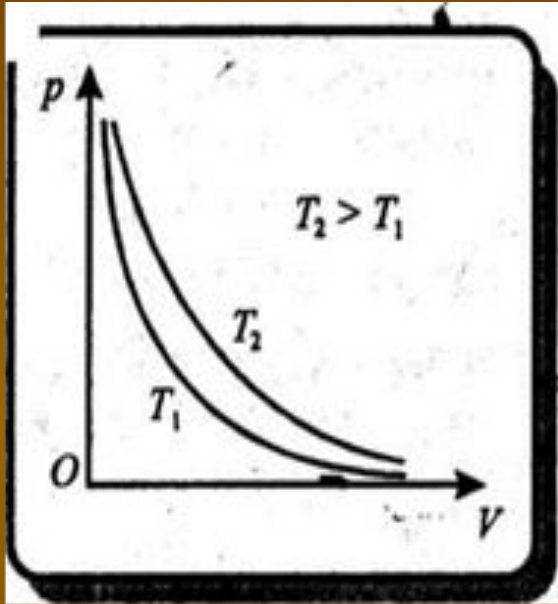
- **Модель, согласно которой:**
  - *собственный объем молекул газа пренебрежительно мал по сравнению с объемом сосуда;*
  - *между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;*
  - *столкновения молекул газа между собой и со стенками сосуда абсолютно*
  - *упругие.*
- 

# Идеальный газ

- Модель идеального газа можно использовать при изучении реальных газов, так как они в условиях, близких к нормальным (например, кислород и гелий), а также при низких давлениях и высоких температурах близки по своим свойствам к идеальному газу. Кроме того, внося поправки, учитывающие собственный объем молекул газа и действующие молекулярные силы, можно перейти к теории реальных газов.



# Закон Бойля—Мариотта,



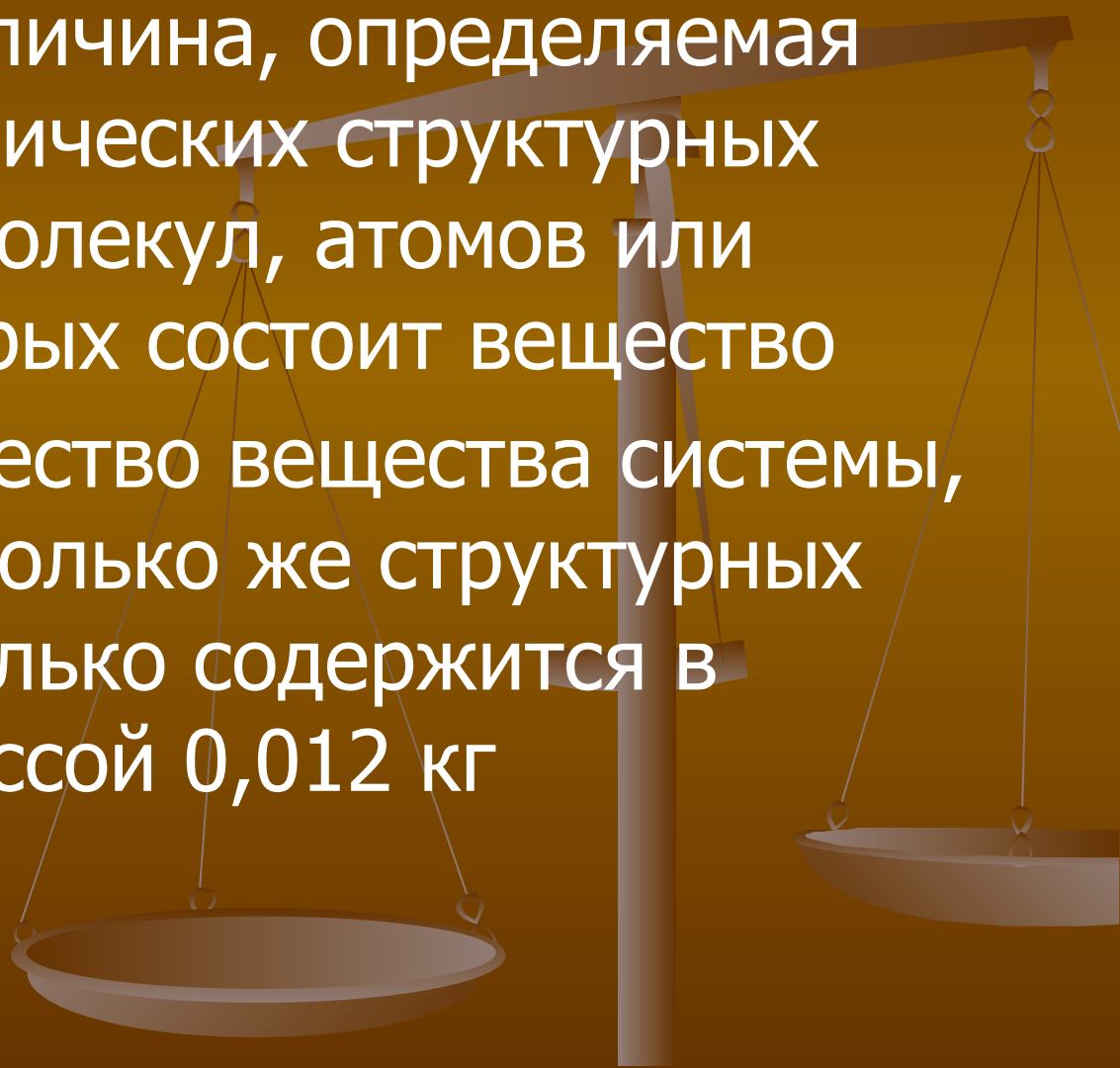
Для данной массы газа при постоянной температуре произведение давления газа на его объем есть величина постоянная:

$$pV = \text{const, при } T = \text{const; } m = \text{const.}$$

Кривая зависимости  $p$  от  $V$  при постоянной температуре называется *изотермой*. Изотермы — гиперболы, расположенные на графике, тем выше, чем выше температура происходящего процесса.

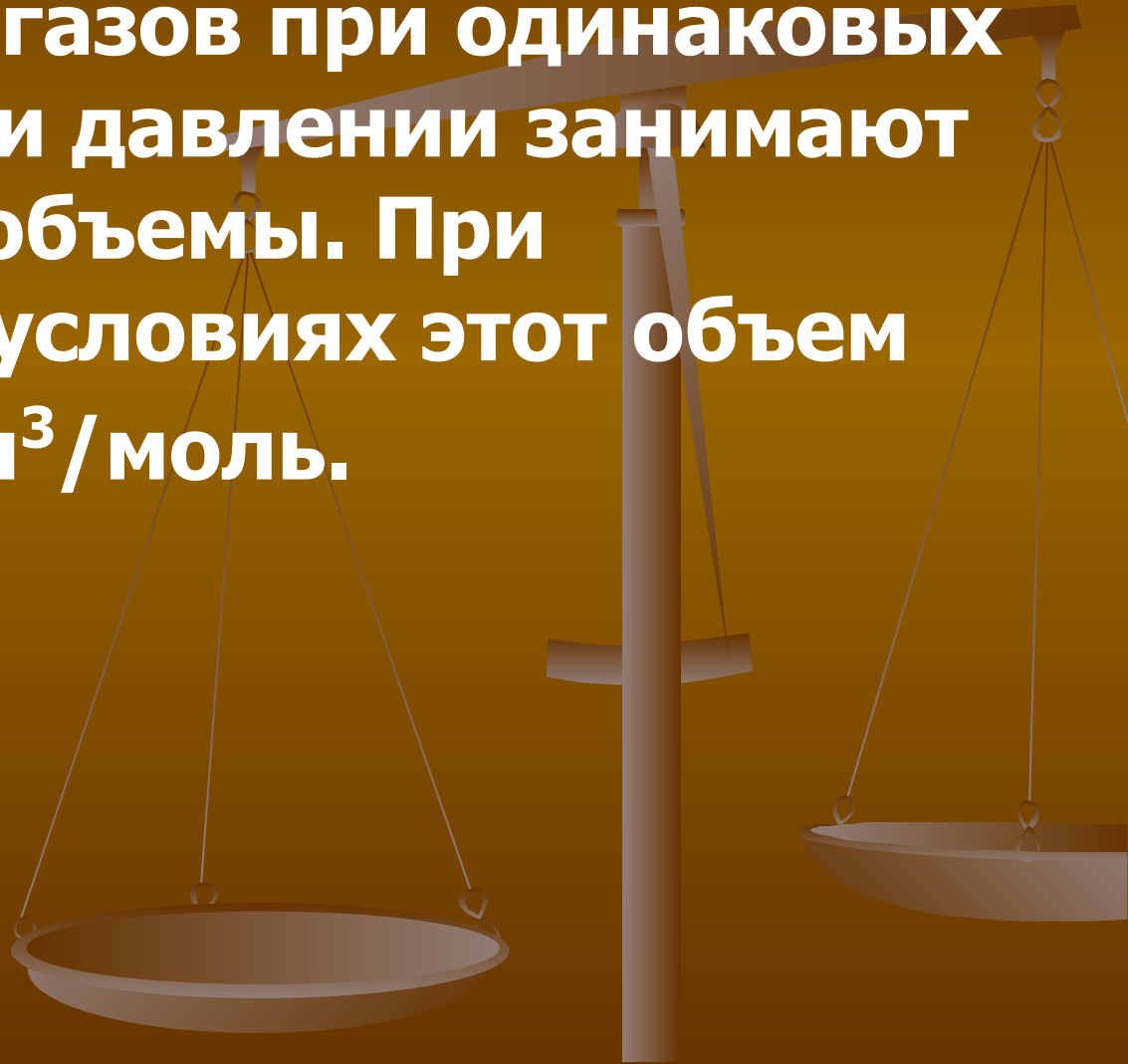
# Количество вещества ( $\nu$ )

- Физическая величина, определяемая числом специфических структурных элементов — молекул, атомов или ионов, из которых состоит вещество
- **МОЛЬ** - Количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится в нуклиде  $^{12}\text{C}$  массой 0,012 кг



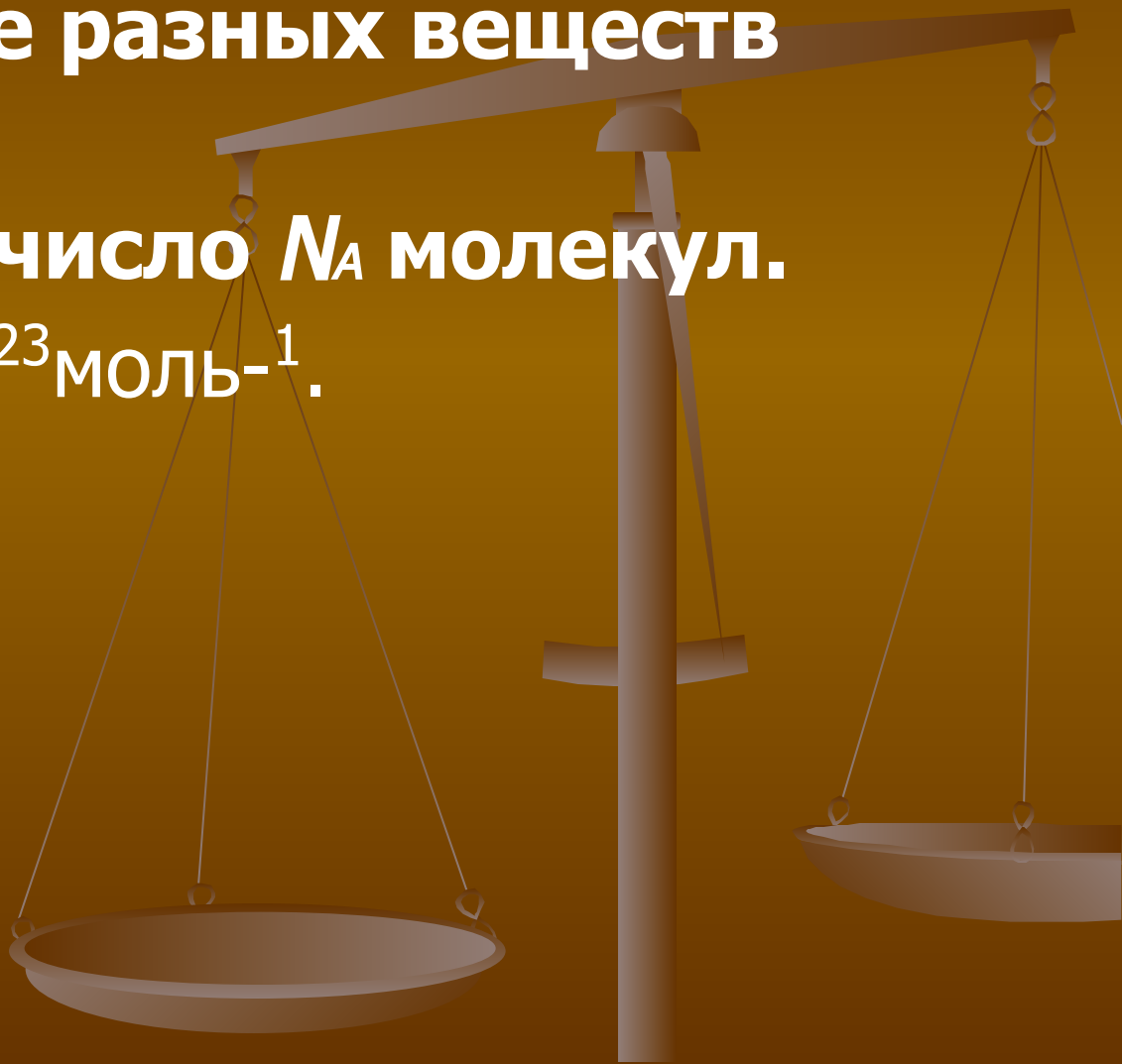
# Закон Авогадро

- Моли любых газов при одинаковых температуре и давлении занимают одинаковые объемы. При нормальных условиях этот объем
- $V = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 / \text{моль}$ .



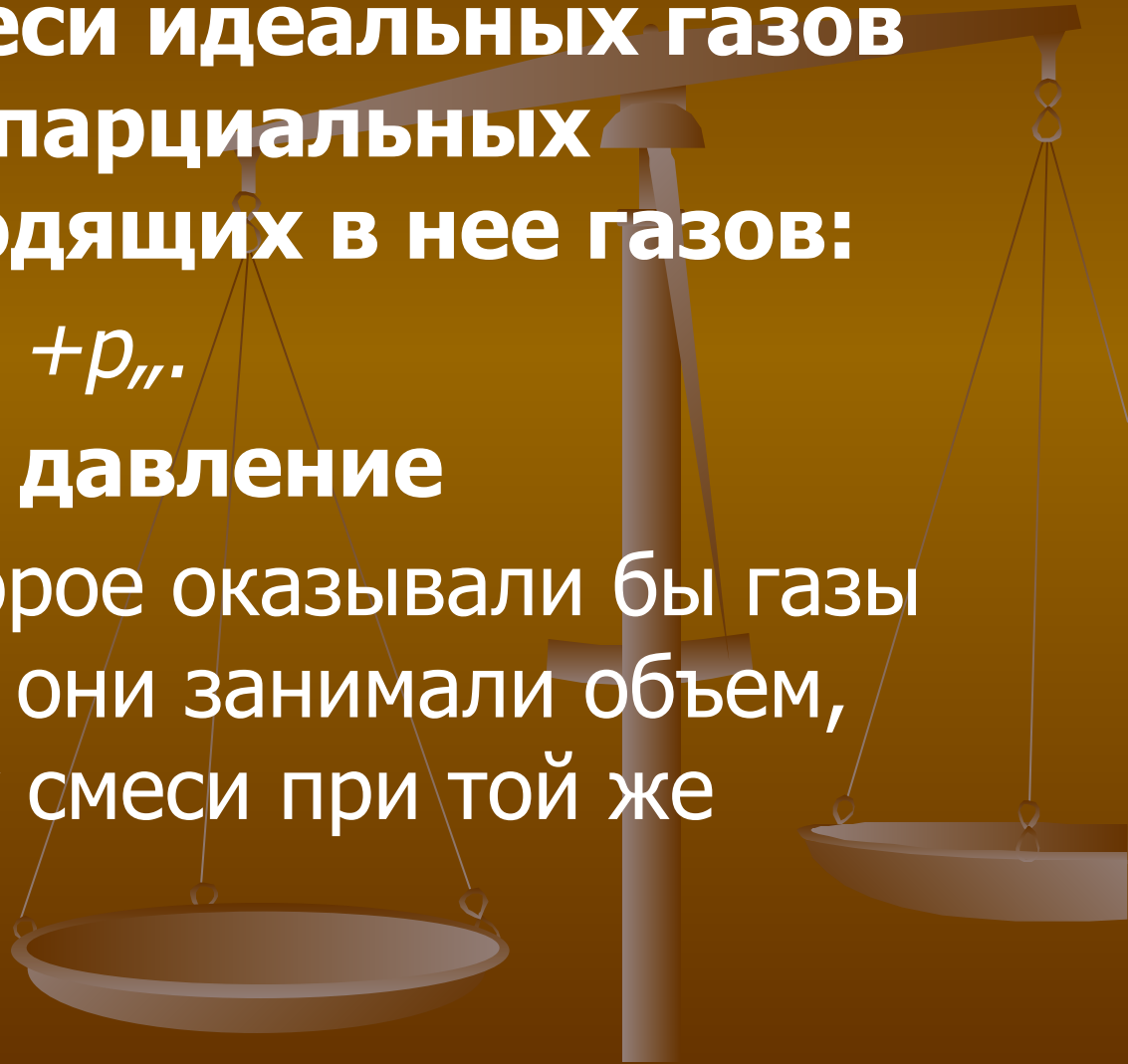
# Постоянная Авогадро

- В одном моле разных веществ содержится
- одно и то же число  $N_A$  молекул.
- $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ .



# Закон Дальтона

- Давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений входящих в нее газов:
- $p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$
- Парциальное давление
- Давление, которое оказывали бы газы смеси, если бы они занимали объем, равный объему смеси при той же температуре.





# Закон Гей—Люссака

1 Объем данной массы газа при постоянном давлении изменяется линейно с температурой:

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

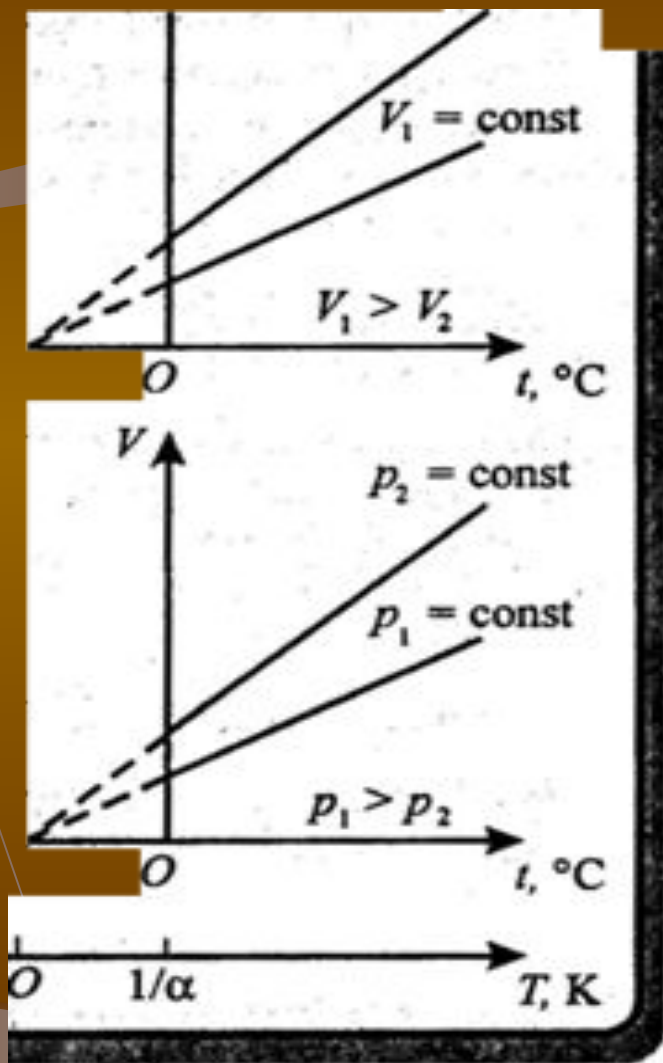
при  $p = \text{const}$ ;  $m = \text{const}$

2 Давление данной массы газа при постоянном объеме изменяется линейно с температурой:

$$p = p_0(1 + \alpha t)$$

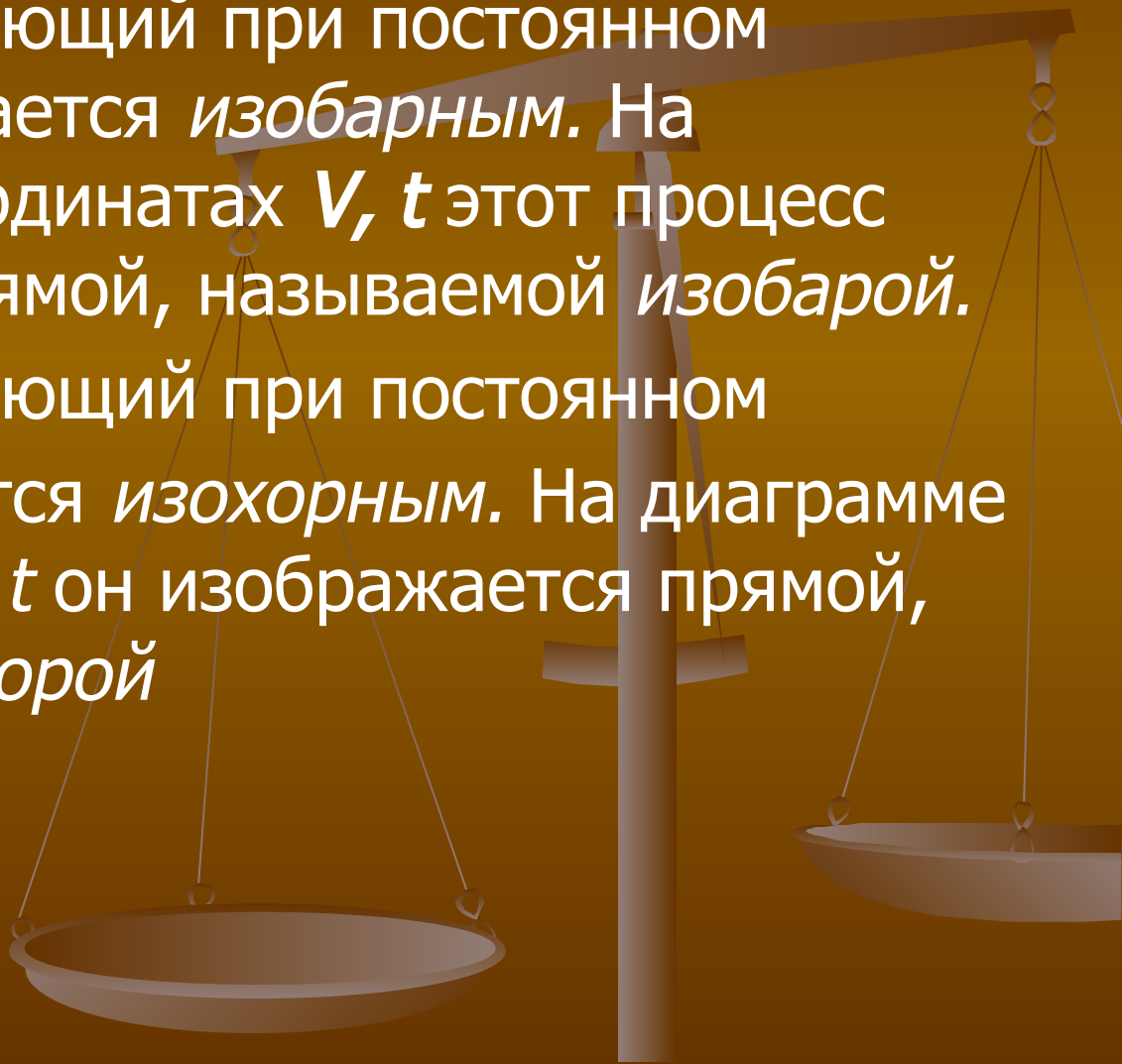
при  $V = \text{const}$ ;  $m = \text{const}$

(здесь  $V_0$  и  $p_0$  — соответственно объем и давление при  $0^\circ\text{C}$ , коэффициент  $\alpha = 1/273 \text{ K}^{-1}$ )-



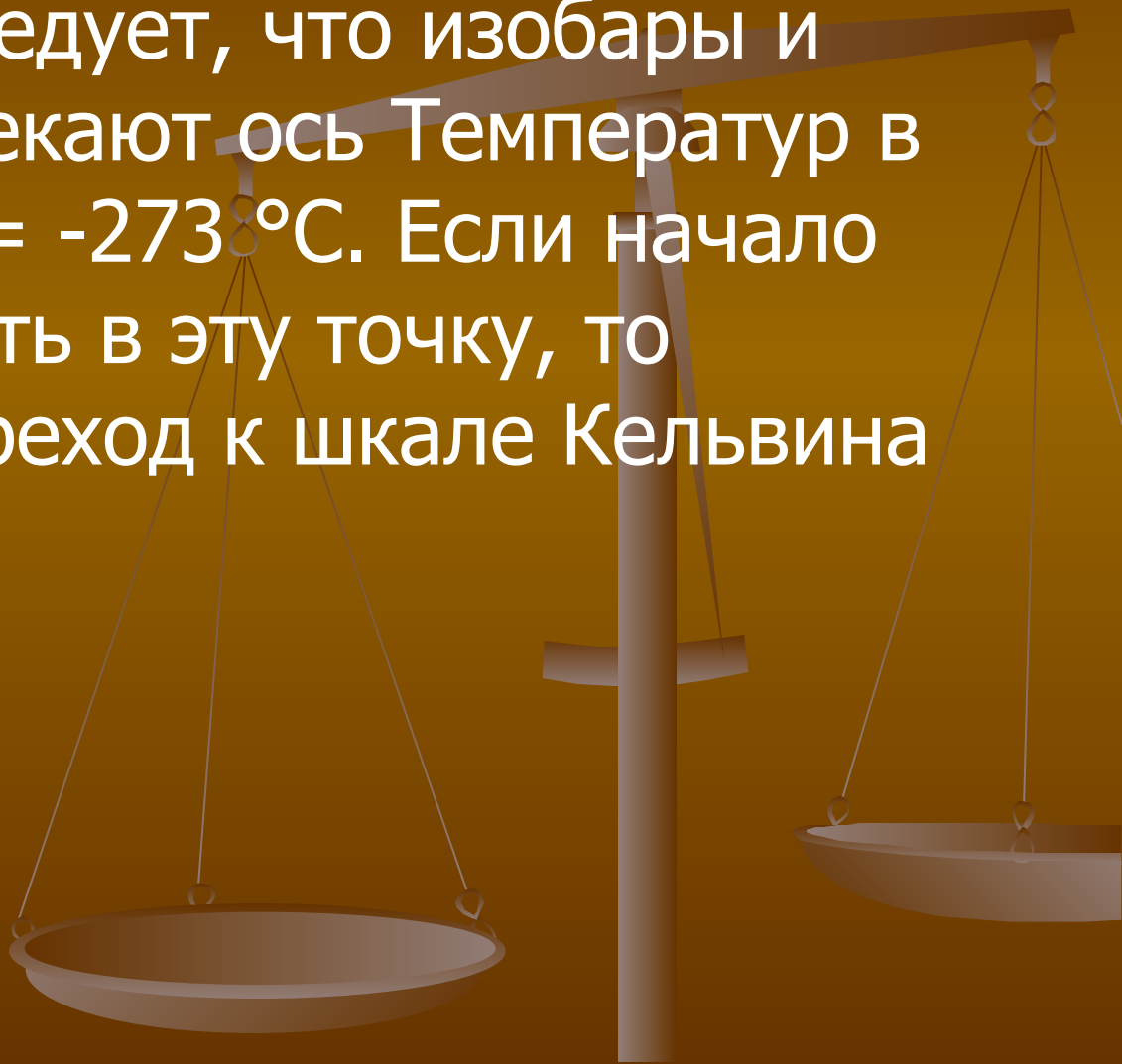
# Закон Гей—Люссака

- Процесс, протекающий при постоянном давлении, называется *изобарным*. На диаграмме в координатах  $V, t$  этот процесс изображается прямой, называемой *изобарой*.
- Процесс, протекающий при постоянном объеме, называется *изохорным*. На диаграмме в координатах  $p, t$  он изображается прямой, называемой *изохорой*

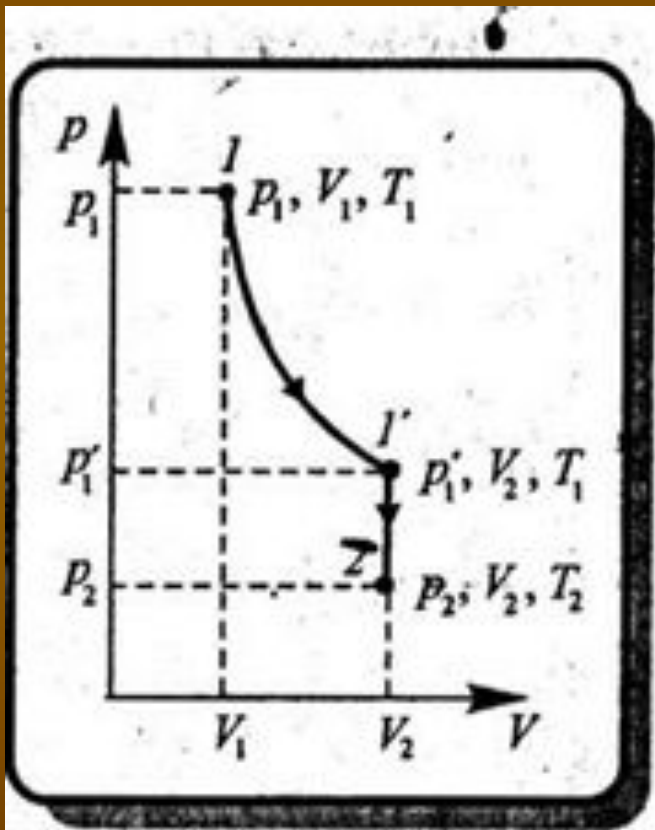


# Закон Гей—Люссака

- Из рисунков следует, что изобары и изохоры пересекают ось Температур в точке  $t = -1/a = -273^{\circ}\text{C}$ . Если начало отсчета сместить в эту точку, то происходит переход к шкале Кельвина
- $T = t + 1/a.$



# Уравнение Клапейрона—



Клапейрон вывел уравнение состояния идеального газа, объединив законы Бойля—Мариотта и Гей-Люссака.

Согласно рисунку и этим законам для изотермического и изохорного процессов

$$p_1 v_1 / T = p_2 v_2 / T$$

Поскольку состояния 1 и 2 выбраны произвольно, то

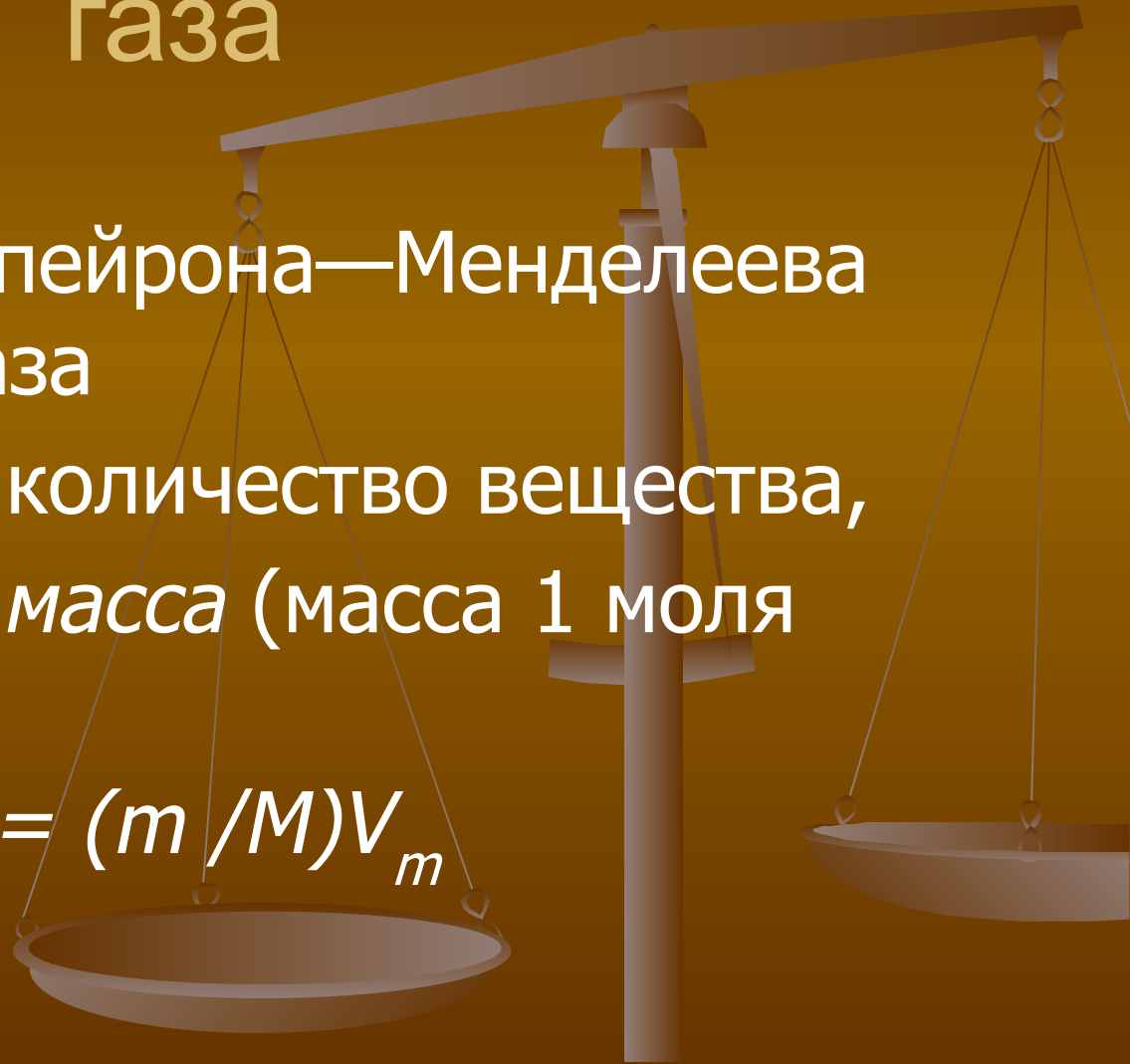
$$pv/T = B = \text{const}$$

# Уравнение Клапейрона— Менделеева

- Менделеев объединил уравнение Клапейрона с законом Авогадро, отнеся уравнение (1) к 1 моль, используя молярный объем  $V_m$ . Согласно закону Авогадро, при одинаковых  $p$  и  $T$  моли всех газов занимают одинаковый молярный объем  $V_m$  и *постоянная будет одинакова для всех газов'*.
- $pV_m = RT$  (2)
- *уравнение Клапейрона—Менделеева.*
- $R=8,31$  Дж/(мольК)—*молярная газовая постоянная.*

# Уравнение Клапейрона— Менделеева для массы $m$ газа

- $pV = \nu RT,$
- Уравнение Клапейрона—Менделеева для массы  $m$  газа
- где  $\nu = m/M$ — количество вещества,
- $M$  — молярная масса (масса 1 моля вещества).
- Учтено, что  $V = (m/M)V_m$



# Уравнение состояния ( $p = nkT$ )

- Введя **постоянную Больцмана**
- $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К, уравнению (2) можно придать вид
- $p = RT/V_m = k_A N_A T/V_m = nkT,$
- где  $N_A/V_m = n$  — концентрация молекул.

