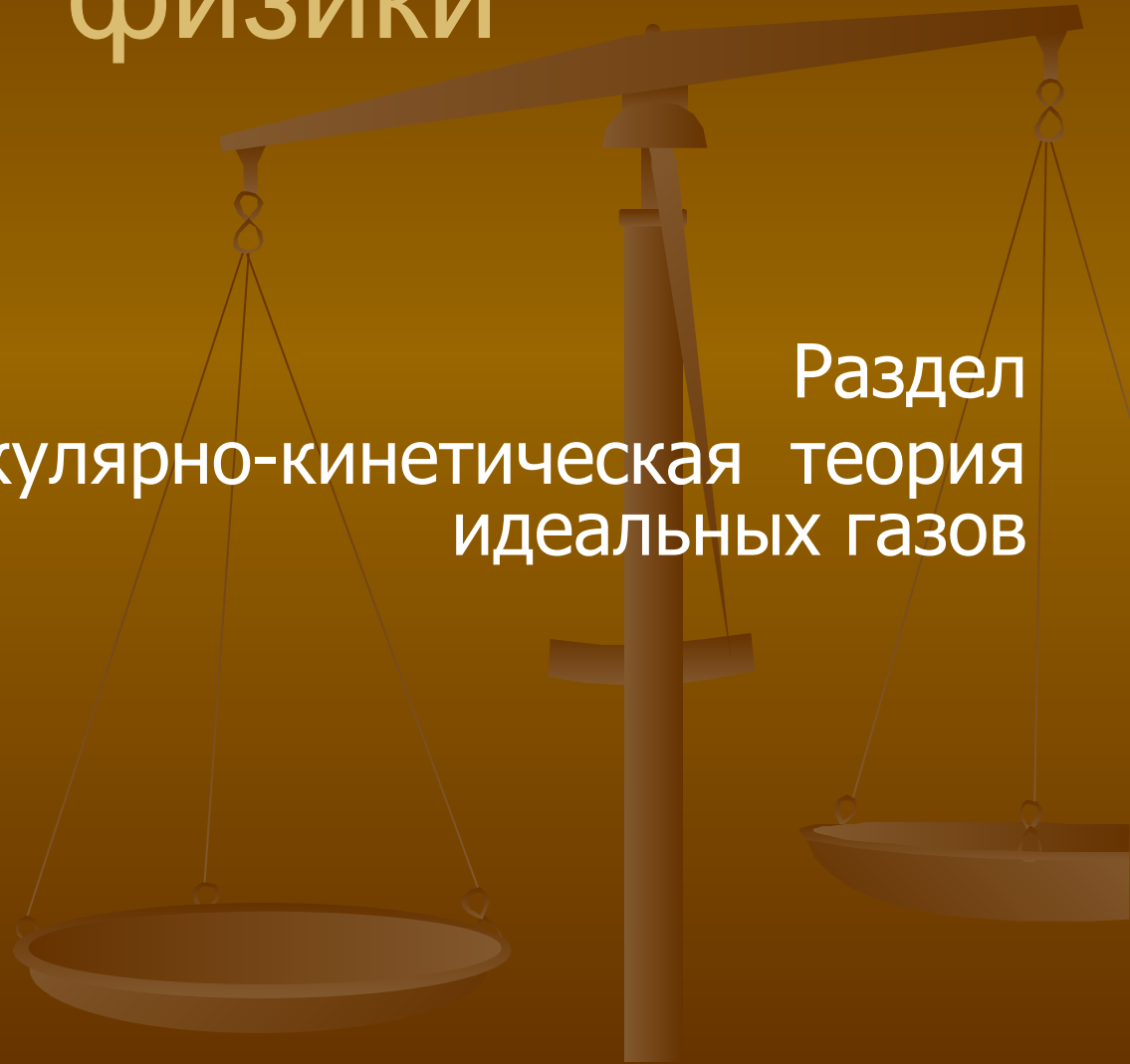


Основы молекулярной физики

Раздел
Молекулярно-кинетическая теория
идеальных газов



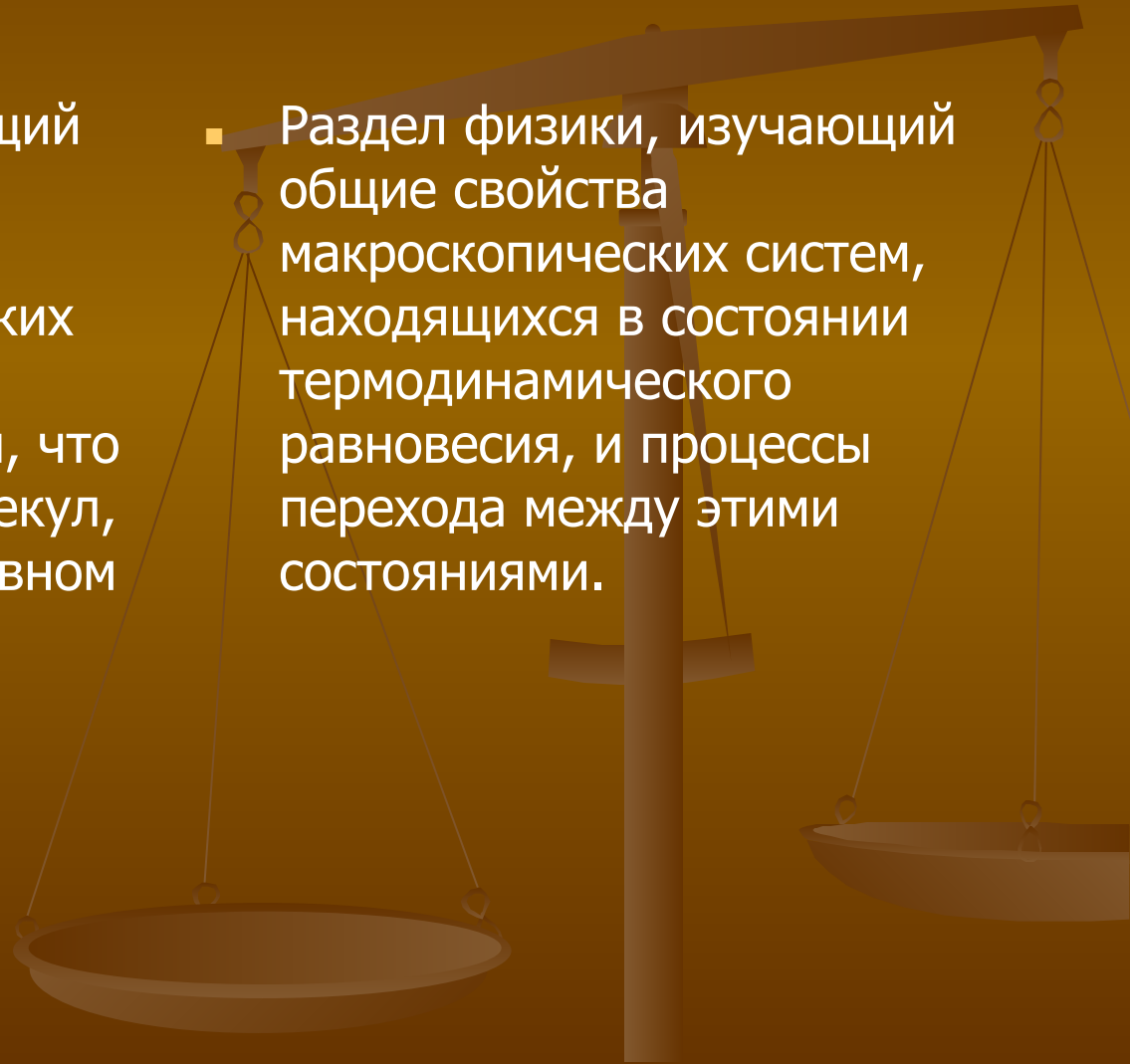
Разделы физики: молекулярная физика и термодинамика

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.

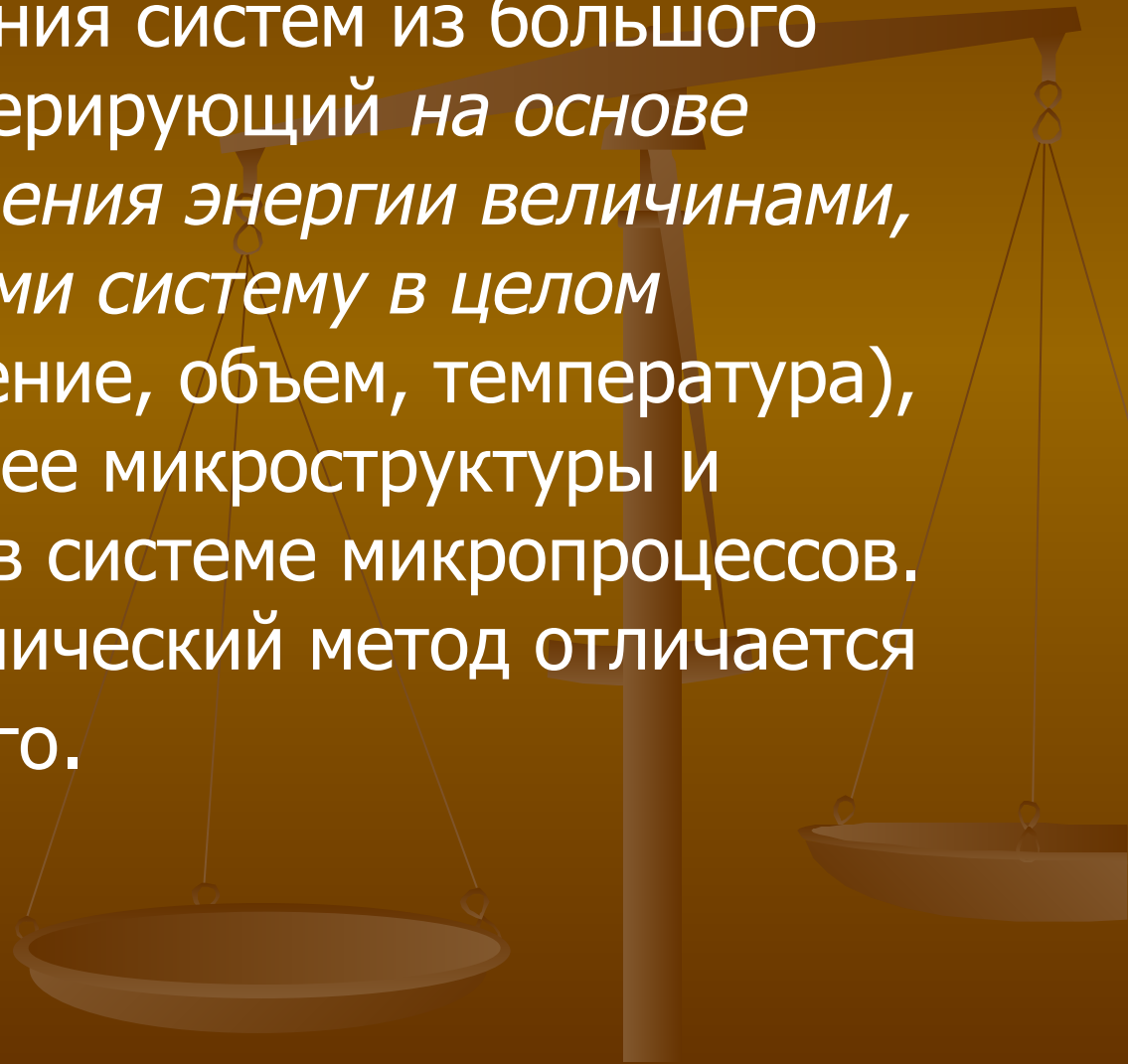
Термодинамика

- 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.

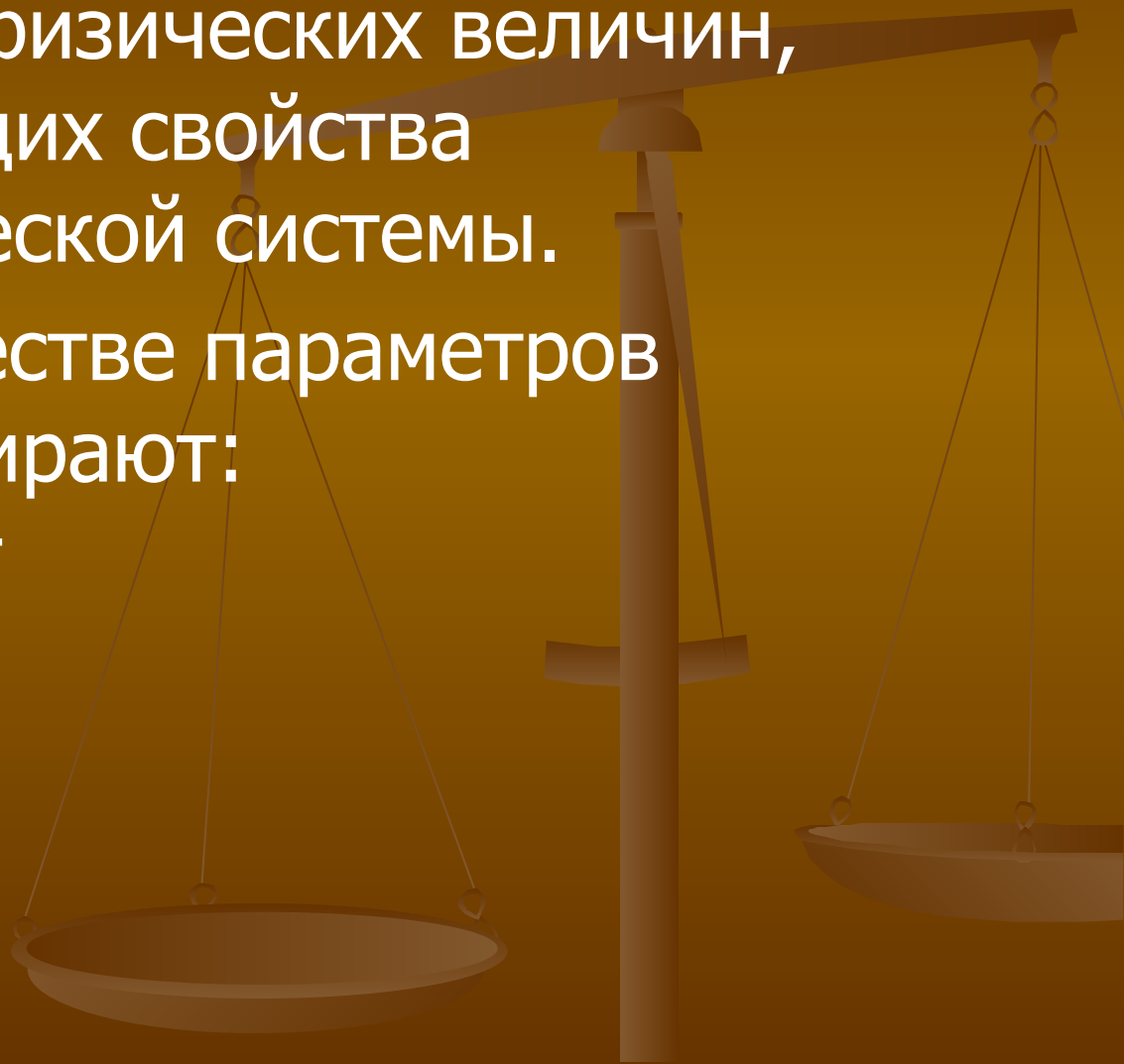


Термодинамическая система

- 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.*

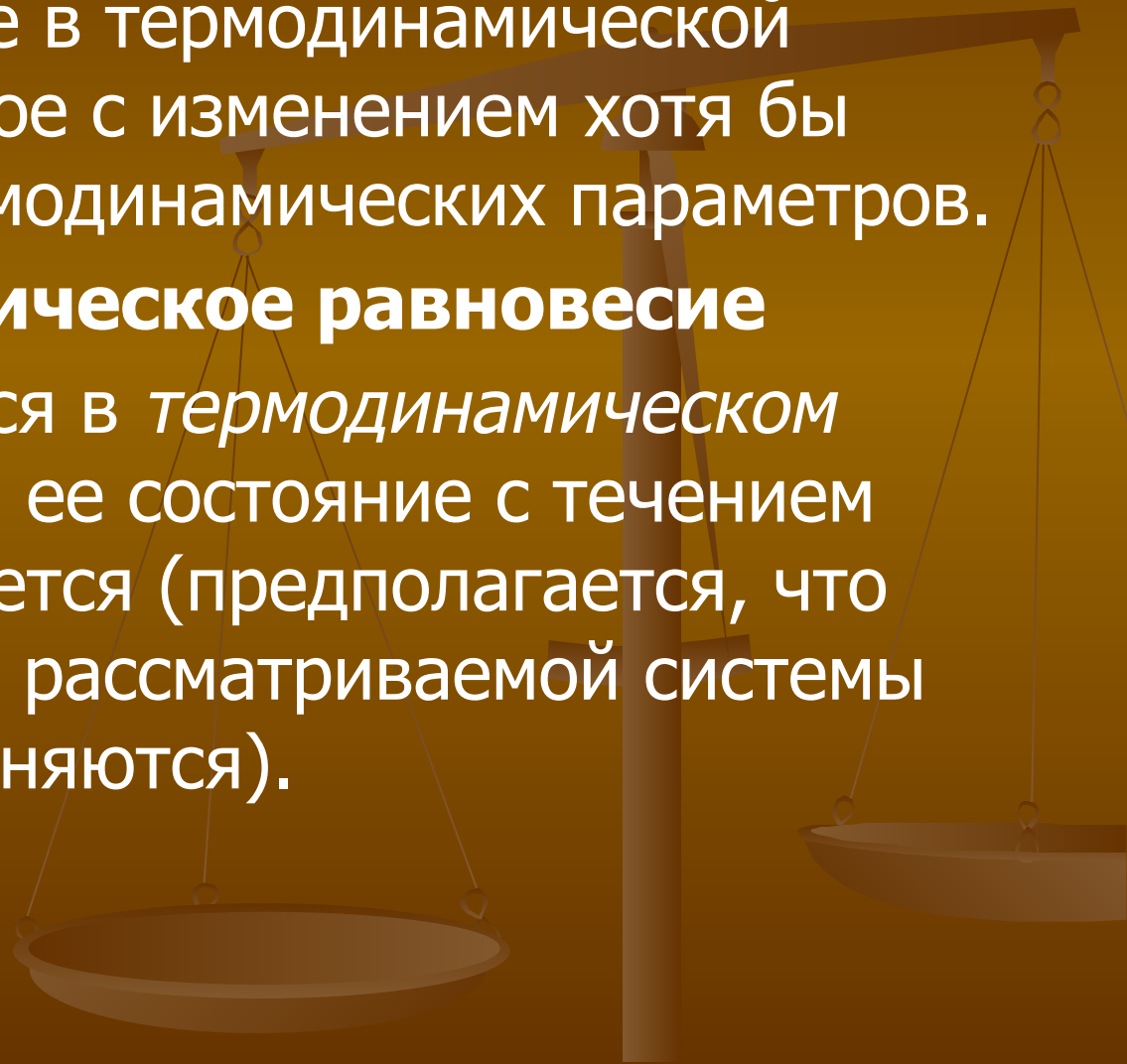
Термодинамические параметры (параметры состояния)

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



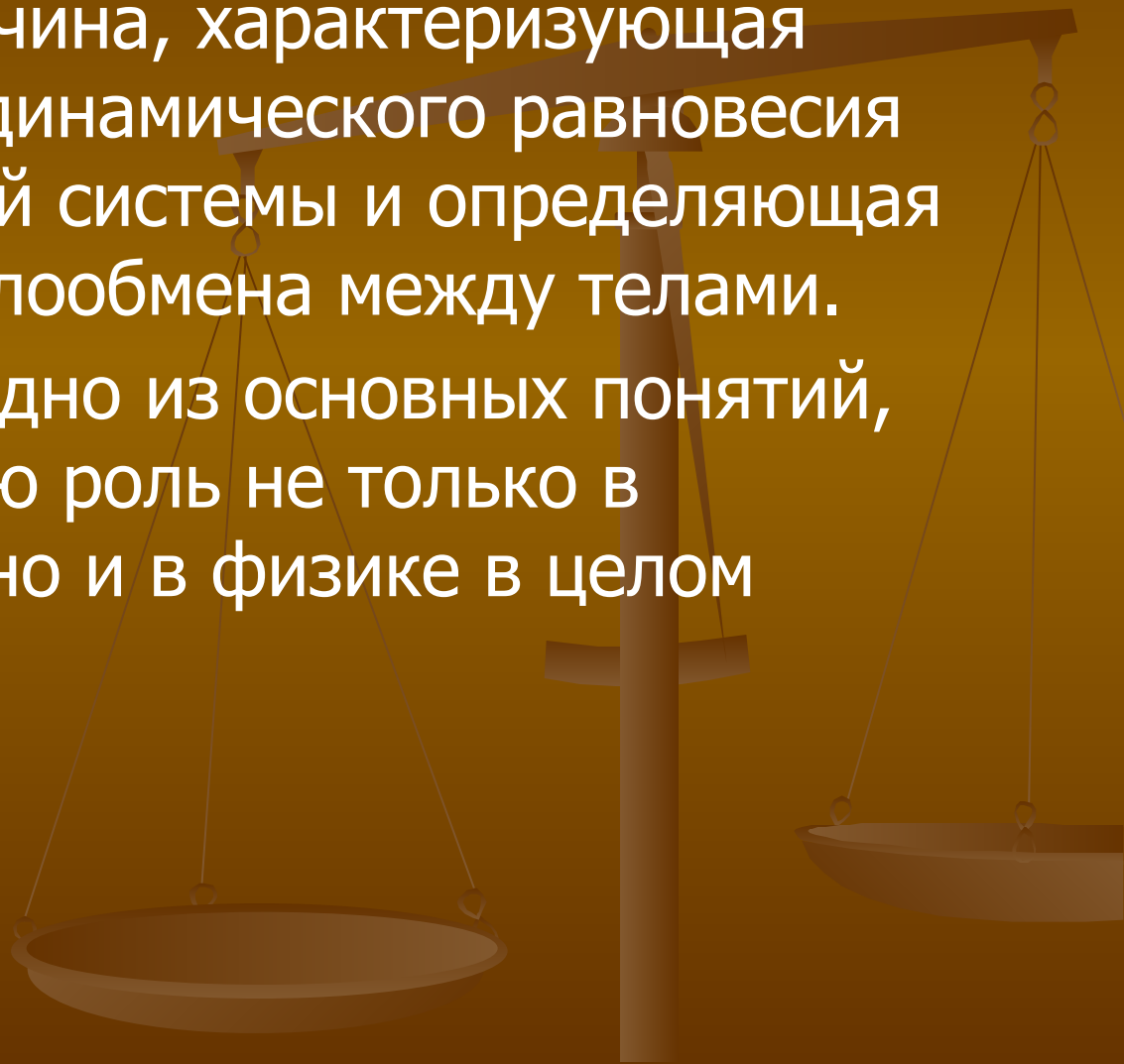
Термодинамический процесс

- 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).



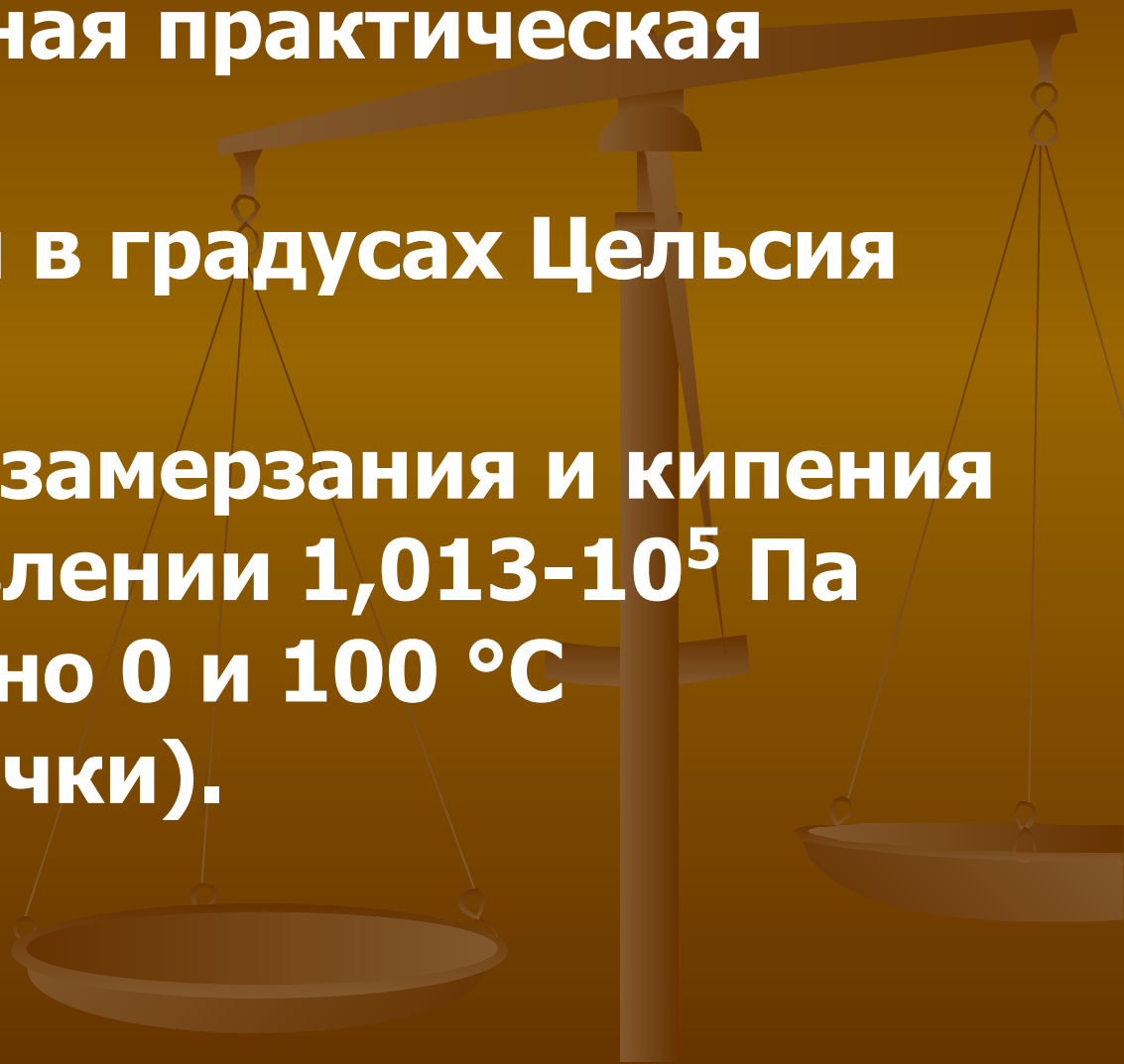
Температура

- 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).**

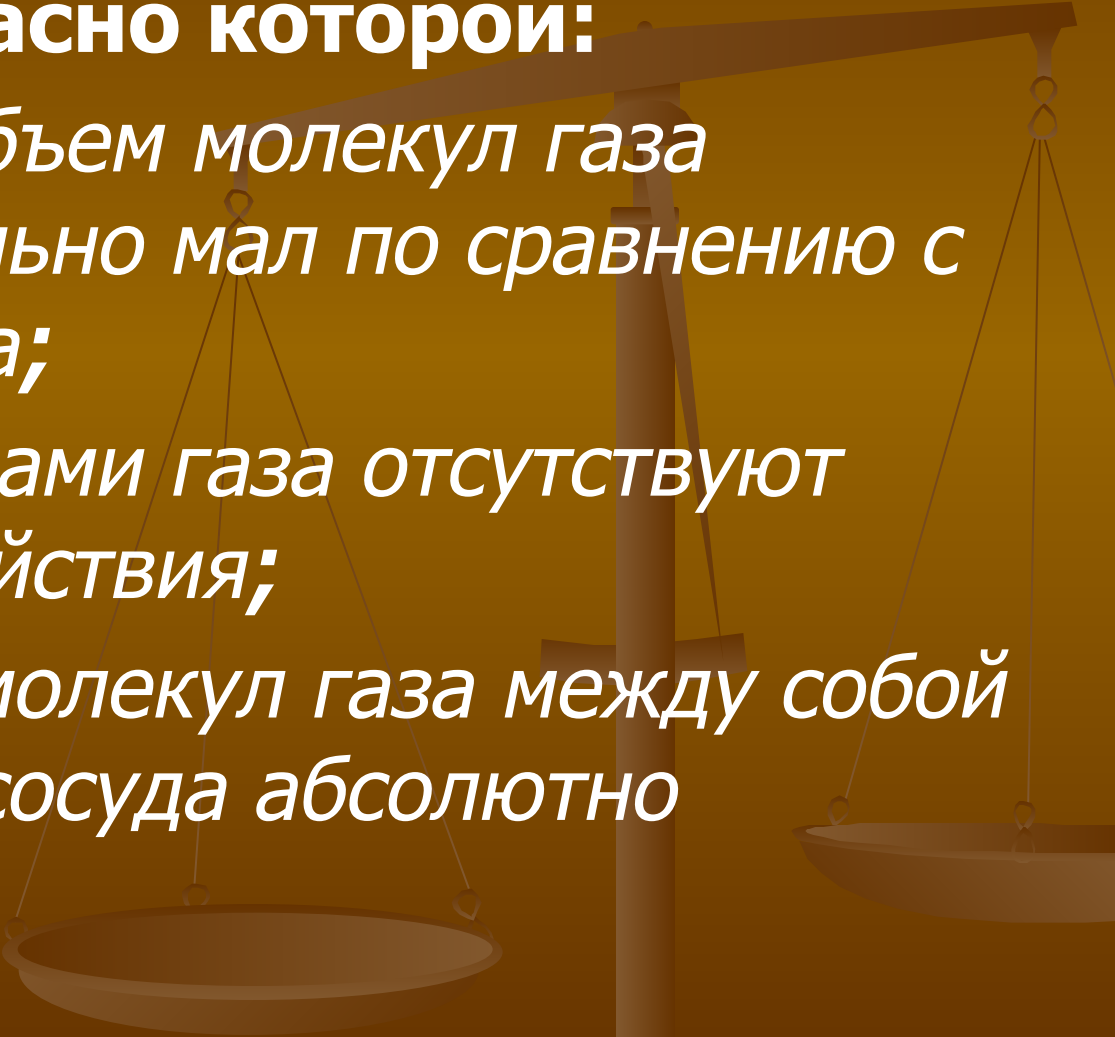


Термодинамическая температурная шкала

- **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

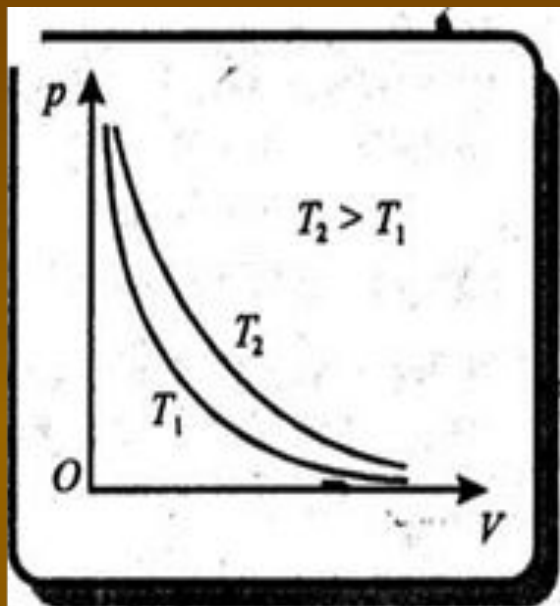
(идеализированная модель)

- **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:

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

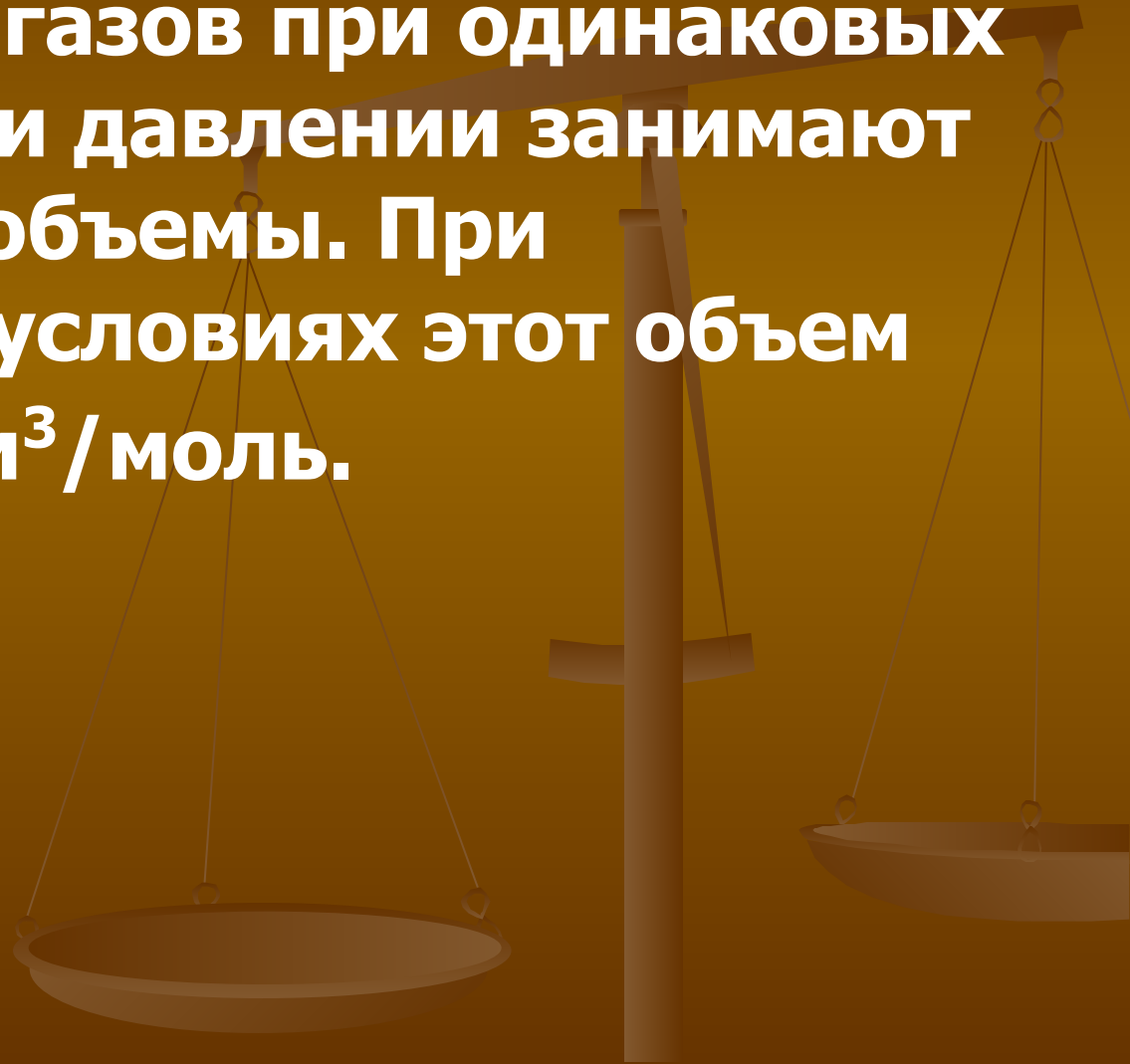
Кривая зависимости p от V при постоянной температуре называется *изотермой*. Изотермы — гиперболы, расположенные на графике, тем выше, чем выше температура происходящего процесса.

Количество вещества (ν)

- 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}C массой 0,012 кг

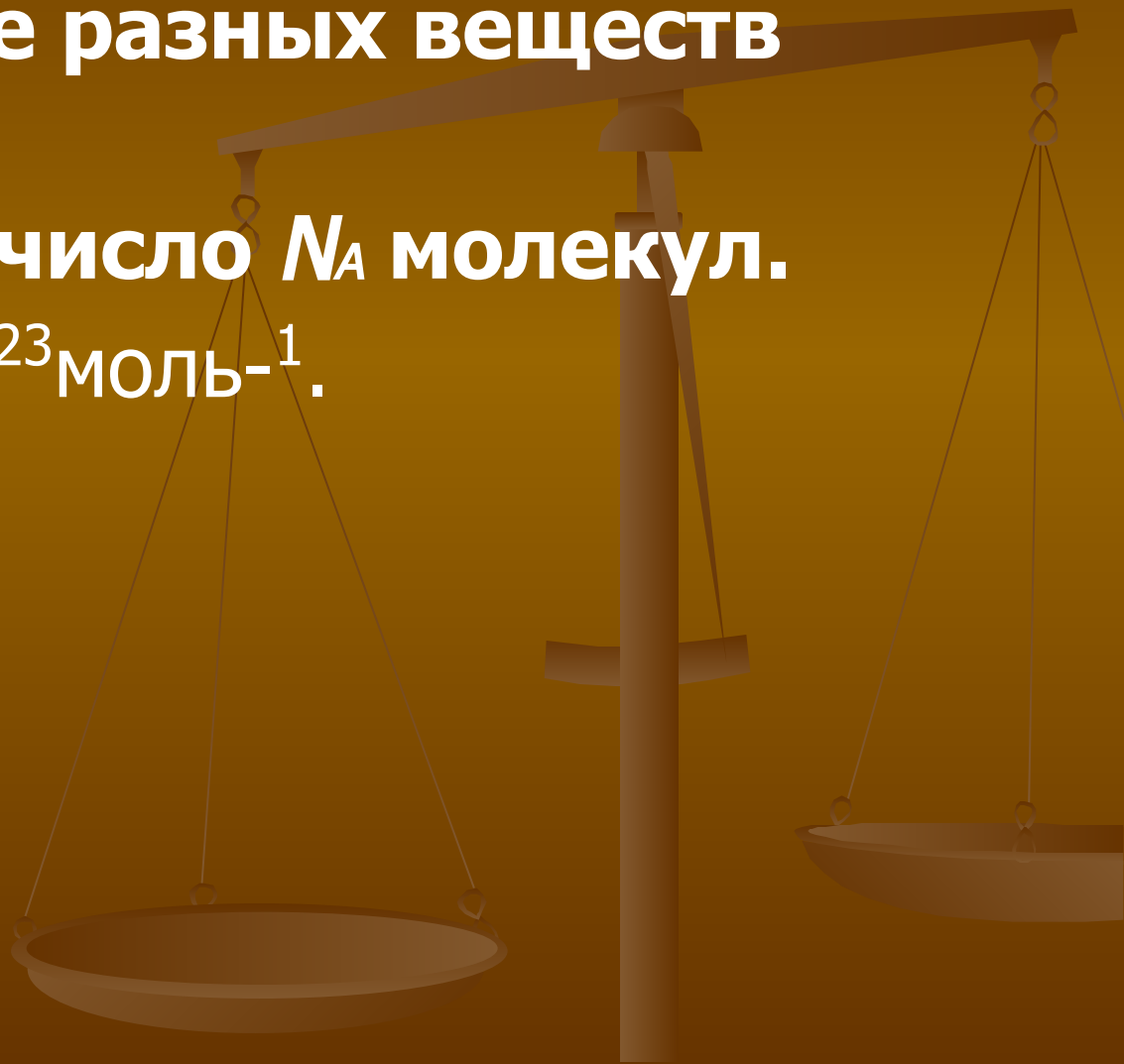
Закон Авогадро

- 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:

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

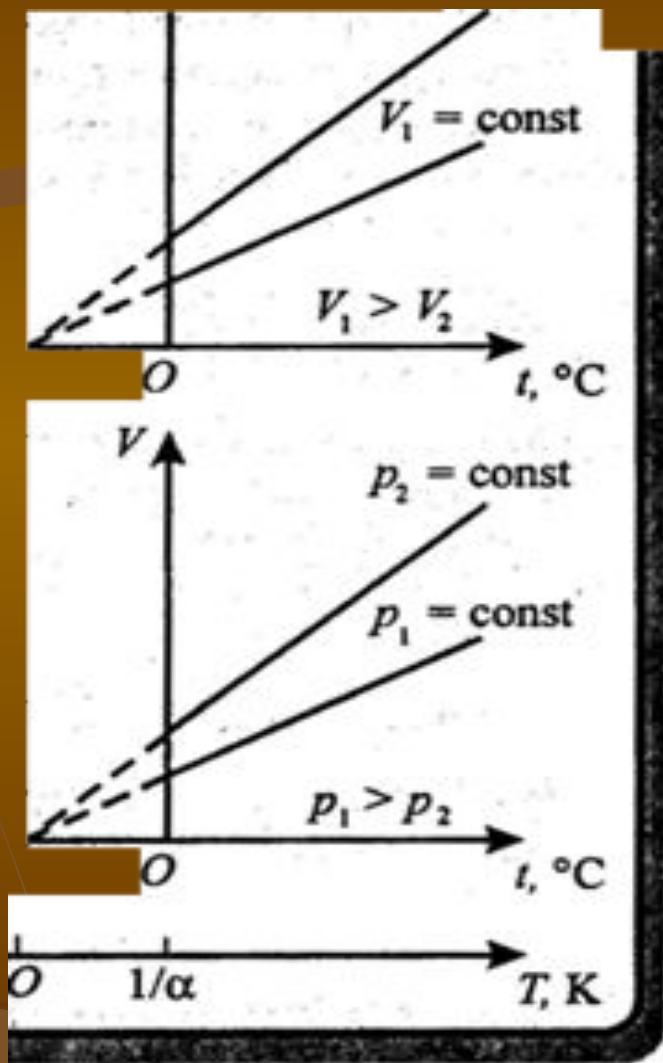
при $p = \text{const}$; $m = \text{const}$

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°C , коэффициент $\alpha = 1/273 \text{ K}^{-1}$)-



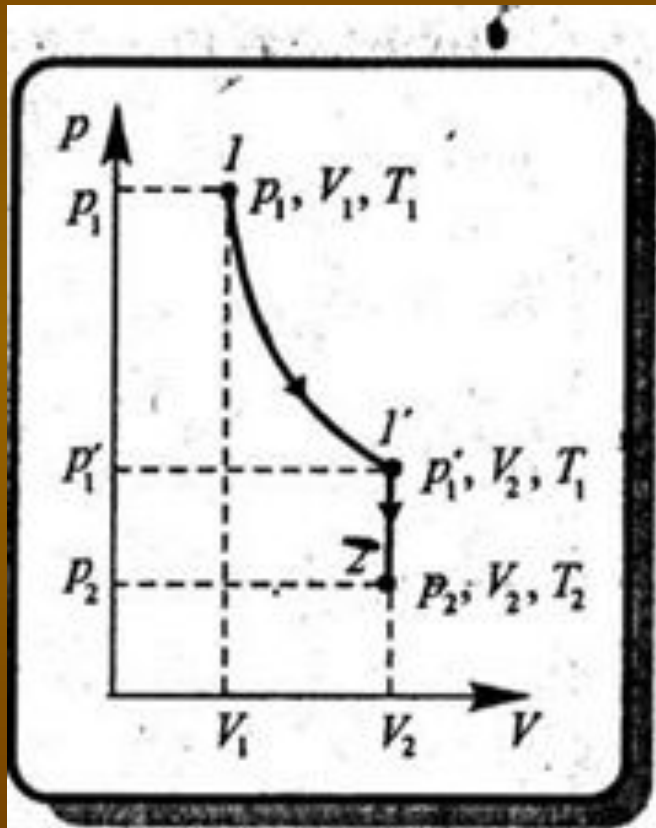
Закон Гей—Люссака

- 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

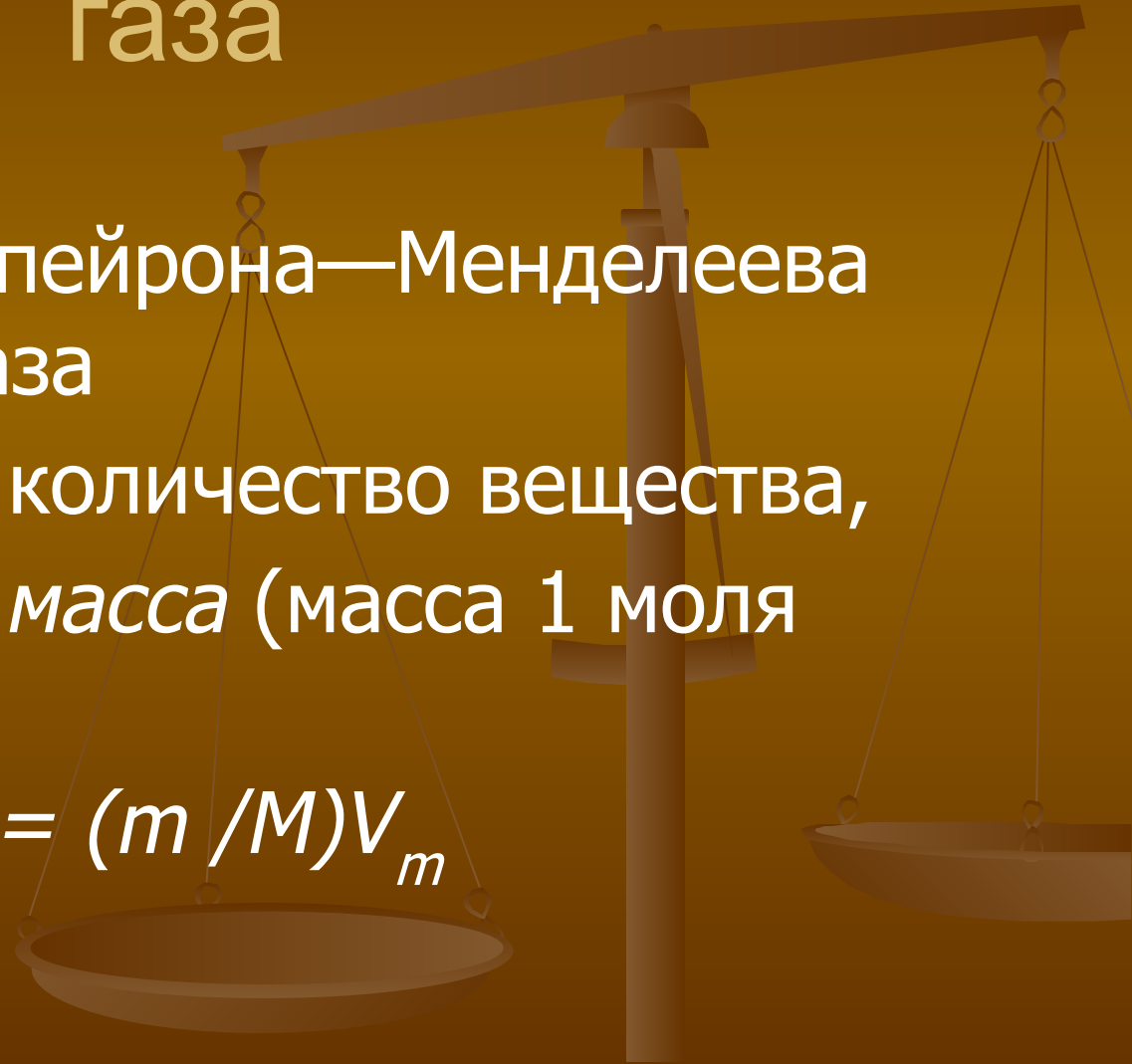
$$pv/T = B = \text{const}$$

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.