

ФИЗИКА

Тема

Основы молекулярно-
кинетической теории
идеального газа

Основы молекулярно-кинетической теории идеального газа.

1. Термодинамическая (макроскопическая) система.
2. Статистическая физика и термодинамика. Масса и размеры молекул.
3. Физический смысл термодинамической температуры.
4. Законы идеального газа (основные газовые законы).
5. Уравнение состояния идеального газа.

1. Термодинамическая (макроскопическая) система.

Термодинамическая система - совокупность макроскопических тел, которые взаимодействуют и обмениваются энергией как между собой, так и с внешней средой.

Замкнутая термодинамическая система - термодинамическая система, не обменивающаяся с внешней средой ни энергией, ни веществом.

Термодинамические параметры (параметры состояния, макропараметры) - совокупность физических величин, характеризующих свойства термодинамической системы. Обычно в качестве параметров состояния выбирают температуру, давление и объем.

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

2. Статистическая физика и термодинамика.

Масса и размеры молекул.

Молекулярная физика и термодинамика — разделы физики, в которых изучаются макроскопические процессы в телах, связанные с огромным числом содержащихся в телах атомов и молекул. В основе исследования лежат два метода: статистический и термодинамический.

Молекулярная физика — раздел физики, в котором изучаются 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, в котором изучаются общие свойства макроскопических систем, находящихся в состоянии термодинамического равновесия, и процессы перехода между этими состояниями.

Статистический, и термодинамический методы.

Статистический (основа молекулярной физики) - метод исследования систем, состоящих из большого числа частиц, оперирующий статистическими закономерностями и средними значениями физических величин, характеризующих всю совокупность частиц.

Термодинамический (основа термодинамики) - метод исследования систем из большого числа частиц, оперирующий на основе законов превращения энергии величинами, характеризующими систему в целом (давление, объем, температура), не рассматривая ее микроструктуры и совершающихся в системе микропроцессов

3. Физический смысл термодинамической температуры.

Температура - физическая величина, характеризующая состояние термодинамического равновесия макроскопической системы и определяющая направление теплообмена между телами.

Наиболее известные температурные шкалы:

- 1) Фаренгейта ($^{\circ}\text{F}$),
- 2) шкала Реомюра ($^{\circ}\text{R}$),
- 3) шкала Цельсия (стоградусная) ($^{\circ}\text{C}$),
- 4) шкала Кельвина (абсолютная) (K),
- 5) шкала Ранкина ($^{\circ}\text{Ra}$).

Шкала Фаренгейта

Была предложена в 1709 году немецким учёным Габриэлем Фаренгейтом.

По этой шкале за ноль принималась точка, до которой «один очень холодный зимний день» опустилась ртуть в термометре учёного.

В качестве другой отправной точки он выбрал температуру человеческого тела.

По этой системе точка замерзания воды на уровне моря оказалась равной $+32^{\circ}$, а точка кипения воды $+212^{\circ}$.

Шкала популярна в США и Великобритании.



Шкала Реомюра

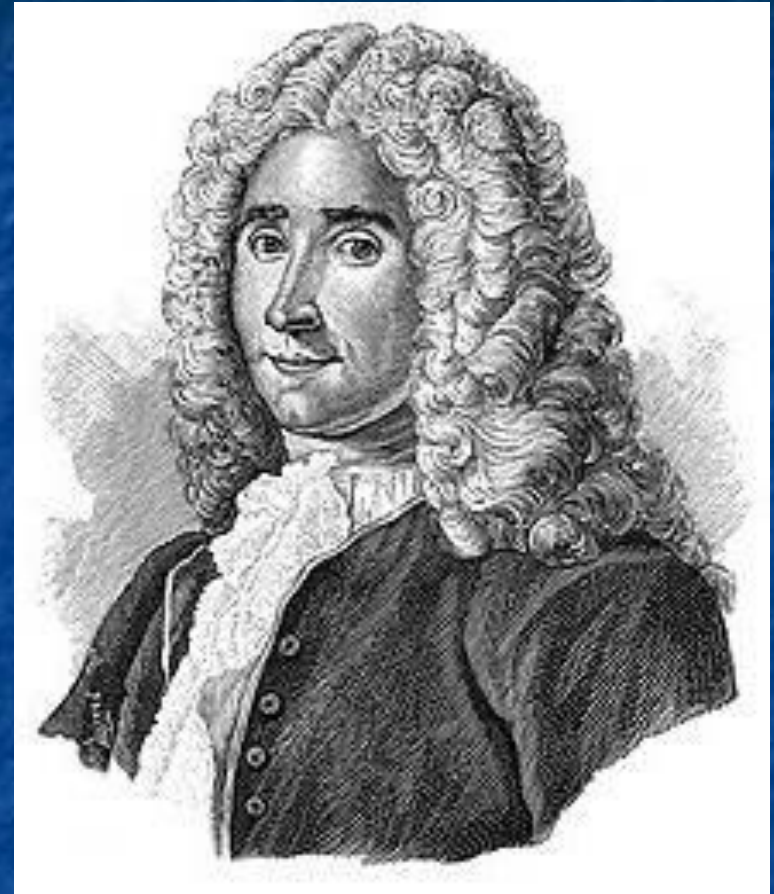
Предложена в 1731 году французским учёным Рене де Реомюром.

За нижнюю реперную точку была принята точка замерзания воды.

Градус Реомюр произвольно определил как 0,001 от объёма, который занимает спирт в резервуаре и трубке термометра при нулевой точке.

При нормальных условиях точка кипения воды по этой шкале составляет 80° .

Шкала Реомюра ныне повсеместно вышла из употребления.



Шкала Цельсия

Предложена в 1742 году шведским астрономом Андерсом Цельсием.

За ноль принималась температура смеси воды и льда, а температура кипения воды приравнивалась к 100° .

За градус принимается сотая часть интервала между этими реперными точками.

Эта шкала более рациональна, чем шкалы Фаренгейта и Реомюра, и широко используется в быту и в науке.

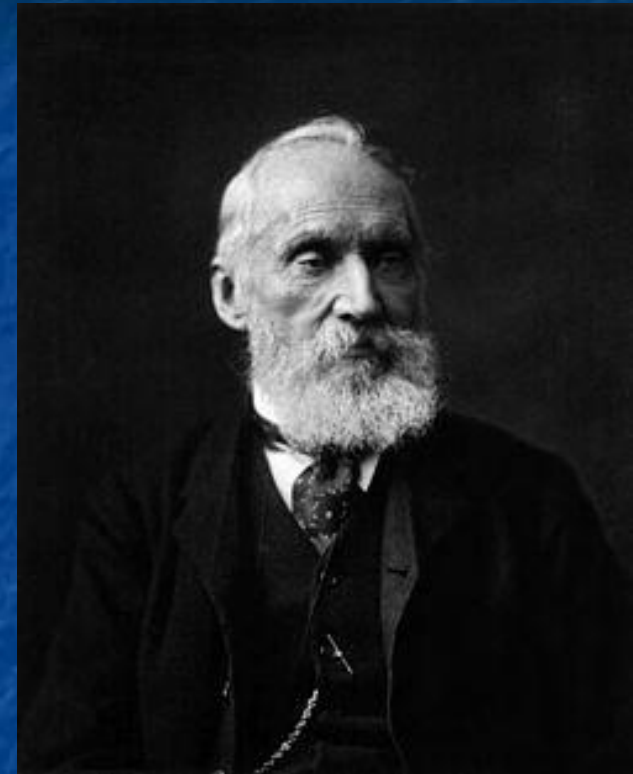


Шкала Кельвина

Предложена в 1848 году английским ученым Уильямом Томсоном (он же лорд Кельвин) как более точный способ измерения температуры.

По этой шкале нулевая точка, или абсолютный ноль, представляет собой самую низкую температуру, какая только возможна, т. е. некое теоретическое состояние вещества, при котором его молекулы полностью перестают двигаться.

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



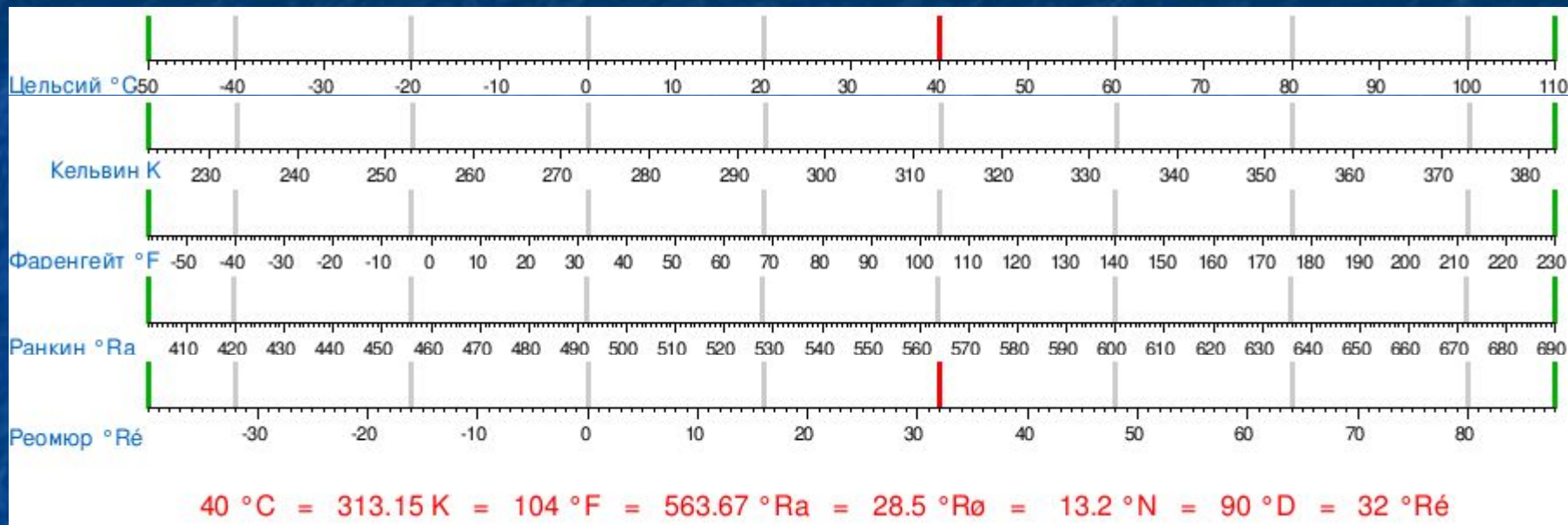
Шкала Ранкина

Была предложена шотландским инженером и физиком Уильямом Ранкином. Ноль ее совпадает с нулем термодинамической температуры, а по размеру 1°Ra равен $5/9 \text{ K}$.

Т. е. принцип аналогичен шкале Кельвина, только по размерности шкала Ранкина совпадает не со шкалой Цельсия, а со шкалой Фаренгейта. Данная система измерения температуры распространения не получила.



Диаграмма перевода температур



$$^{\circ}\text{C} = \text{K} - 273,15^{\circ}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32^{\circ})$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} ^{\circ}\text{Ra} - 273,15^{\circ}$$

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{4} ^{\circ}\text{R}$$

Температура некоторых объектов



4. Законы идеального газа (основные газовые законы).

Основные положения молекулярно-кинетической теории:

1. Все вещества состоят из молекул.
2. Молекулы находятся в непрерывном хаотическом движении.
3. Молекулы взаимодействуют друг с другом, обмениваясь импульсом и энергией.

Модель идеального газа:

1. собственный объем молекул газа пренебрежительно мал по сравнению с объемом сосуда;
2. между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;
3. столкновения молекул газа между собой и со стенками сосуда абсолютно упругие.

Атом - наименьшая часть химического элемента, являющаяся носителем его свойств.

Молекула - наименьшая устойчивая частица вещества, обладающая его основными химическими свойствами и состоящая из атомов, соединенных между собой химическими связями.

Количество вещества - физическая величина ν , определяемая числом специфических структурных элементов - молекул, атомов или ионов, из которых состоит вещество.

1 моль — количество вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько атомов содержится в нуклиде ^{12}C массой 0,012 кг.

Постоянная (число) Авогадро $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ - число атомов (молекул или других структурных единиц), содержащихся в одном моль различных веществ.

Молярная масса $M = m_0 N_A$ - масса 1 моль вещества.

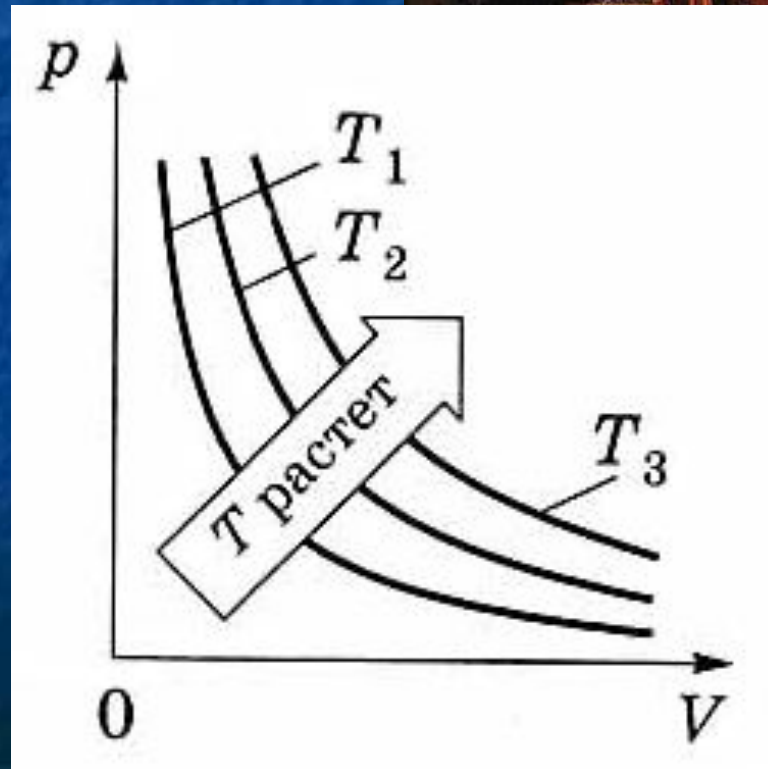
Молярный объем $V_m = V/\nu$ - физическая величина, равная отношению объема V однородной системы к количеству вещества ν системы

Закон Бойля-Мариотта для изотермического процесса - для данной массы газа при постоянной температуре произведение давления газа на его объем есть величина постоянная.



$$p \cdot V = \text{const}$$

при $T = \text{const}$,
 $m = \text{const}$

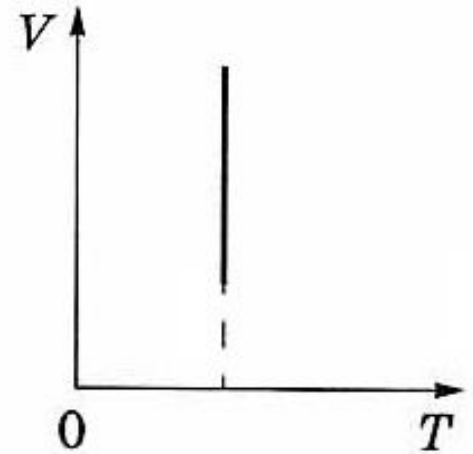
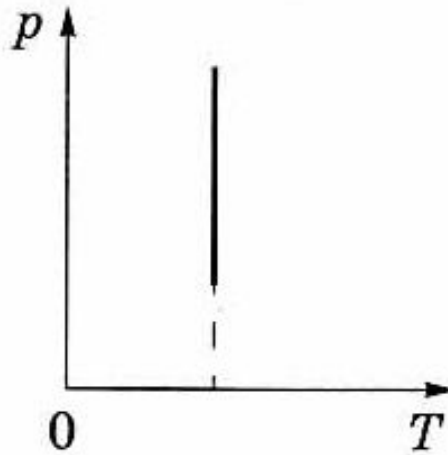
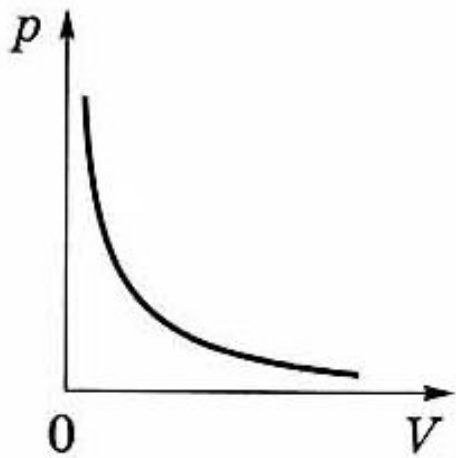


Изотермический процесс:

$$T = \text{const}$$

$$p \cdot V = \text{const}$$

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



Закон Гей-Люссака для изобарного процесса - при постоянном давлении, объем данной массы газа изменяется линейно с температурой.

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

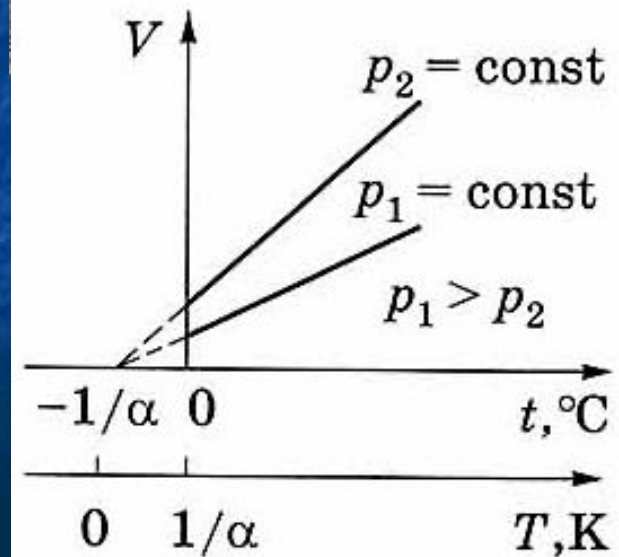
при $p = \text{const}$, $m = \text{const}$.

t – температура по шкале Цельсия,

V_0 – объем при 0°C , $\alpha = 1/273,15 \text{ K}^{-1}$.

$$V = V_0(1 + \alpha \cdot t) = V_0 \left(1 + \alpha \left(T - \frac{1}{\alpha}\right)\right) =$$
$$= V_0 \cdot \alpha \cdot t$$

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

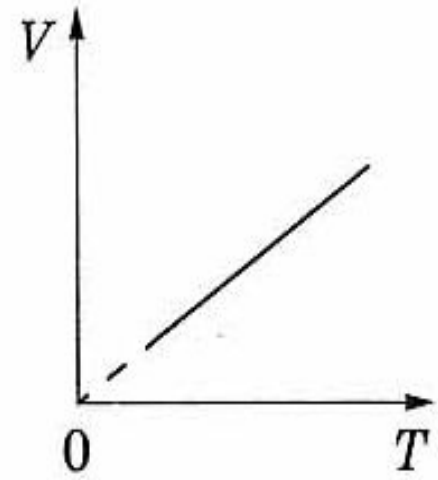
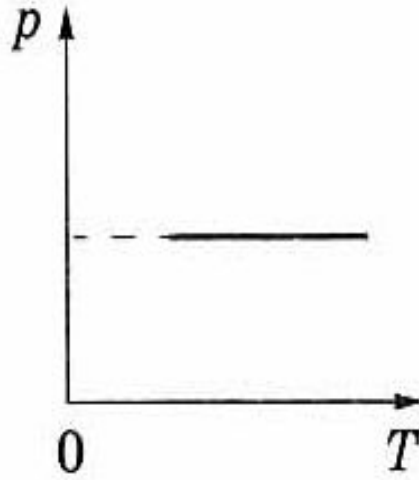
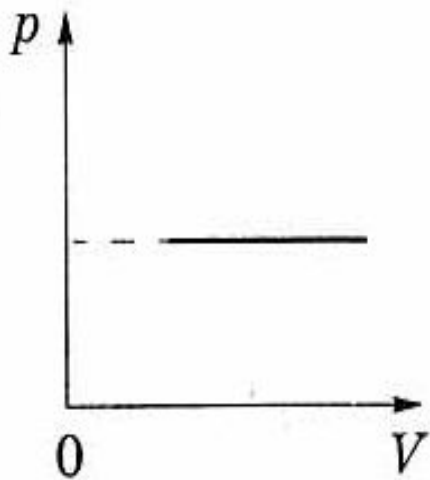


Изобарный процесс:

$$p = \text{const}$$

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

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



Закон Шарля (закон Гей-Люссака для изохорного процесса) - при постоянном объеме, давление данной массы газа изменяется линейно с температурой.

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

при $V = \text{const}$, $m = \text{const}$.

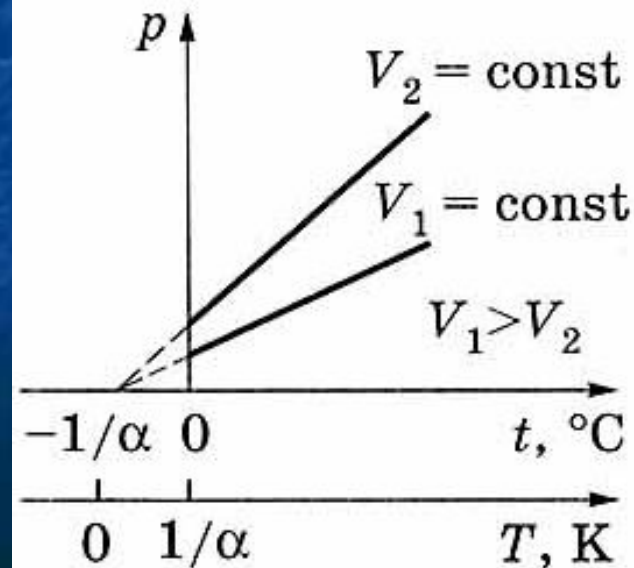
t – температура по шкале Цельсия,

p_0 – давление при 0°C , $\alpha = 1/273,15 \text{ K}^{-1}$.

$$p = p_0(1 + \alpha \cdot t) = p_0 \left(1 + \alpha \left(T - \frac{1}{\alpha}\right)\right) =$$

$$= p_0 \cdot \alpha \cdot t$$

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

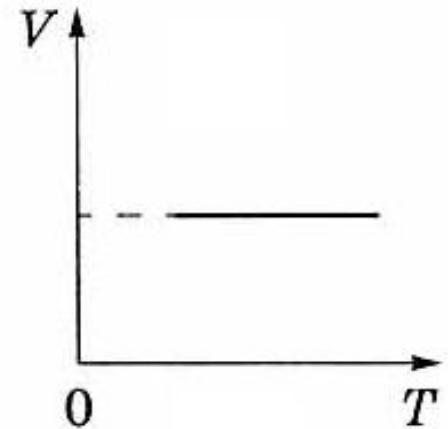
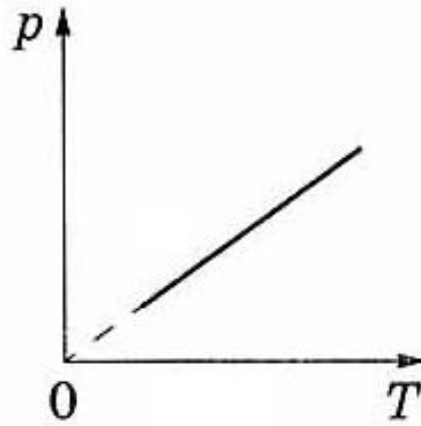
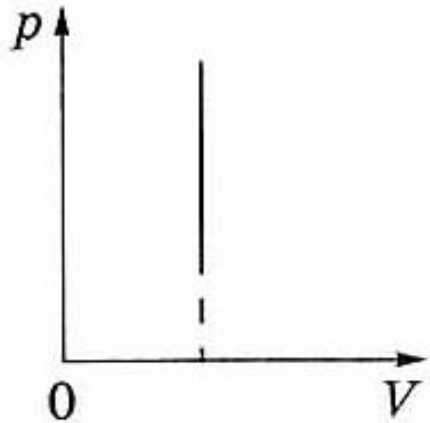


Изохорный процесс:

$$V = \text{const}$$

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

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



Закон Авогадро - моли любых газов при одинаковых температуре и давлении занимают одинаковые объемы.

$$V_m = 22,41 \cdot 10^{-3} \frac{\text{М}^3}{\text{МОЛЬ}}$$

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 производил бы газ, входящий в состав газовой смеси, если бы он один занимал объем, равный объему смеси при той же температуре.

5. Уравнение состояния идеального газа.

Уравнение состояния идеального газа
(уравнение Клапейрона):

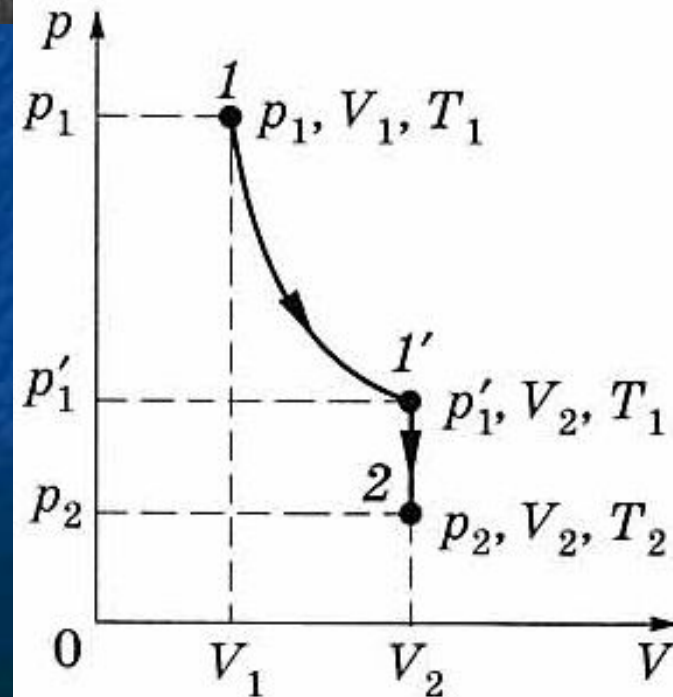
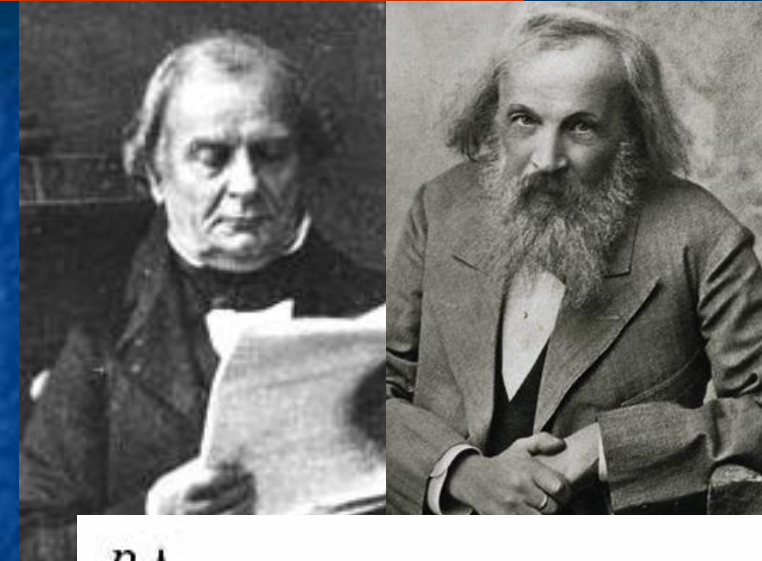
$$\frac{p \cdot V}{T} = B = \text{const}$$

Уравнение Клапейрона-Менделеева
(уравнение состояния) для 1 моль
идеального газа

$$p \cdot V_m = R \cdot T$$

Уравнение Клапейрона-Менделеева
(уравнение состояния) для
произвольной массы идеального газа.

$$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T = \nu \cdot R \cdot T$$



Молярная газовая постоянная:

$$R = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0}$$

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Постоянная Больцмана:

$$k = \frac{R}{N_A}$$

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

Уравнение состояния (другая форма записи):

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

где $n = \frac{N}{V_m}$ - концентрация молекул.

Число Лошмидта:

$$N_L = \frac{p_0}{k \cdot T_0}$$

$$N_L = 2,68 \cdot 10^{25} \text{ м}^{-3}$$

- число молекул, содержащихся в 1 м^3 газа при нормальных условиях.

При одинаковых давлении и температуре все газы содержат в единице объема одинаковое число молекул.