

Томский политехнический университет

**МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА
И ТЕРМОДИНАМИКА**

Лекция 1

Постникова Екатерина Ивановна

Молекулярная физика и термодинамика – разделы физики, изучающие макроскопические процессы в телах, связанные с огромным числом содержащихся в них атомов и молекул.

Содержание лекции:

- * **Методы исследования**
- * **Модель идеального газа**
- * **Законы идеального газа**
- * **Уравнение Клапейрона – Менделеева**

Молекулярная физика – раздел физической науки, в котором рассматриваются зависимости агрегатных состояний и свойств тел от их строения, взаимодействия между частицами, из которых состоят тела и характера движения частиц.

Все тела состоят из: атомов
молекул
ионов } непрерывное
хаотическое
тепловое
движение

Теория строения вещества, базирующаяся на этих представлениях, называется *молекулярно-кинетической*.

Основы теории заложены в 40-х годах 18 века
– Ломоносов М.В.

Вторая половина 19-го века – Джоуль Д.,
Клаузиус Р., Максвелл Д.К., Больцман Л.

1. Все тела состоят из мельчайших частиц – атомов и молекул.

2. Атомы и молекулы находятся в состоянии непрерывного движения. Движение - вечное, не прекращающееся ни при каких условиях

3. Молекулы различных веществ по-разному взаимодействуют между собой. Взаимодействие существенно зависит от типа молекул и от расстояний между ними.

- тела как целого

Движение:

- хаотические движение молекул
(тепловое движение).

Тепловое движение характеризуется средней кинетической энергией одной молекулы – ϵ_0 ;

взаимодействие между молекулами – потенциальной энергией взаимодействия - $U_{\text{пот}}$.

Термодинамический и статистический методы исследования

В 1 м^3 газа при обычных давлениях и температурах содержится $\sim 10^{25}$ молекул;
в жидких и твердых телах - $\sim 10^{28}$ молекул.

Поведение отдельной молекулы (или атома) – не может быть описано методами классической механики – оно изменяется во времени *случайным образом*.

Физические свойства макроскопических систем, состоящих из большого числа частиц, изучаются двумя взаимодополняющими методами:



статистическим *термодинамическим*

Статистический метод основан на использовании теории вероятностей и определенных моделей строения изучаемых систем.

Раздел теоретической физики, в котором с помощью статистического метода изучаются физические свойства макроскопических систем, называется *статистической физикой*.

Законы движения отдельных частиц после усреднения по всей системе определяют свойства системы частиц, описываемые статистическим методом.

Термодинамический метод – основан на анализе условий и количественных соотношений при различных превращениях энергии, происходящих в системе.

Раздел теоретической физики, в котором физические свойства макроскопических систем изучаются с помощью термодинамического метода, называется *термодинамикой*.

Термодинамический метод отвечает на вопрос, как происходит процесс, но механизм данного процесса он не раскрывает.

Ответ на вопрос, *почему* данный процесс происходит именно таким образом, даёт *статистический* (или молекулярно-кинетический) *метод*.

Термодинамические системы

Термодинамическая система — совокупность макроскопических тел, которые обмениваются энергией как между собой, так и с внешними телами (внешней средой).

Система, способная обмениваться веществом с внешней средой — *открытая система*.

Термодинамическая система называется *изолированной*, если она не может обмениваться с внешней средой ни энергией, ни веществом.

Состояние термодинамической системы характеризуется (задаётся) совокупностью физических величин (параметров состояния), называемых *макроскопическими термодинамическими параметрами*: p , T , V , m .



ЭКСТЕНСИВНЫЕ



Пропорциональны количеству вещества в данной термодин. системе



ИНТЕНСИВНЫЕ



Не зависят от количества вещества в системе.

Если термодинамические параметры с течением времени не меняются, то говорят, что система находится в состоянии ***термодинамического равновесия***:

$$p = \text{const}, T = \text{const}.$$

Для анализа состояния системы используется ***уравнение состояния***: $p = f(V, T)$ – функциональная зависимость равновесного давления от других термодинамических параметров.

Модель идеального газа

Простейший объект, для которого в термодинамике может быть рассмотрено уравнение состояния – ***идеальный газ***.

Идеальным газом называется газ, для которого выполнены следующие условия:

- молекулы газа находятся друг от друга на расстояниях настолько больших, что можно пренебречь линейными размерами молекул, по сравнению с этими расстояниями, т.е. мы пренебрегаем собственным объёмом молекул;

- между молекулами нет сил взаимодействия. Силы взаимодействия появляются только в момент столкновения, причём столкновение является абсолютно упругим.

Идеальный газ – это абстракция, но очень многие газы при обычных условиях близки к идеальному газу.

Законы идеального газа

Состояние данной массы газа характеризуют его параметрами: объемом V , давлением P и температурой T .

Законы, которые устанавливают взаимосвязь этих параметров при разных состояниях газа, называются *газовыми законами*.

Переход системы из одного состояния в другое называется *процессом*. Уравнение, описывающее переход системы из одного состояния в другое, называется *уравнением процесса*.

В XVII – XIX веках экспериментально установлены законы идеальных газов.

Изопроцесс – процесс, при котором один из макропараметров состояния данной массы газа остается постоянным.

Рассмотрим экспериментальные газовые *законы идеального газа*.

Закон Бойля – Мариотта

Изотермический (или изотермный) процесс – это процесс, идущий при постоянной температуре.

Бойль(1662г.) и Мариотт (1676 г.) – *произведение давления газа на занимаемый им объем при постоянной температуре есть величина постоянная:*

$$PV = const$$

при $m=const$ и $T=const$

Роберт Бойль

(1627-1691)



Английский физик и химик,
член Лондонского
королевского общества.
Открыл закон сжатия газов,
много сделал полезного для
металлургии и добычи руды.

Графики изотермического процесса

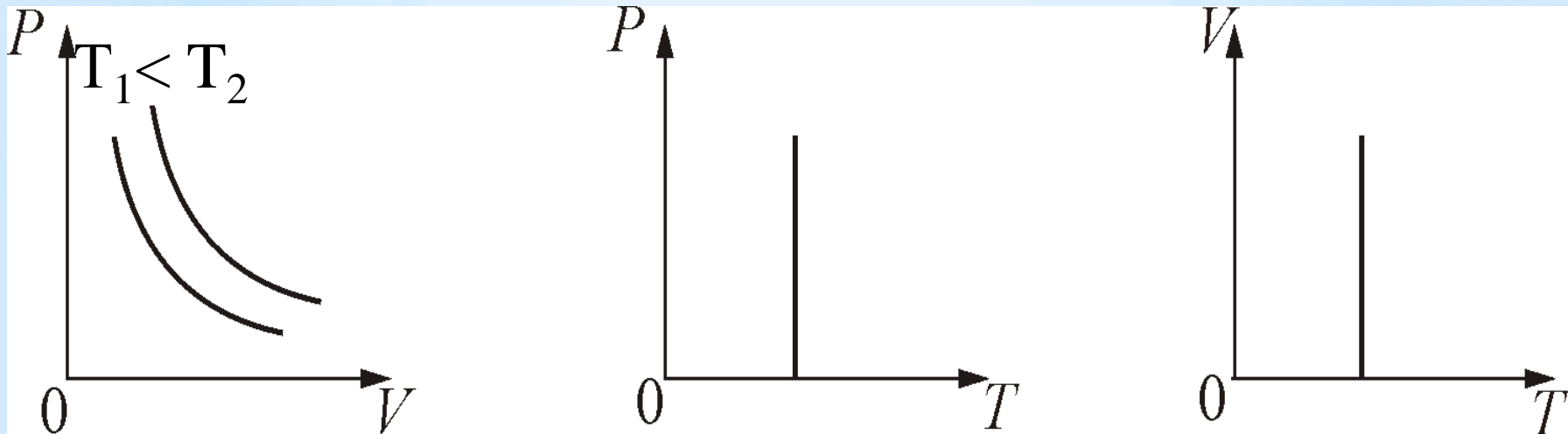


График изотермического процесса на PV – диаграмме называется *изотермой*.

Температура по шкале Кельвина связана с температурой по шкале Цельсия соотношением

$$T = t + 273.$$

Закон Гей-Люссака

Изобарический процесс (изобарный) – это процесс, при котором давление газа остаётся постоянным.

Гей-Люссак (1802г.)

*– объём данной массы газа при постоянном давлении
меняется линейно с температурой*

$$V = V_0 (1 + \alpha T) \quad \text{при } m = \text{const} \text{ и } P = \text{const}$$

где V – объём газа при температуре t , взятой по шкале Цельсия; V_0 – объём газа при 0°C ; α – коэффициент

объёмного расширения газа, $\alpha = \frac{1}{273} \text{K}^{-1}$

Жозеф Луи Гей-Люссак

(1778-1850)

Французский химик и физик, член Академии наук в Париже (1806). Исследовал расширение газов от теплоты, плотность паров, теплоемкость газов, расширение жидкостей, капиллярные явления (построил впервые катетометр), испарение и распространение паров в газах.



Графики изобарического процесса

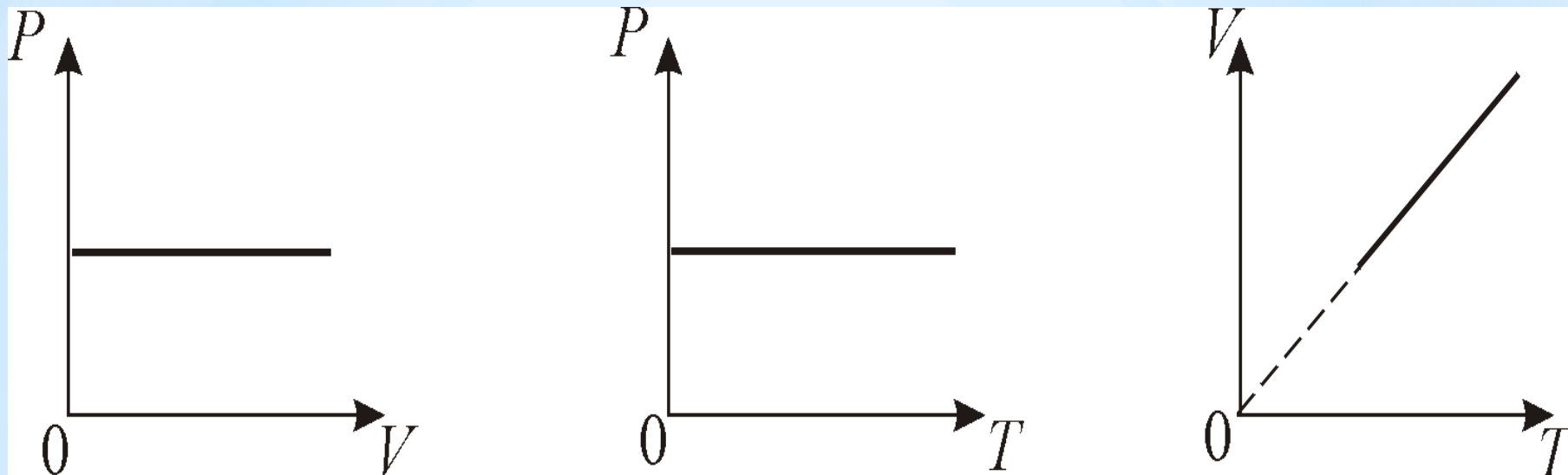


График изобарического процесса на VT диаграмме называется *изобарой*

Закон Гей-Люссака может иметь другую математическую формулировку:

$$\frac{V}{T} = \text{const} \quad \text{при } P = \text{const}$$

Закон Шарля

Изохорический процесс (изохорный) – это процесс, при котором объём газа остаётся постоянным.

Шарль (1787г.)

– давление данной массы газа при постоянном объёме меняется линейно с температурой:

$$P = P_0(1 + \alpha T) \quad \text{при } m = \text{const} \text{ и } V = \text{const}$$

P_0 – давление газа при 0 °С;

α – термический коэффициент, $\alpha = \frac{1}{273} \text{K}^{-1}$

Жак Александр Сезар Шарль

(1746-1823)

Французский изобретатель и учёный. Установил закон для идеального газа (закон Шарля). Построил воздушный шар, впервые наполнив его водородом.



Графики изохорического процесса

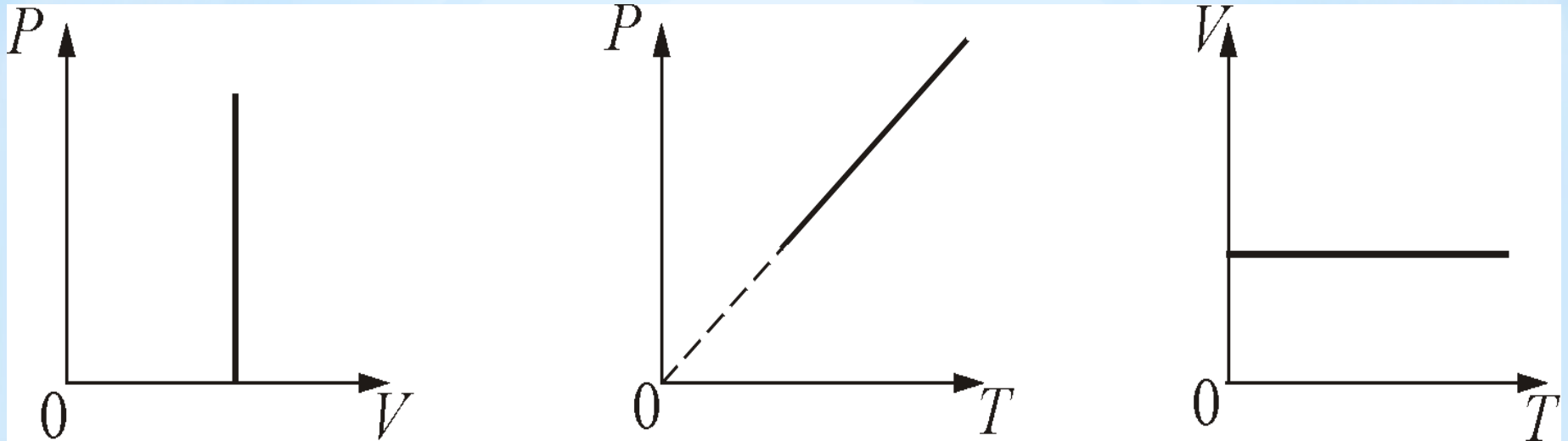


График изохорического процесса на PT диаграмме называется *изохорой*.

Закон Шарля может иметь другую математическую формулировку:

$$\frac{P}{T} = \text{const} \quad \text{при } V = \text{const}$$

Закон Авогадро:

1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объём $V_0 = 22,4$ л.

Любые газы, взятые в количестве, равном 1 моль, при одинаковой температуре и давлении, занимают одинаковые объёмы.

Нормальные условия:

$$p_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}, \quad T_0 = 273,15 \text{ К}$$

В 1 моле любого газа содержится одинаковое количество молекул, равное

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{МОЛЬ}}$$

Это количество молекул называется *числом Авогадро*. Поэтому *в равных объёмах различных газов при одинаковых условиях всегда содержится одинаковое число молекул.*

Амедео Авогадро, граф Куаренья и Черрето (1776-1856)



Итальянский ученый, физик и химик, член Туринской АН (1819). Выдвинул молекулярную гипотезу строения вещества, установил один из газовых законов, названный его именем. Занимался электрохимией, изучал тепловое расширение тел, теплоемкости.

Закон Дальтона

$$P = \sum P_i$$

давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений входящих в неё газов.

Парциальное давление – давление, которое бы производил газ, входящий в состав газовой смеси, если бы он один занимал весь объём, в котором находится смесь.

Джон Дальтон

(1766-1844)



Английский провинциальный учитель-самоучка, химик, метеоролог и естествоиспытатель. Один из самых знаменитых и уважаемых учёных своего времени, ставший широко известным благодаря своим новаторским работам в разных областях знания.

Закон Клапейрона

объединённый закон газового состояния: *для данной массы газа произведение давления газа на его объём, делённое на абсолютную температуру газа, есть величина постоянная.*

$$\frac{PV}{T} = \text{const} \quad \text{при } m = \text{const}$$

$$\frac{PV}{T} = \text{const} = R$$

R – универсальная газовая постоянная.

Численное значение R находится из **закона Авогадро**:
при $t=0$ °C и $P=1$ атм 1 моль любого газа занимает
объем $V=22,4$ л. Отсюда:

$$R = \frac{1 \text{ атм} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{273 \text{ К}} = 0,082 \text{ л} \cdot \text{атм/моль} \cdot \text{град};$$

В системе СИ: $R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$

Если газ занимает объём V , то объём одного моля газа можно определить как

$$V_m = \frac{V}{\nu} \quad , \text{ где } \nu \text{ – количество молей газа (вещества)}$$

Тогда

$$\frac{PV_m}{T} = \frac{PV}{T\nu} = R$$

или

$$\frac{PV}{T} = R\nu = \text{const}$$

Бенуа Поль Эмиль Клапейрон (1799–1864)



Французский физик и инженер, член Парижской Академии наук (с 1858). Исследовал теплоту, пластичность и равновесие твердых тел, придал математическую форму идеям С. Карно, вывел уравнение состояния идеального газа и уравнение, устанавливающее связь между температурой плавления и кипения вещества и давлением.

Уравнение Клапейрона – Менделеева

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

- уравнение состояния для произвольной массы любого газа

где $\nu = \frac{m}{\mu}$ – количество вещества
(количество молей вещества);

μ – молярная масса газа (масса 1 моля газа);

тогда

$$PV = \nu RT$$

Учитывая, что

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_m}, \quad n = \frac{N_A}{V_m} \text{ — концентрация молекул}$$

$$k = \frac{R}{N_A} = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}} \quad \text{— постоянная Больцмана}$$

$$N_A = 6,022045 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} \quad \text{— число (постоянная) Авогадро-}$$

число частиц в моле любого вещества

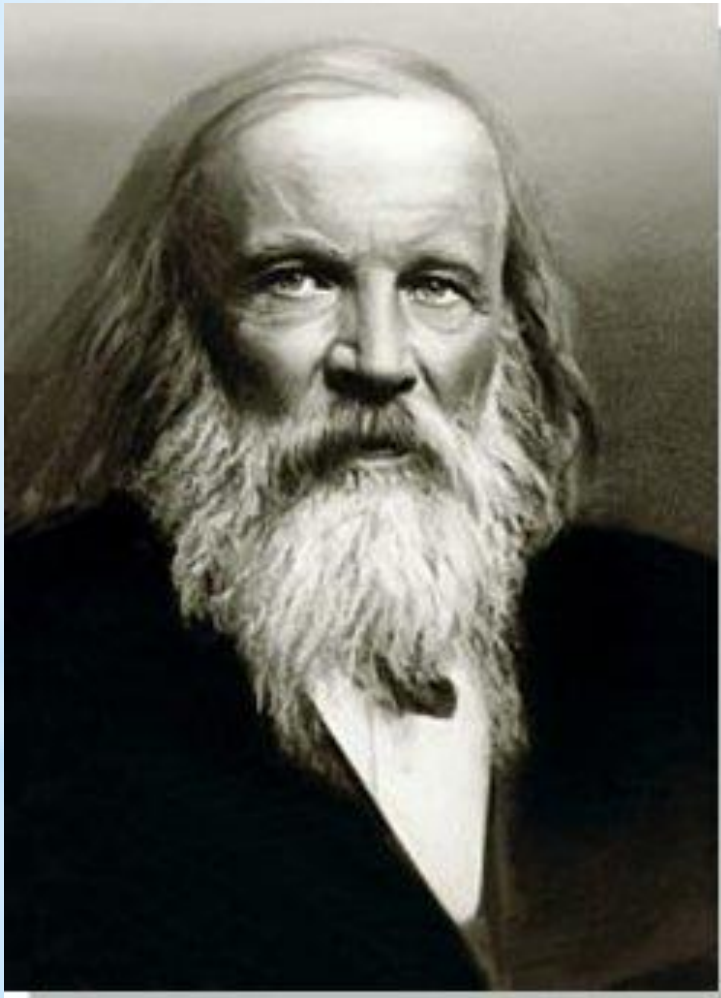
Запишем уравнение Клапейрона – Менделеева для 1 моля газа:

$$PV_m = RT \quad \Rightarrow \quad P = \frac{RT}{V_m} = \frac{kN_A \cdot T}{V_m} = nkT$$

Физический смысл универсальной газовой постоянной R : *универсальная газовая постоянная R* равна работе, которую совершает 1 моль идеального газа при изобарическом расширении, если газ нагреть на один градус.

Дмитрий Иванович Менделеев

(1834- 1907)



Русский учёный-энциклопедист: химик, физикохимик, физик, метролог, экономист, технолог, геолог, метеоролог, педагог, воздухоплаватель, приборостроитель.



Конец лекции