



# ТЕРМО- ДИНАМИКА

Лекция 1

# Макроскопические системы.

Молекулярная физика изучает макроскопические системы – объекты, построенные из очень большого числа частиц.

Статистический метод – усредненные значения величин.

Термодинамический метод – интегральные энергетические характеристики.

## *Основные положения молекулярно-кинетической теории*

1. Вещество состоит из мельчайших частиц, находящихся на некотором расстоянии друг от друга.
2. Все частицы (атомы или молекулы) находятся в постоянном хаотическом (тепловом) движении.
3. Молекулы связаны друг с другом силами молекулярного взаимодействия – притяжения и отталкивания.

## *Молекула*

Молекулой называется мельчайшая частица вещества, сохраняющая его свойства.

## *Атом*

Атомом называется мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая его свойства.  
Диаметр атомов имеет порядок  $10^{-10}$  м.

# Термодинамика

- **Термодинамика** – это раздел физики, занимающийся изучением общих свойств вещества, связанных с тепловым движением.
- Термодинамика является наиболее общим способом описания поведения макроскопических систем, который применим к любым системам независимо от конкретной физической природы составляющих ее частиц.
- Термодинамика базируется на основных законах (постулатах), называемых **началами термодинамики**, справедливость которых подтверждается только опытным путем.
- Под общим началом термодинамики понимается следующий постулат: **каким бы ли было начальное состояние тел изолированной системы, в ней, в конце концов, установится термодинамическое равновесие, при котором прекратятся все макроскопические процессы. Необходимым условием термодинамического равновесия является равенство температур всех тел, составляющих систему.**

## **Количество вещества**

Количество вещества, в котором содержится столько же молекул или атомов, сколько атомов содержится в углероде массой 0,012 кг, называется грамм-молекулой (молем) вещества.

## **Грамм-молекула (моль) вещества**

Грамм-молекулой (молем) вещества называется такое количество данного вещества, масса которого, выраженная в граммах, численно равна молекулярному весу данного вещества.

## **Молярная масса**

Молярной массой  $\mu$  вещества называют массу вещества, взятого в количестве одного моля.

## **Постоянная Авогадро**

В одном моле любого вещества содержится одно и тоже число молекул, а именно столько же, сколько атомов в 12 г углерода.

Это число атомов называют постоянной Авогадро  $N_A$ .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

## **Нахождение массы молекул**

Для нахождения массы молекулы данного вещества нужно молярную массу разделить на число Авогадро.

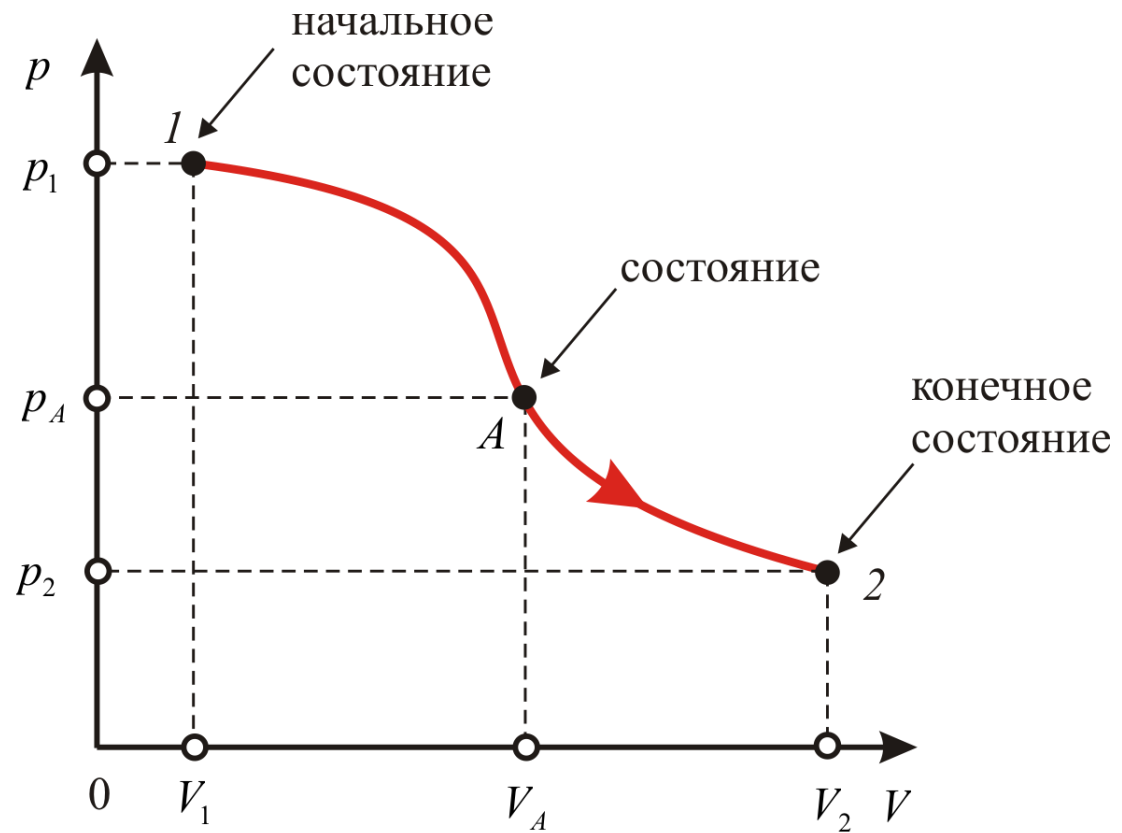
$$m_0 = \frac{\mu}{N_A}$$

# Термодинамический процесс

- **Термодинамическим процессом** называется изменение хотя бы одного из параметров состояния термодинамической системы.
- Обычно в термодинамике рассматривают **квазиравновесные (квазистатические) процессы**, при которых время изменения  $t$  какого-либо из параметров состояния значительно превосходит время релаксации  $\tau$ , т.е.  $t \gg \tau$ .
- Важным свойством таких процессов является их **обратимость**. Процесс называется **обратимым**, если он может быть осуществлен в обратном порядке через ту же совокупность квазиравновесных состояний, по которым был реализован прямой процесс.
- **Круговой процесс (цикл)** Процесс, при котором система возвращается в исходное положение, называется круговым, или циклом.

# Графическое изображение состояния и процесса

- Состояния термодинамической системы, а также термодинамические процессы удобно изображать на диаграмме параметров этой системы:  $pV$ ,  $pT$ ,  $TV$  – диаграммах.
- Состояние термодинамической системы изображается на диаграмме в виде точки; термодинамический процесс – в виде линии с указанием направления его протекания





# Температура

- **Температурой** называется физическая величина, определяющая «степень нагретости» тел и характеризующая состояние термодинамического равновесия системы.
- Температура зависит от **параметров состояния** системы, например, от давления  $p$  и объема  $V$ , и является функцией внутренней энергии системы  $U$ .
- Температура является **макроскопической характеристикой термодинамической системы**; она не имеет смысла для систем, состоящих из одной или нескольких молекул.
- Важное **физическое содержание термодинамической температуры** заключается в том, что она, согласно МКТ, определяется средней кинетической энергией молекул

# Термодинамическая шкала температур

- В физике наиболее часто используется **термодинамическая шкала температур (шкала Кельвина)**. Единицей температуры по этой шкале является **кельвин (К)**, являющийся одной из основных единиц СИ:  $[T] = \text{К}$ .
- Термодинамическую шкалу температур строят по общей реперной точке – **тройной точке воды  $T_{\text{тр}}$**  – температуре, при которой вода, водяной пар и лед находятся в равновесии при давлении 609 Па.

$$T_{\text{тр}} = 273,16 \text{ К}$$



# Температурные шкалы

- Температура по шкале Цельсия  $t^{\circ}\text{C}$  связана с термодинамической температурой  $T$  соотношением,

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

причем точке кристаллизации воды соответствует температура  $t = 0^{\circ}\text{C} = 273,15 \text{ K}$ , а точке кипения воды – температура  $t = 100^{\circ}\text{C} = 373.15 \text{ K}$ .

В ряде стран используется температурная шкала Фаренгейта, которая обозначается  $t^{\circ}\text{F}$ . Связь температур по шкале Фаренгейта и шкале Цельсия определяется соотношениями:

$$t^{\circ}\text{F} = 32 + \frac{9}{5}t^{\circ}\text{C};$$

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

# Абсолютный нуль температуры

- Температура  $T = 0$  К называется **абсолютным нулем температуры**. Это самая низкая из всех возможных температур. Абсолютный нуль температуры принципиальной недостижим, но приблизиться к нему по мере развития экспериментальной техники удастся все ближе и ближе.

# Характерные значения температур в природе и технике

| Температура, К    | Объект/процесс с данной температурой   |
|-------------------|--|
| $10^9$            | Внутренность поверхность горячих звезд |
| $10^8$            | Взрыв водородной бомбы                 |
| $10^7$            | Внутренность Солнца                    |
| $10^6$            | Солнечная корона                       |
| $10^5$            | Поверхность горячих звезд              |
| $10^4$            | Поверхность Солнца                     |
| $10^3$            | Газовая турбина                        |
| $10^2$            | Кипение воды                           |
| 77                | Сжижение азота                         |
| 4                 | Сжижение гелия                         |
| $2 \cdot 10^{-8}$ | Самая низкая из достигнутых температур |

## Свойства газов

1. В газах расстояния между атомами и молекулами во много раз больше размеров самих молекул.
2. Молекулы с огромными (сотни м/сек) скоростями двигаются в пространстве.
3. Сталкиваясь, молекулы отскакивают друг от друга подобно бильярдным шарам (средняя длина свободного пробега при температуре 0 °С и атмосферном давлении  $\sim 10^{-5}$ – $10^{-6}$  см; в очень разряженных – электрических лампочках – до десятков см).
4. Силы притяжения настолько слабы, что не могут удержать молекулы друг возле друга. Поэтому газы могут неограниченно расширяться, не сохраняя ни формы, ни объема. Объем сосуда в десятки тысяч раз больше объема занимаемого самими находящимися в нем молекулами.
5. Механические удары молекул о стенки сосуда создают давление газа.

## Идеальный газ

Идеальным газом считается такая макросистема, частицы которой упруго взаимодействуют между собой только во время столкновения, причем их объем пренебрежимо мал по сравнению с объемом пространства.

В промежутках между столкновениями частицы двигаются свободно и прямолинейно, а время свободного движения много больше времени взаимодействия.

Упорядоченное движение частиц полностью отсутствует.

То, что силовым взаимодействием молекул можно пренебречь, означает что кинетическая энергия движения молекул много больше потенциальной энергии их взаимодействия.

## Макроскопические параметры газа

Макроскопическими параметрами называются величины, характеризующие состояние макроскопических тел без учета их молекулярного строения.

Основными макроскопическими параметрами газа считаются: масса газа  **$m$** , объем  **$V$** , давление  **$p$**  и температура  **$T$** .

К параметрам можно отнести также плотность газа  $\rho$  и, для смесей, концентрацию  **$n$**  отдельных компонент.

## Давление газа

Давлением газа называют среднюю силу ударов молекул о тело (стенку), отнесенную к единице ее поверхности.

## Уравнение состояния газа

Уравнением состояния называется соотношение, связывающее между собой параметры состояния газа.

## Давление идеального газа на стенку

Вычислим давление газа  $p$  на стенку сосуда площадью  $\Delta S$ , перпендикулярную координатной оси  $x$ . Пусть скорость молекулы  $\mathbf{v}$ . Нас будет интересовать только составляющая скорости  $v_x$  вдоль оси  $x$ . Но в 3-мерном пространстве

$$v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2$$

причем  $v_x^2 = v_y^2 = v_z^2$ , поэтому

$$v_x^2 = \frac{1}{3} v^2$$

Предположим, молекула подлетела к стенке, упруго ударилась об нее и отразилась. Импульс молекулы равен:  $(m_0 v_x)$

При упругом ударе значение импульса изменится на противоположное:

Изменение импульса молекулы  $(-m_0 v_x)$

$$\Delta(m_0 v_x) = m_0 v_x - (-m_0 v_x) = 2m_0 v_x$$

Согласно второму закону Ньютона:

$$F \Delta t = 2m_0 v_x$$

Теперь оценим число молекул, способных за то же самое время достичь стенки и ударится о нее – очевидно, те которые находятся в объеме равном  $v_x \Delta S \cdot \Delta t$ . При концентрации молекул (их числе в единице объема)  $n$  это число составит:

$$N = \frac{1}{2} n v_x \Delta S \cdot \Delta t$$

Таким образом, полная сила (все молекулы), действующая на стенку  $F = n m_0 v_x^2 \Delta S$

Среднее (по всем молекулам) давление:

$$p = \frac{\bar{F}}{\Delta S} = n m_0 \overline{v_x^2} = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2}$$

Здесь

$$\overline{v^2} = \frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N} = \frac{\sum_{i=1}^N v_i^2}{N}$$

**Средняя кинетическая энергия молекул**

$$\bar{E} = \frac{m_0 \overline{v^2}}{2}$$



$$p = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2} = \frac{2}{3} n \bar{E}$$

– основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов.

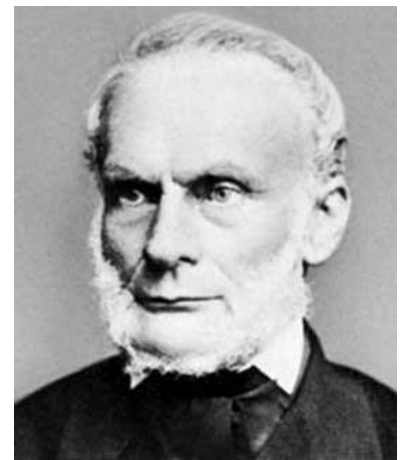


## Основное уравнение МКТ (Клаузиуса)

Давление идеального газа пропорционально произведению числа молекул в единице объема (концентрации) на среднюю кинетическую энергию поступательного движения молекул.

Уравнение дает связь между макроскопическими параметрами, характеризующими газ в целом (давлением), с микроскопическими величинами, характеризующими молекулы (скоростью, энергией).

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E} = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} \frac{m}{V} \overline{v^2} = \frac{1}{3} \rho \overline{v^2}$$




Рудольф-Готтлиб  
Юлиус Эммануэль  
Клаузиус  
1822-1888

## Средняя квадратичная скорость

Средней квадратичной скоростью называется корень квадратный из среднего значения квадрата скорости.

$$v_{cp\ кв} = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}} = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^N v_i^2}{N}}$$

$$p = \frac{2}{3} n \overline{E} = \frac{1}{3} n m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m_0 \overline{v^2} = \frac{1}{3} \frac{m}{V} \overline{v^2} = \frac{1}{3} \rho \overline{v^2}$$

Умножив на V:   $pV = \frac{2}{3} n V \overline{E} = \frac{2}{3} N \overline{E} = \frac{2}{3} W$

$W$  – суммарная кинетическая энергия поступательного движения в объеме  $V$ .

## Температура

Температурой тела называется скалярная физическая величина, характеризующая интенсивность хаотического (теплового) движения частиц и пропорциональная средней кинетической энергии их движения.

$$\overline{E} = \frac{3}{2} kT$$

## Постоянная Больцмана

Постоянная Больцмана связывает температуру, выраженную в энергетических единицах, с температурой, выраженной в кельвинах.

Постоянную Больцмана можно определить только экспериментально.  $k = 1.38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К



Людвиг  
Больцман  
1844-1906

$$\bar{E} = \frac{3}{2} kT$$

## Уравнение состояния идеального газа

Уравнением состояния идеального газа называют зависимость, связывающую все три макроскопических параметра (объем  $V$ , давление  $p$  и температуру  $T$ ), характеризующие состояние данной массы газа.

$$p = \frac{2}{3} n \bar{E} = \frac{2}{3} \frac{3}{2} n k T = \frac{N}{V} k T \quad \Rightarrow \quad pV = NkT$$

## Скорость теплового движения молекул

$$\bar{E} = \frac{m_0 \bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2} k T \quad \Rightarrow \quad \bar{v} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}$$

## Закон Авогадро

В равных объемах разных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Вывод: для двух газов:

$$p_1 V_1 = N_1 k T_1 \quad p_2 V_2 = N_2 k T_2$$

$$p_1 = p_2 \quad V_1 = V_2 \quad T_1 = T_2 \quad \longrightarrow \quad N_1 = N_2$$



Лоренцо Романо  
Амедео Карло  
Авогадро,  
граф ди Куаренья  
и Черрето  
1766-1856

## Нормальные условия

Нормальным называется давление 760 мм.рт.ст.  
= 101,325 кПа.

Нормальной называется температура  $0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$ .

Моль любого газа в нормальных условиях занимает одинаковый объем  
( $V$ ) = 22,41 л.

## Универсальная газовая постоянная

Для одного моля газа уравнение состояния:

Универсальной газовой постоянной называется

$R = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К} = 8,31 \text{ Дж/(К} \cdot \text{моль)}$ .

$$p(V) = N_A k T = RT$$

## Уравнение Клапейрона

Произведение давления на объем данной массы газа, деленное на его абсолютную температуру, есть величина постоянная

(для данной массы газа!).

$$pV = NkT$$

Вывод: пусть параметры газа изменились с  $p_1, V_1, T_1$  на  $p_2, V_2, T_2$ . Тогда, если масса газа (число молекул) не изменилось:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = Nk = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \Rightarrow \quad \frac{pV}{T} = \text{const}(N)$$

## Уравнение Менделеева-Клапейрона

Поскольку для одного моля газа:

$$p(V) = N_A kT = RT$$

$$\nu = \frac{m}{\mu}$$

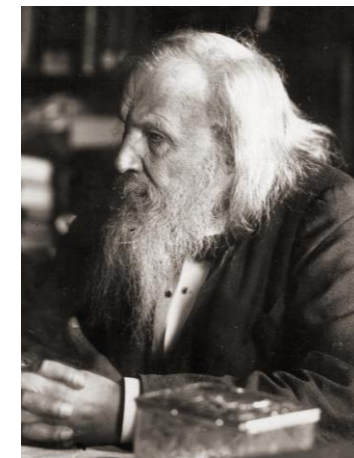
то умножив на число молей

$$p \frac{m}{\mu} (V) = pV = \frac{m}{\mu} RT \quad \Rightarrow$$

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



Бенуа́ Поль  
Эми́ль  
Клапейро́н  
1799-1864



Дми́трий  
Ива́нович  
Менделе́ев  
1834-1907

## Закон Дальтона

Давление смеси идеальных газов равняется сумме парциальных давлений отдельных газов, составляющих смесь.

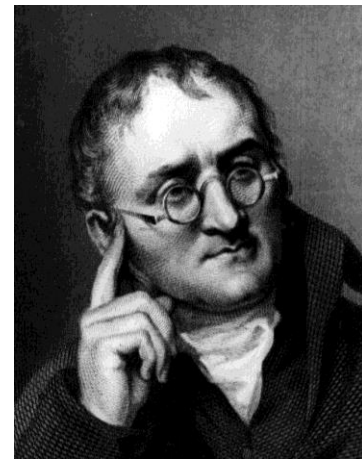
Парциальным называется давление, которое имел бы каждый газ в отдельности при отсутствии других.

$$p = \sum_{i=1}^m p_i$$

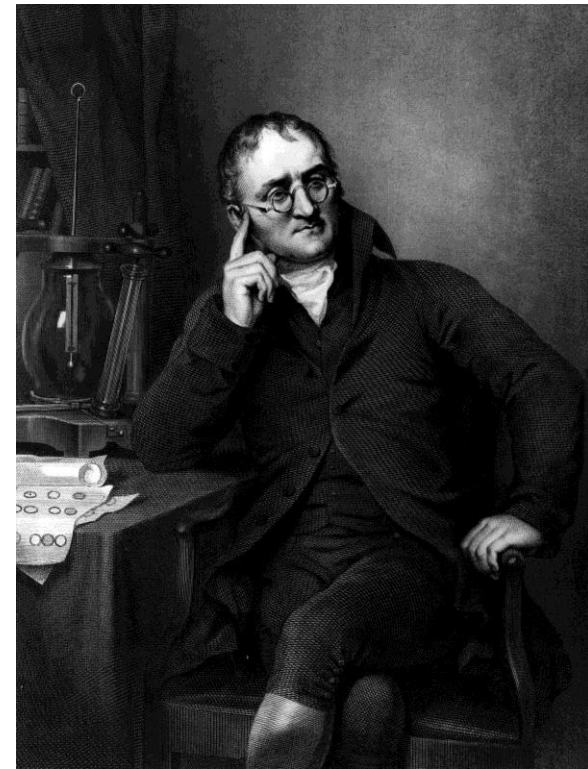
Вывод: для смеси газов концентрация есть сумма концентраций:

$$n = n_1 + n_2 + \dots n_m \quad \rightarrow$$

$$\begin{aligned} p &= nkT = (n_1 + n_2 + \dots + n_m)kT = \\ &= n_1kT + n_2kT + \dots + n_mkT = p_1 + p_2 + \dots p_m \end{aligned}$$



Джон  
Дальтон  
(1766-1844)



## Газовые законы

Количественные зависимости между двумя из параметров состояния газа ( $p$ ,  $V$ ,  $T$ ), когда третий параметр и масса газа не меняются, называются газовыми законами.

## Изопроцессы

Процессы изменения состояния системы, при которых один из параметров состояния газа не меняется, называются изопроцессами: 1) изотермическим, 2) изобарическим и 3) изохорическим.

### Изотермический процесс

Изотермическим называется процесс изменения состояния системы, проходящий при постоянной температуре:

$$T = \text{const}$$

### Изобарический процесс

Изобарическим называется процесс изменения состояния системы, проходящий при постоянном давлении:

$$p = \text{const}$$

### Изохорический процесс

Изохорическим называется процесс изменения состояния системы, проходящий при постоянном объеме:

$$V = \text{const}$$



# Изотермический процесс

## Закон Бойля (1662) – Мариотта (1676)

Если в ходе процесса масса и температура идеального газа не меняются, то произведение давления газа на его объем есть величина постоянная.

$$\frac{pV}{T} = \text{const} \quad T = \text{const} \quad \Rightarrow \quad pV = \text{const}$$

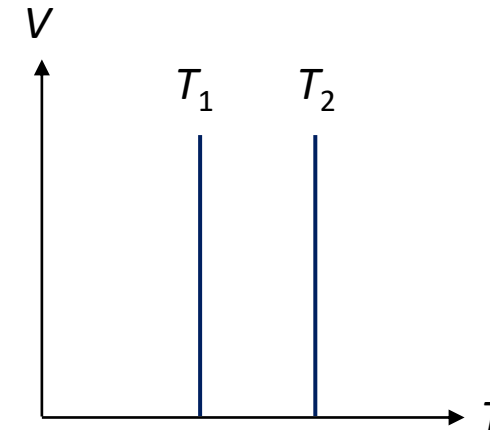
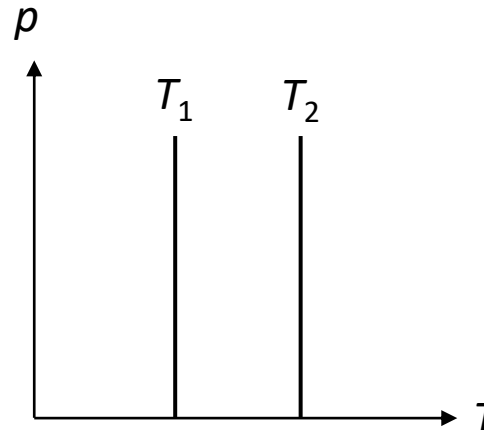
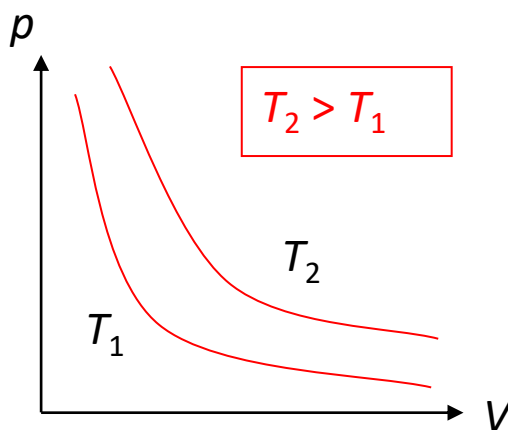


Роберт  
Бойль  
1627-1691



Эдм  
Мариотт  
1620-1684

## Диаграммы состояния изотермического процесса



## Изотерма

Зависимость  $p(V)|_{T=\text{const}}$  называют изотермой. Это гипербола.

# Изобарический процесс

## Закон Гей-Люссака (1802)

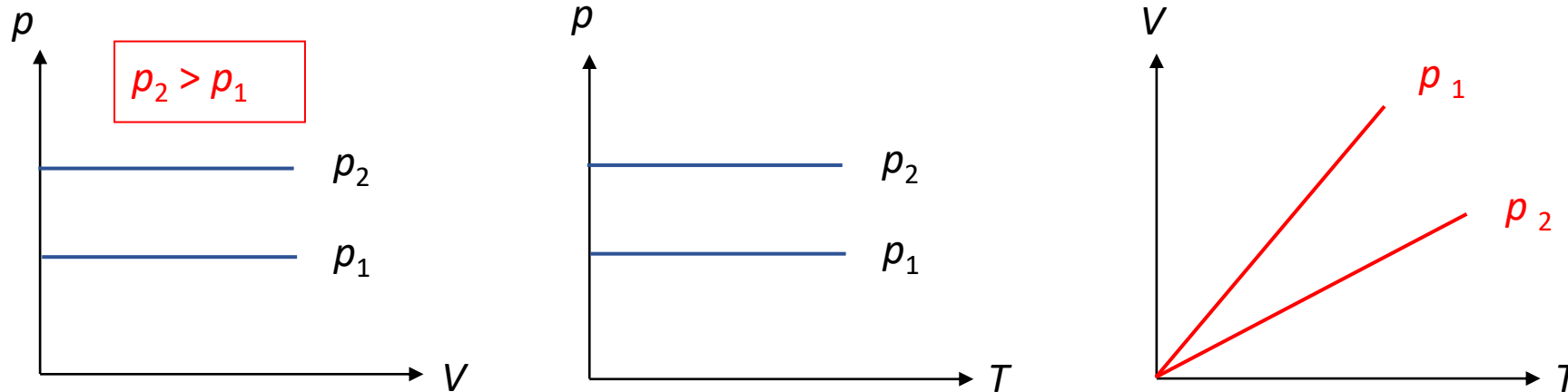
Если в ходе процесса масса и давление идеального газа не меняются, то отношение объема к абсолютной температуре есть величина постоянная.



Жозеф-Луи  
Гей-Люссак  
1778-1850

$$\frac{pV}{T} = \text{const} \quad p = \text{const} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{V}{T} = \text{const}}$$

## Диаграммы состояния изобарического процесса



## Изобара

Зависимость  $V(T)|_{p=\text{const}}$  называют изобарой. Это прямая линия.

# Изохорический процесс

## Закон Шарля (1787/1802)

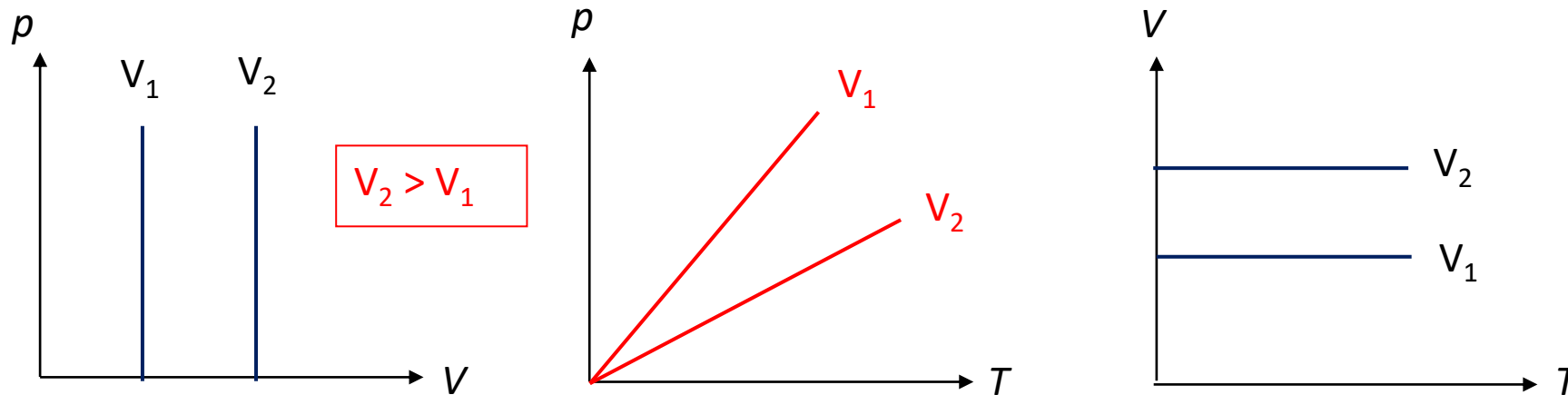
Если в ходе процесса масса и объем идеального газа не меняются, то отношение давления газа к абсолютной температуре есть величина постоянная.



Жак Александр  
Сезар Шарль  
1746-1823

$$\frac{pV}{T} = \text{const} \quad V = \text{const} \quad \Rightarrow \quad \boxed{\frac{p}{T} = \text{const}}$$

## Диаграммы состояния изохорического процесса



## Изохора

Зависимость  $p(T)|_{V=\text{const}}$  называют изохорой. Это прямая линия.

## Внутренняя энергия

Внутренней энергией системы называется сумма кинетических энергий хаотического движения всех молекул и потенциальных энергий взаимодействия всех молекул друг с другом.

## Внутренняя энергия идеального газа

Вся внутренняя энергия идеального газа представляет собой кинетическую энергию теплового движения (потенциальная энергия взаимодействия молекул для идеального газа равна нулю).

Внутренняя энергия одноатомного газа прямо пропорциональна его абсолютной температуре, массе газа, и обратно пропорциональна его молекулярному весу.

$$U = \bar{E} \cdot N = \frac{3}{2} kT \cdot \frac{m}{\mu} N_A = \frac{3}{2} \frac{m}{\mu} RT$$

Многоатомный газ:

$$U = \frac{i}{2} \frac{m}{\mu} RT$$

## Круговой процесс (цикл)

Процесс, при котором система возвращается в исходное положение, называется круговым, или циклом.

Если система совершает круговой процесс (цикл), то

ее внутренняя энергия возвращается в исходное состояние.

$$\Delta U = 0$$

## Изменение внутренней энергии

Изменение внутренней энергии системы в термодинамике может происходить двумя способами:

- 1) за счет передачи системе тепла от окружающих ее тел;
- 2) за счет совершения этими телами работы над системой.

## Работа в термодинамике

Работой в термодинамике называется процесс обмена энергией между системой и окружающими ее телами вследствие изменения взаимного расположения взаимодействующих тел.

$A > 0$  если тело совершает работу над окружающими телами, и

$A < 0$  если тела совершают работу над системой

## Работа при расширении газа

Газ в сосуде с поршнем, расширившись и сдвинув поршень, совершит работу:

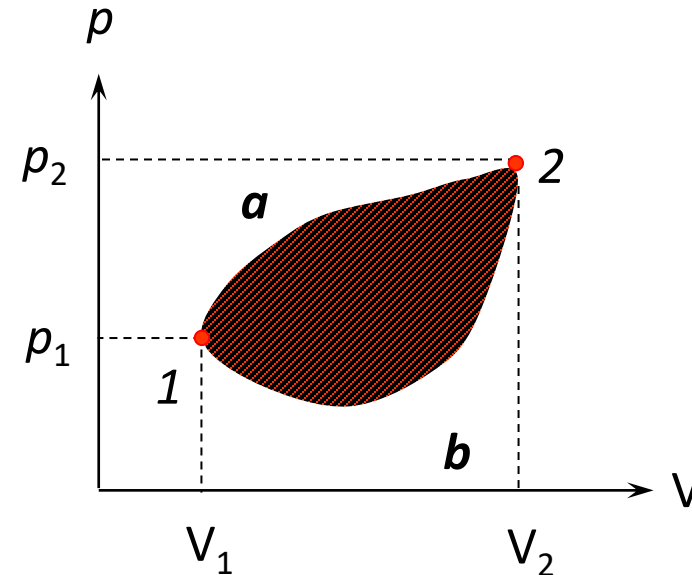
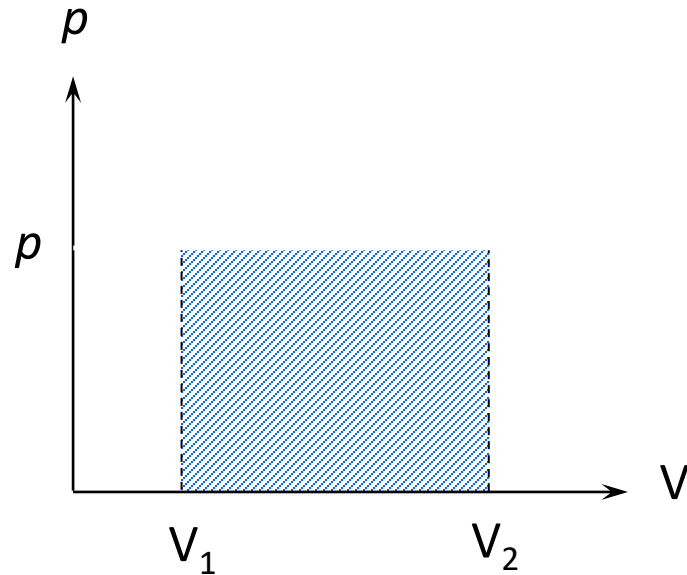
$$V = \text{const} \longrightarrow A = 0$$

$$dA = F dx = p S dx = p dV \quad A = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

$$p = \text{const} \longrightarrow A = p(V_2 - V_1)$$

$$pV = \frac{m}{\mu} RT \longrightarrow A = p\Delta V = \frac{m}{\mu} R\Delta T = \frac{m}{\mu} R(T_2 - T_1)$$

## Графическое изображение работы



Работа зависит от пути перехода системы из состояния **1** в состояние **2**.

## Работа при круговом процессе (цикле)

Работа внешних сил по возвращению системы в исходное состояние может быть меньше работы, совершенной системой, т.е. в цикле иметь выигрыш работы.

## Теплоотдача

Теплоотдачей или теплообменом называется процесс обмена энергией между системой и окружающими ее телами без совершения работы только вследствие изменения внутренней энергии этих других тел.

## Теплота

Энергия, отдаваемая или получаемая системой в процессе теплообмена, называется количеством тепла (теплотой).

$\Delta Q > 0$  если система получает тепло (нагревается), и

$\Delta Q < 0$  если система отдает тепло (охлаждается)

## Калория

Калория — внесистемная единица тепла, численно равная количеству тепла, необходимого чтобы нагреть 1 г воды на 1 °C (от 19,5 °C до 20,5 °C).

$$1 \text{ кал} = 4,18 \text{ Дж.}$$

## Теплоемкость

Теплоемкостью тела называют скалярную физическую величину, характеризующую связь между количеством сообщаемого системе тепла и изменением ее температуры.

Различают полную, удельную и молярную теплоемкость.



## Полная теплоемкость

Полная теплоемкость тела численно равна количеству тепла, необходимого для повышения температуры тела на 1 градус.

$$C_{\text{полн}} = \frac{dQ}{dT} \quad \longrightarrow \quad dQ = C_{\text{полн}} dT$$

## Удельная теплоемкость

Удельная теплоемкость вещества численно равна количеству тепла, необходимого для повышения температуры единицы массы вещества на 1 градус.

$$c = \frac{dQ}{m dT} \quad \longrightarrow \quad dQ = c m dT$$

## Молярная теплоемкость

Молярная теплоемкость вещества численно равна количеству тепла, необходимого для повышения температуры 1 моля вещества на 1 градус.

$$C = \frac{dQ}{\nu dT} = \frac{dQ}{\frac{m}{\mu} dT} = \mu c$$

## Теплоемкость газов

Теплоемкость газов зависит от характера процесса, при котором система получает тепло. Различают:

- теплоемкость при постоянном давлении
- теплоемкость при постоянном объеме

$$C_p \text{ (при } p = \text{const)}$$

$$C_V \text{ (при } V = \text{const)}$$

## Теплоемкость жидкостей и твердых тел

Жидкие и твердые тела расширяются при нагревании незначительно, поэтому их  $C_p$  и  $C_v$  практически не различаются.

## Первое начало термодинамики

Первым началом термодинамики называется закон сохранения энергии, распространенный на тепловые явления.

Изменение внутренней энергии системы при переходе ее из одного состояния в другое равно сумме работ внешних сил и количества теплоты, переданного системе.

$$\Delta U = \Delta Q - A \quad dU = dQ - dA$$

(работа со знаком "–", потому что совершается над системой).

Или:

$$\Delta Q = \Delta U + A \quad dQ = dU + dA$$

Количество теплоты, переданное системе, идет на изменение ее внутренней энергии и на совершение системой работы над внешними телами.

## Теплоемкость жидкостей и твердых тел

Жидкие и твердые тела расширяются при нагревании незначительно, поэтому их  $C_p$  и  $C_v$  практически не различаются.

## Первое начало термодинамики

Первым началом термодинамики называется закон сохранения энергии, распространенный на тепловые явления.

Изменение внутренней энергии системы при переходе ее из одного состояния в другое равно сумме работ внешних сил и количества теплоты, переданного системе.

$$\Delta U = \Delta Q - A \quad dU = dQ - dA$$

(работа со знаком "–", потому что совершается над системой).

Или:

$$\Delta Q = \Delta U + A \quad dQ = dU + dA$$

Количество теплоты, переданное системе, идет на изменение ее внутренней энергии и на совершение системой работы над внешними телами.

# Первое начало термодинамики

$$\Delta U = \Delta Q - A$$

$$\Delta Q = \Delta U + A$$

## Следствия из первого начала термодинамики:

### 1) Изолированная система

Если система изолирована (теплота ей не передается и работа над ней не совершается), то ее внутренняя энергия остается неизменной (сохраняется).  $\Delta Q = 0 \quad A = 0 \quad \longrightarrow \quad \Delta U = 0$

### 2) Принцип эквивалентности тепла и работы

При круговом процессе система не может совершать работу без подвода тепла извне, или совершать работу большую, чем подводимое к ней тепло.  $\Delta U = 0 \quad \longrightarrow \quad A = \Delta Q$

### 3) Вечный двигатель первого рода

Если тепло к системе не подводится, то работа может быть совершена только за счет убыли внутренней энергии.

$$\Delta Q = 0 \quad \longrightarrow \quad A = -\Delta U$$

Невозможен вечный двигатель первого рода, т.е. устройство, которое совершало бы работу без подвода энергии извне!

# Первое начало термодинамики

$$\Delta U = \Delta Q - A$$

$$\Delta Q = \Delta U + A$$

## 4) Замкнутая система тел

Замкнутой системой тел называется такая система, которая не обменивается ни энергией, ни веществом с окружающей средой.

**Внутренняя энергия замкнутой системы изменится не может!**

$$\Delta U = \Delta U_1 + \Delta U_2 + \dots \Delta U_n = \sum_{i=1}^n \Delta U_i = 0$$

Если никакой работы внутри системы не совершается (все тела неподвижны), то:

$$\Delta A = 0 \quad \Rightarrow \quad \Delta Q = \Delta U = 0$$

## Уравнение теплового баланса

Алгебраическая сумма количеств теплоты, отданных и полученных в замкнутой системе участвующими в теплообмене неподвижными телами, равна нулю.

$$\Delta Q = \Delta Q_1 + \Delta Q_2 + \dots \Delta Q_n = \sum_{i=1}^n \Delta Q_i = 0$$

$$\Delta Q = 0$$



$$m_1 c_1 (\theta - t_1) + m_2 c_2 (\theta - t_2) + \dots + m_n c_n (\theta - t_n) = 0$$

$\theta$  – температура, установившаяся после наступления теплового равновесия.

## **Плавление / кристаллизация**

Плавлением называется переход вещества из твердого в жидкое состояние. Обратный процесс называется кристаллизацией.

## **Удельная теплота плавления / кристаллизации**

Удельной теплотой плавления называется количество теплоты, необходимое для превращения при температуре плавления 1 кг кристаллического вещества в жидкость.

$$Q_{пл} = \lambda m$$

При кристаллизации жидкости такое же точно количество теплоты выделяется

$$Q_{кр} = -\lambda m$$

## **Парообразование / конденсация**

Парообразованием (испарением, кипением) называется переход вещества из жидкого состояния в газообразное. Обратный процесс называется конденсацией.

## **Удельная теплота парообразования / конденсации**

Удельной теплотой парообразования называется количество теплоты, необходимое для превращения при постоянной температуре 1 кг жидкости в пар.

$$Q_{пар} = r m$$

При конденсации пара такое же точно количество теплоты выделяется

$$Q_{кон} = -r m$$