

Идеальный газ

Уравнение состояния

Процессы

- Введение
- Модель идеального газа
- Уравнение Клапейрона–Менделеева
- Процессы в идеальных газах

Границы применимости модели материальной точки и абсолютно твердого тела

В механике рассматривается движение материальных тел, свойства которых могут быть смоделированы в виде понятий материальной точки и абсолютно твердого тела.

- В первом случае не принимались во внимание **внутренняя структура** и **пространственная протяженность материального тела**
- Во втором — их учет сводился лишь **к распределению свойства инертности (плотности) в объеме**, занимаемом материальным телом, для частного случая, когда это распределение неизменно во времени.
- Кроме того в механике мы изучали движение и взаимодействие одного, двух или в простейшем случае трех тел.

Границы применимости модели материальной точки и абсолютно твердого тела

Модели материальной точки и абсолютно твердого тела неприменимы для изучения внутренних свойств материальных тел, когда существенны их структура и движение частей тела относительно друг друга.

- **Предмет молекулярной физики** является изучение молекулярной формы движения, т.е. движения больших совокупностей молекул.
- **Молекула** – это наименьшая частица вещества, сохраняющая все его химические свойства.

Молекула состоит из атомов, которые, в свою очередь, состоят из атомных ядер, окруженных определенным числом внутренних и внешних валентных электронов.

Размеры атомов и молекул

- На сколько большие системы?
- Сколько атомов?

Это количество в молекулярной физике определяется постоянной Авогадро $N_A = 6,022\ 141\ 29(27) \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$

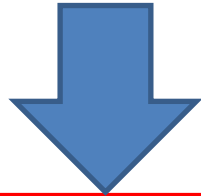
- Сделаем простую оценку. Один моль воды имеет массу 18г и, следовательно, объем 18 см³.

Для определения строения молекул веществ используются разнообразные методы:

- электронная и колебательная спектроскопия
- ядерный магнитный резонанс
- электронный парамагнитный резонанс
- дифракция рентгеновского излучения, нейтронов, электронов и другие методы

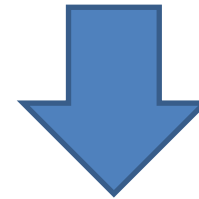
Два подхода

Предмет молекулярной физики является изучение молекулярной формы движения, т.е. движения больших совокупностей молекул.



Термодинамический

Не интересуются движением отдельных частиц, а для описания используются усредненными свойствами и характеристиками: V , P , T , m , μ , которые определяют экспериментально.



Статистический

Подход основан на применении статистических законов, дает возможность получить предсказания, которые носят не достоверный, а лишь вероятностный характер.

Модель идеального газа

Модель идеального газа предполагает, что:

1. потенциальной энергией взаимодействия частиц, составляющих газ, можно пренебречь по сравнению с их кинетической энергией;
2. суммарный объем частиц газа пренебрежимо мал по сравнению с объемом сосуда, в котором они находятся;
3. между частицами нет далекодействующих сил притяжения или отталкивания; соударения частиц между собой и со стенками сосуда абсолютно упруги;
4. время взаимодействия между частицами пренебрежимо мало по сравнению со средним временем между столкновениями.

Термодинамика

- Задачей термодинамики
- Первое начало термодинамики
- Теплота, внутренняя энергия, работа
- Уравнение состояния (термическое, калорическое)
- Теорема о равномерном распределении энергии по степеням свободы
- Процессы в идеальных газах
- Теплоемкость (идеального газа и твердых тел)
- Адиабатический процесс
- Политропический процесс

Модель идеального газа

Уравнение Клапейрона–Менделеева

1. **Идеальный газ** – абстрактная модель, описывающая газ как совокупность материальных точек, не взаимодействующих друг с другом (за исключением абсолютно упругих соударений молекул, необходимых для установления равновесия в системе).
2. **Возможно** и другое определение: **идеальным** называется газ, уравнение состояния которого описывается соотношением (**Уравнение Клапейрона–Менделеева**)

$$pV = \nu RT \text{ или } pV = Nk_B T$$

(Постоянная Бóльцмана $k_B = 1,380\,648\,52(79) \cdot 10^{-23} \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1}$).
(Универсальная газовая постоянная

Термодинамика

- **Задачей термодинамики** является феноменологическое исследование свойств материальных тел, характеризуемых макроскопическими параметрами, на основе общих законов, называемых началами термодинамики, без выяснения микроскопических механизмов изучаемых явлений.
- Любая изолированная термодинамическая система вне зависимости от начального состояния с течением времени придет в равновесное состояние.
- **Изолированная система** — система, не обменивающаяся с окружающей средой ни веществом, ни энергией.

Термодинамика

- **Термодинамическое равновесие** – состояние системы, не изменяющееся во времени и не сопровождающееся переносом через систему энергии, вещества, заряда, импульса и т.п.
- **Нулевое начало термодинамики.** При термодинамическом равновесии все части системы будут иметь одинаковую температуру.

Первое начало термодинамики

- **Первое начало термодинамики** основывается на законе сохранения энергии для термодинамических систем. Как известно, механическая энергия изолированной системы сохраняется только в том случае, если отсутствуют диссипативные силы. При наличии таких сил часть механической энергии может переходить в теплоту.
- В мире атомов и молекул диссипативные силы не существуют, а есть только силы межмолекулярного взаимодействия, являющиеся консервативными. Это позволяет расширить представление об энергии системы, если к макроскопической энергии тела добавить энергию беспорядочного молекулярного движения (внутреннюю энергию).

Первое начало термодинамики

$$\delta Q = dU + \delta A$$

Теплота δQ — мера энергии, переходящей от одного тела к другому в процессе теплопередачи.

Теплота δQ — это энергия в форме молекулярного движения, равная изменению внутренней энергии, происходящему без совершения работы.

Внутренняя энергия — это энергия хаотического теплового движения: кинетическая энергия движения молекул, потенциальная энергия их взаимодействия, кинетическая энергия движения атомов в молекулах и потенциальная энергия их взаимодействия.

Элементарная механическая работа сил давления $\delta A = p dV$ — это работа, совершаемая системой при бесконечно малом изменении объема dV против сил внешнего давления

Первое начало термодинамики

$$\delta Q = dU + \delta A$$

$\delta A > 0$ работа совершается системой

$\delta A < 0$ работа производится над системой

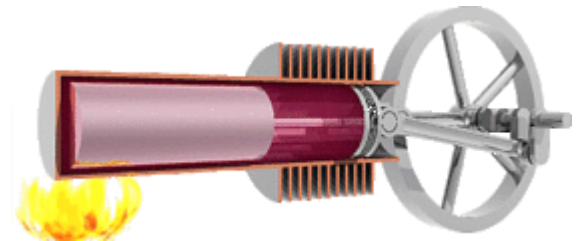
$\delta Q > 0$ система получает теплоту

$\delta Q < 0$ система отдает теплоту

Первое начало термодинамики часто формулируют как невозможность существования вечного двигателя первого рода, который совершал бы работу, не черпая энергию из какого-либо источника.



Двигатель



Термодинамика

- **Уравнение состояния (термическое) для жидкостей и газов с фиксированным числом частиц** – это уравнение, которое связывает P , V , T физически однородной системы, находящийся в состоянии термодинамического равновесия: $f(P, V, T, N)=0$

$$pV=Nk_B T$$

- **Уравнение состояния (калорическое)** определяет внутреннюю энергию системы как функцию двух ее параметров: $U=(N, V, T)$.

Внутренняя энергия идеального газа

- Внутренняя энергия идеального газа легко рассчитывается с использованием **теоремы о равнораспределении энергии по степеням свободы**.
- В состоянии термодинамического равновесия кинетическая энергия молекулы, приходящаяся на каждую поступательную и вращательную степень свободы, одинакова и равна $k_B T/2$.
- Внутренняя энергия молекул идеального газа равна сумме энергий теплового движения (поступательного, вращательного и колебательного) всех молекул, энергия каждой из которых $E = i k_B T/2$, где $i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вр}} + i_{\text{кол}}$ — число степеней свободы молекулы.

$$U = N \frac{i k T}{2} = \frac{M}{\mu} N_A \frac{i k T}{2} = \frac{M}{\mu} i \frac{R T}{2}$$

Процессы в идеальных газах

1. **Термодинамический процесс** – изменение состояния системы (хотя бы одного ее параметра состояния) со временем.
2. **Равновесный процесс** – непрерывная последовательность равновесных состояний системы, которая может быть представлена на любой диаграмме (например, p - V , V - T , T - p и др.) в виде некоторой кривой процесса.
3. **Обратимый процесс** – процесс перехода термодинамической системы из одного состояния в другое, который может протекать как в прямом, так и обратном направлении через те же промежуточные состояния.

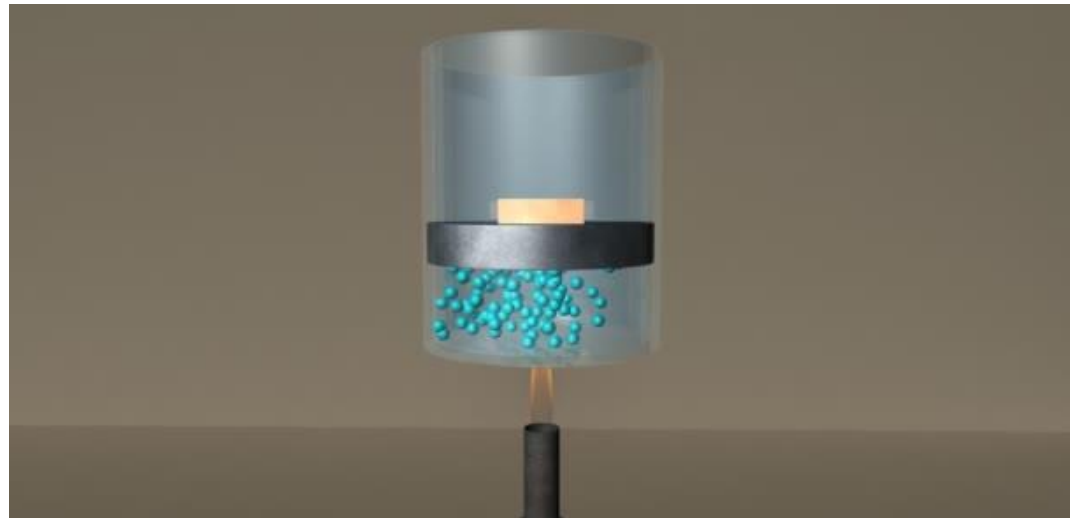
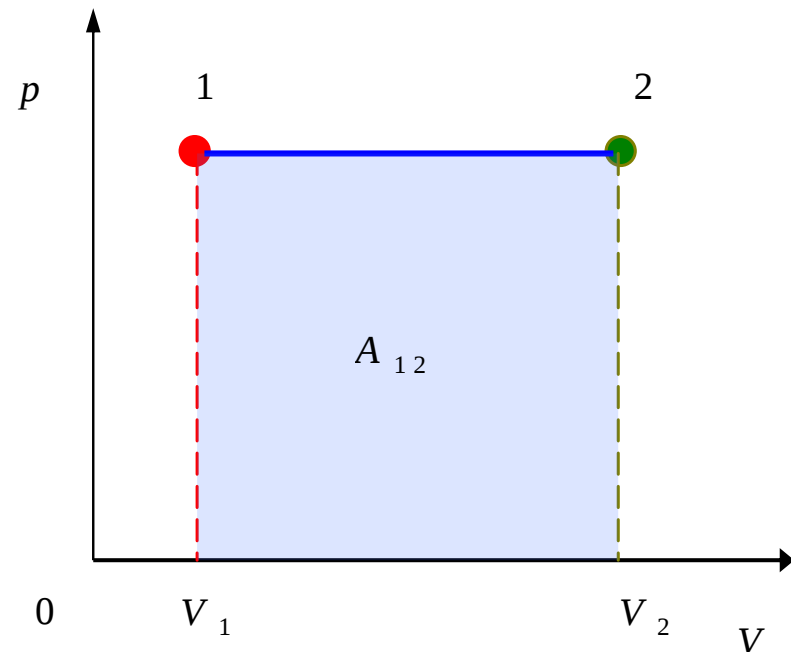
Процессы в идеальных газах

- **Уравнение процесса** – функциональная зависимость какого либо параметра системы при изменении другого параметра в ходе равновесного процесса.
- **Изобарический процесс** (*Закон Гей-Люссака*)
 $P = \text{const}$ (давление)
- **Изохорический процесс** (*Закон Шарля*)
 $V = \text{const}$ (объем)
- **Изотермический процесс** (*Закон Бойля–Мариотта*)
 $T = \text{const}$ (температура)

Элементарная механическая работа сил давления – это работа, совершаемая системой при бесконечно малом изменении объема dV против сил внешнего давления.

Изобарический процесс

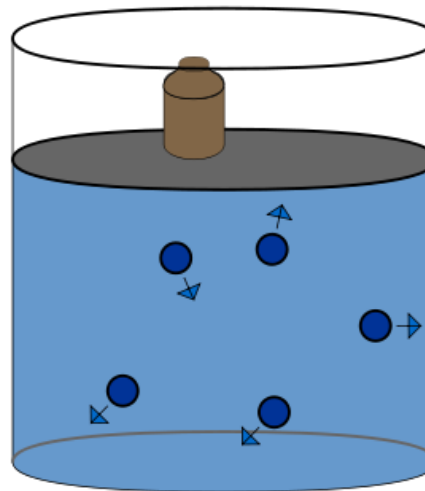
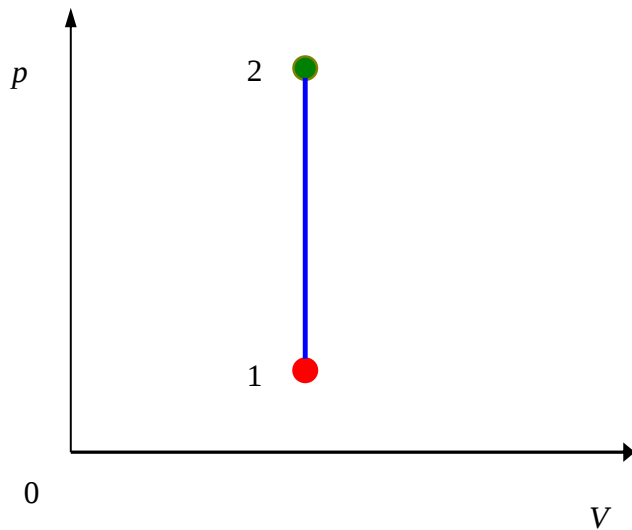
- Изобарический процесс** (*Закон Гей-Люссака*)
 $P = \text{const}$ (давление)



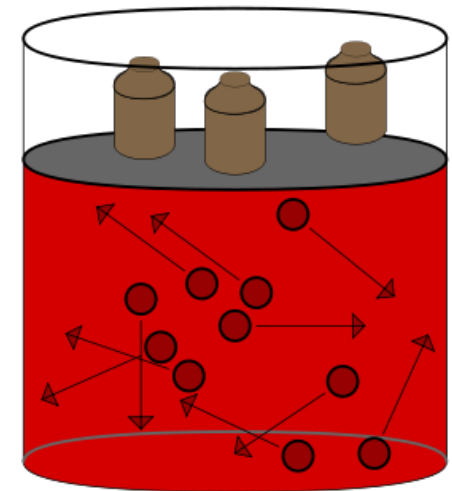
$$A_{12} = p_1(V_2 - V_1)$$

Изохорический процесс

- Изохорический процесс** (*Закон Шарля*)
 $V = \text{const}$ (объем)



$$T=T_0$$

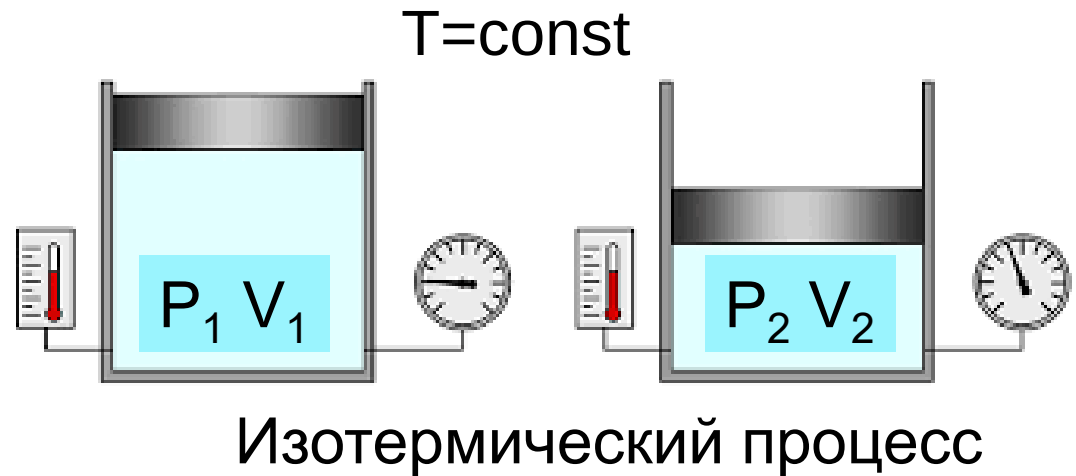
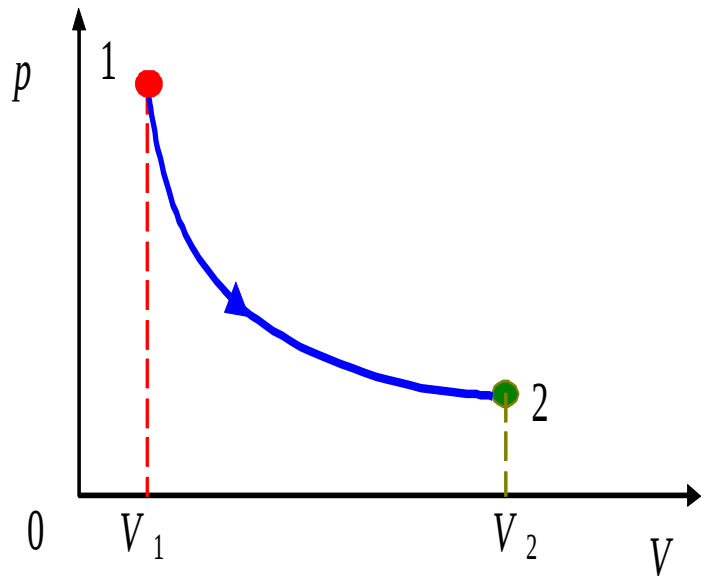


$$T=3T_0$$

$$A_{12}=0$$

Изотермический процесс

- Изотермический процесс** (*Закон Бойля–Мариотта*)
 $T = \text{const}$ (температура)



$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} RT \frac{dV}{V} = RT \ln V \Big|_{V_1}^{V_2} = RT \ln \frac{V_2}{V_1}.$$

Теплоемкость

- **Теплоемкость системы** – отношение количества теплоты δQ , которое следует подвести к системе, чтобы увеличить ее температуру на бесконечно малую величину dT , к этому изменению температуры.

$$C_s = \frac{\delta Q}{dT}$$

- **Удельная теплоемкость**

$$\bar{C} = \frac{\delta Q}{mdT}$$

- **Молярная теплоемкость**

$$C = \frac{\delta Q}{\nu dT}$$

Теплоемкость

- Теплоемкость идеального газа в изохорическом процессе

$$C_V = \frac{dU}{dT} = \frac{i}{2}R$$

- Теплоемкость идеального газа в произвольном процессе

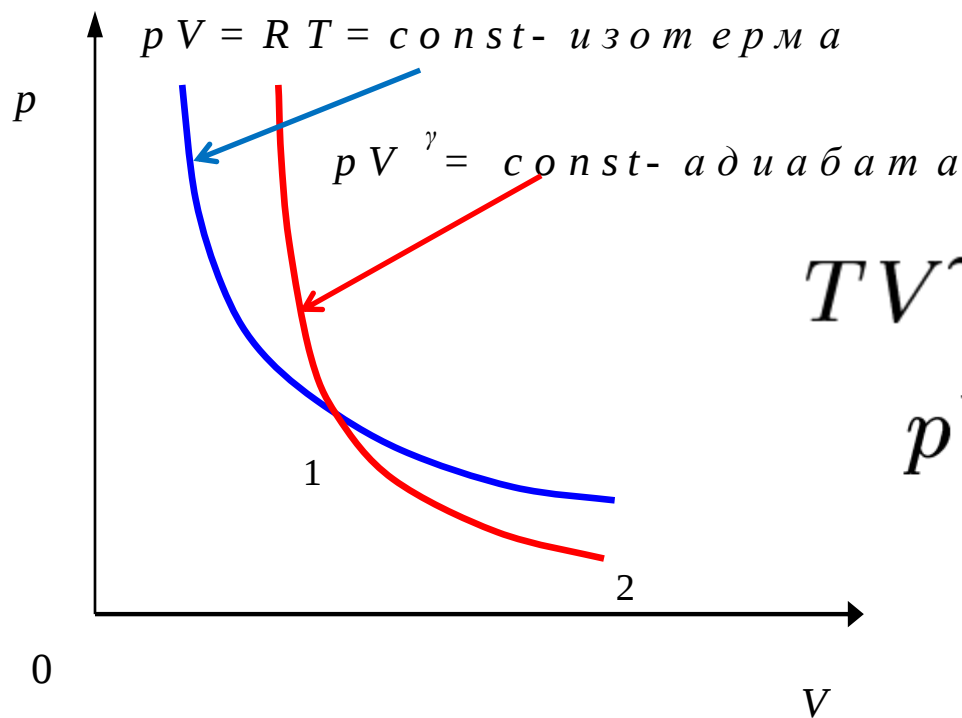
$$C = \frac{\delta Q}{dT} = C_V + p \frac{dV}{dT}$$

- Формула Майера $C_p = C_V + R$

Адиабатический процесс

- Адиабатический процесс

$$Q = \text{const} \text{ (теплота)}$$

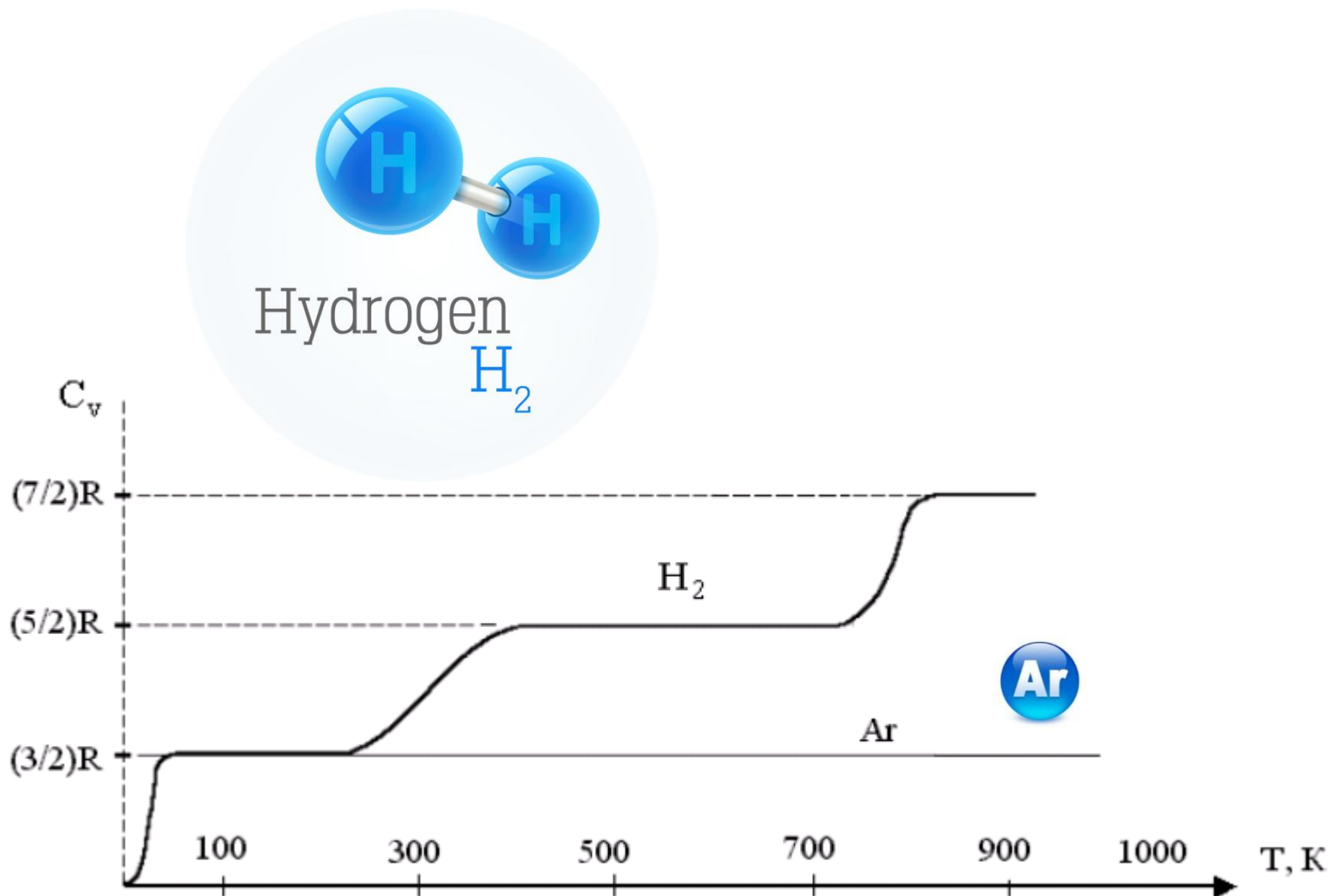


$$TV^{\gamma-1} = T_0V_0^{\gamma-1} = \text{const}$$

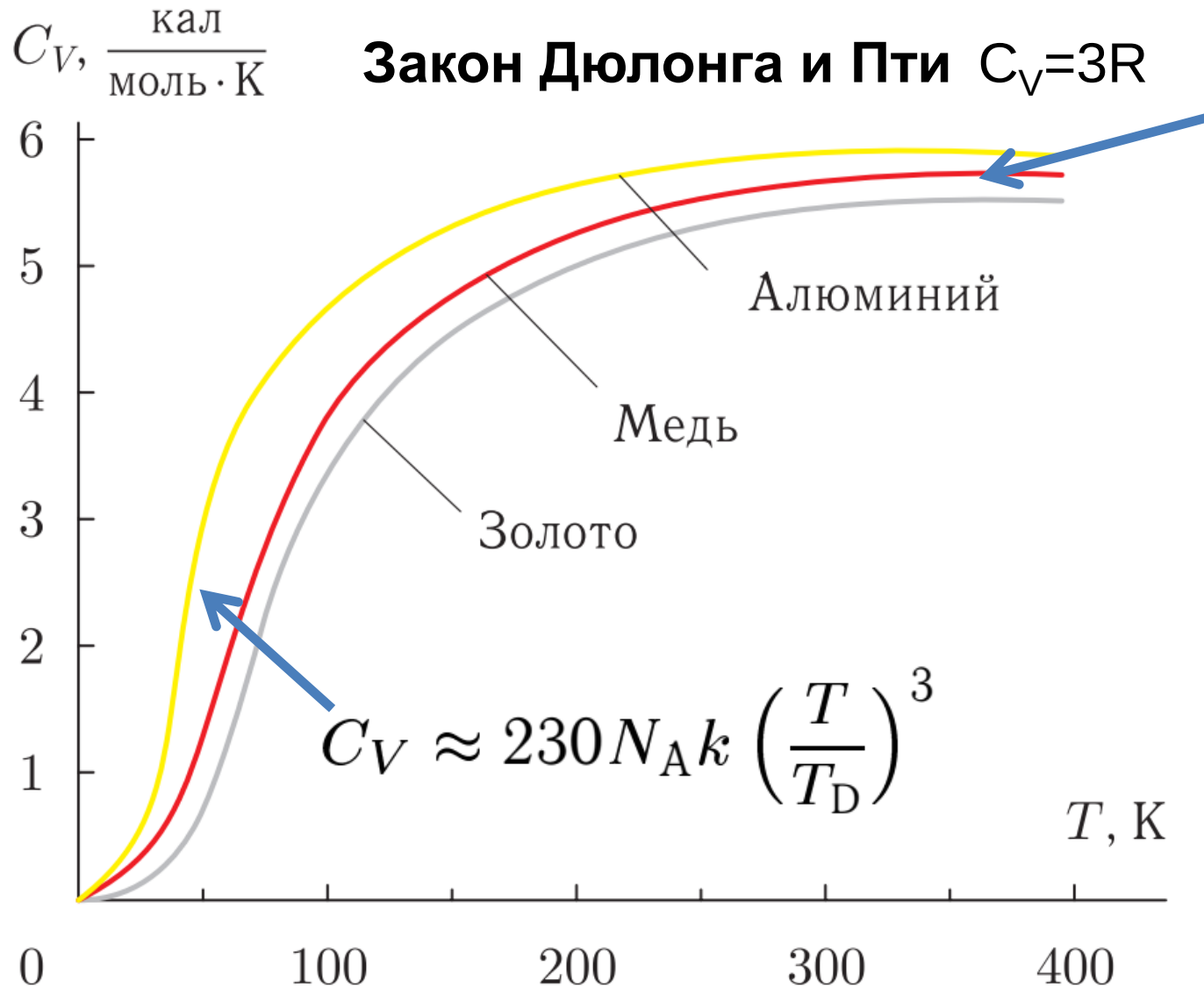
$$pV^\gamma = p_0V_0^\gamma = \text{const}$$

- Работа

Зависимость теплоемкости от температуры



Теплоемкость твердых тел



Политропический процесс

- **Политропический процесс** — это процесс, происходящий при постоянной теплоемкости $C = \text{const}$.

$$TV^{n-1} = T_0 V_0^{n-1} = \text{const}$$

$$pV^n = p_0 V_0^n = \text{const}$$

$$n = \frac{C - C_p}{C - C_V}$$