

Тема 1

общие сведения из технической термодинамики

1. Общие понятия и определения
2. Основные параметры состояния газа
3. Уравнение состояния идеального газа
4. Газовые смеси
5. Теплоемкость. Количество теплоты

1. Общие понятия и определения

Термодинамика изучает законы превращения энергии в различных процессах, происходящих в макроскопических системах и сопровождающихся тепловыми эффектами. Макроскопической системой называется любой материальный объект, состоящий из большого числа частиц. Размеры макроскопических систем несоизмеримо больше размеров молекул и атомов.

Техническая термодинамика изучает закономерности взаимного превращения тепловой и механической энергии и свойства тел, участвующих в этих превращениях. Вместе с теорией теплообмена она является теоретическим фундаментом теплотехники. На ее основе осуществляют расчет и проектирование всех тепловых двигателей, а также всевозможного технологического оборудования.

Рассматривая только макроскопические системы, термодинамика изучает закономерности тепловой формы движения материи, обусловленные наличием огромного числа непрерывно движущихся и взаимодействующих между собой микроструктурных частиц (молекул, атомов, ионов).

Физические свойства макроскопических систем изучаются статистическими термодинамическими методами. Статистический метод основан на использовании теории вероятностей и определенных моделей строения этих систем и представляет собой содержание статистической физики. Термодинамический метод не требует привлечения модельных представлений о структуре вещества и является феноменологическим (т. е. рассматривает «феномены» — явления в целом).

Термодинамическая система

- Термодинамическая система *представляет собой совокупность материальных тел, находящихся в механическом и тепловом взаимодействиях друг с другом и с окружающими систему внешними телами («внешней средой»)*.
- В самом общем случае система может обмениваться со средой и веществом (массообменное взаимодействие). Такая система называется открытой. Потоки газа или пара в турбинах и трубопроводах — примеры открытых систем. Если вещество не проходит через границы системы, то она называется закрытой.

Термодинамическая система

- Термодинамическую систему, которая не может обмениваться теплотой с окружающей средой, называют теплоизолированной или адиабатной. Примером адиабатной системы является газ, находящийся в сосуде, стенки которого покрыты идеальной тепловой изоляцией, исключающей теплообмен между заключенным в сосуде газом и окружающими телами. Такую изоляционную оболочку называют адиабатной. Система, не обменивающаяся с внешней средой ни энергией, ни веществом, называется изолированной (или замкнутой).
- Простейшей термодинамической системой является рабочее тело, осуществляющее взаимное превращение теплоты и работы. В двигателе внутреннего сгорания, например, рабочим телом является приготовленная в карбюраторе горючая смесь, состоящая из воздуха и паров бензина.

2. Основные параметры состояния газа

Давление обусловлено взаимодействием молекул рабочего тела с поверхностью и численно равно силе, действующей на единицу площади поверхности тела по нормали к последней. В соответствии с молекулярно-кинетической теорией давление газа определяется соотношением,

$$p = \frac{2}{3} n \frac{mv^2}{2}$$

где n — число молекул в единице объема;

m — масса молекулы; v^2 — средняя квадратическая скорость поступательного движения молекул.

В Международной системе единиц (СИ) давление выражается в паскалях ($1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$). Поскольку эта единица мала, удобнее использовать $1 \text{ кПа} = 1000 \text{ Па}$ и $1 \text{ МПа} = 10^6 \text{ Па}$.

Температура

Температурой *называется физическая величина, характеризующая степень нагретости тела*. Понятие о температуре вытекает из следующего утверждения: если две системы находятся в тепловом контакте, то в случае неравенства их температур они будут обмениваться теплотой друг с другом, если же их температуры равны, то теплообмена не будет.

С точки зрения молекулярно-кинетических представлений температура есть мера интенсивности теплового движения молекул. Ее численное значение связано с величиной средней кинетической энергии молекул вещества:

$$\frac{mv^2}{2} = \frac{3}{2} kT$$

где k — постоянная Больцмана, равная $1,380662 \cdot 10^{-23}$ Дж/К. Температура T , определенная таким образом, называется абсолютной.

Температура

В системе СИ единицей температуры является кельвин (К); на практике широко применяется градус Цельсия (°С).

Соотношение между абсолютной T и стогоградусной t температурами имеет вид

$$T = t + 273,15$$

В промышленных и лабораторных условиях температуру измеряют с помощью жидкостных термометров, пирометров, термопар и других приборов.

Удельный объем

- Удельный объем v — это объем единицы массы вещества. Если однородное тело массой M занимает объем V , то по определению
- $V_{\text{уд}} = V/M$.
- В системе СИ единица удельного объема $1 \text{ м}^3/\text{кг}$. Между удельным объемом вещества и его плотностью существует очевидное соотношение:
 $V_{\text{уд}} = 1/\rho$

Уравнение состояния идеального газа

Для равновесной термодинамической системы существует функциональная связь между параметрами состояния, которая называется уравнением состояния. Опыт показывает, что объем, температура и давление простейших систем, которыми являются газы, пары или жидкости, связаны термическим уравнением состояния вида:

$$f(p, V, T) = 0$$

Уравнение состояния идеального газа

Для идеального газа выполняется уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$PV = \nu RT$$

$R = 8,31$ Дж/(К · моль) — универсальная газовая постоянная.

Модель идеального газа:

газ называется идеальным, если можно пренебречь: размерами молекул по сравнению с расстояниями между ними; силами межмолекулярного взаимодействия и потенциальной энергией взаимодействия.

Объединённый газовый закон

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

Для двух состояний газа при постоянной массе газа:

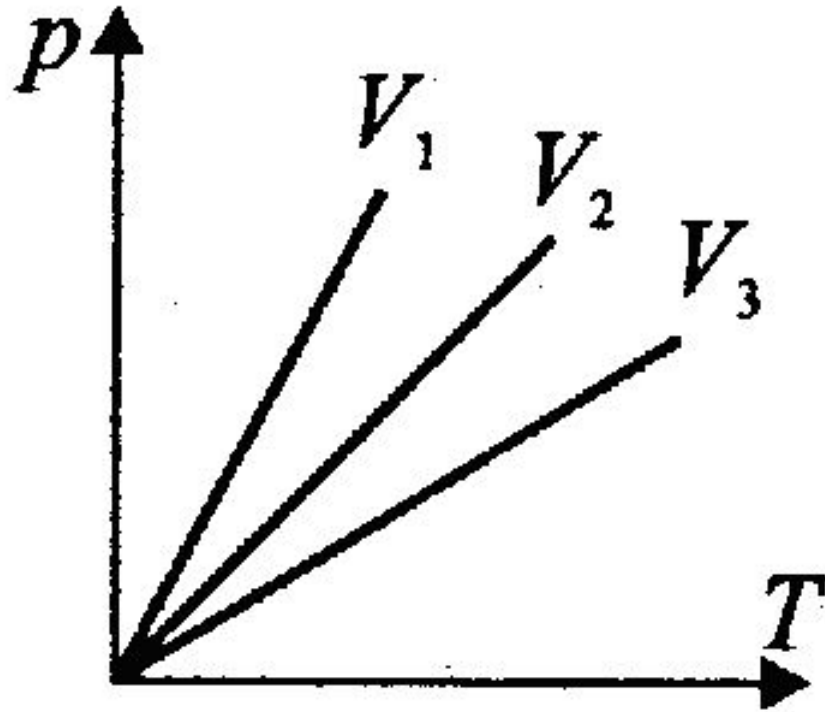
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Изопроцессы

На практике трудно одновременно наблюдать за изменением всех параметров, поэтому один из параметров поддерживают **ПОСТОЯННЫМ**.

Такие процессы называют **изопроцессами**. Для равновесных процессов возможно их графическое представление.

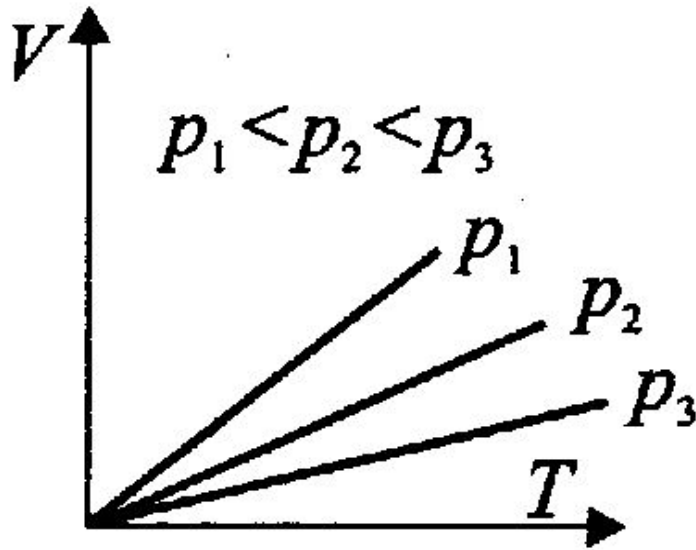
Изохорный процесс $V = \text{const}$



$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \text{const}$$

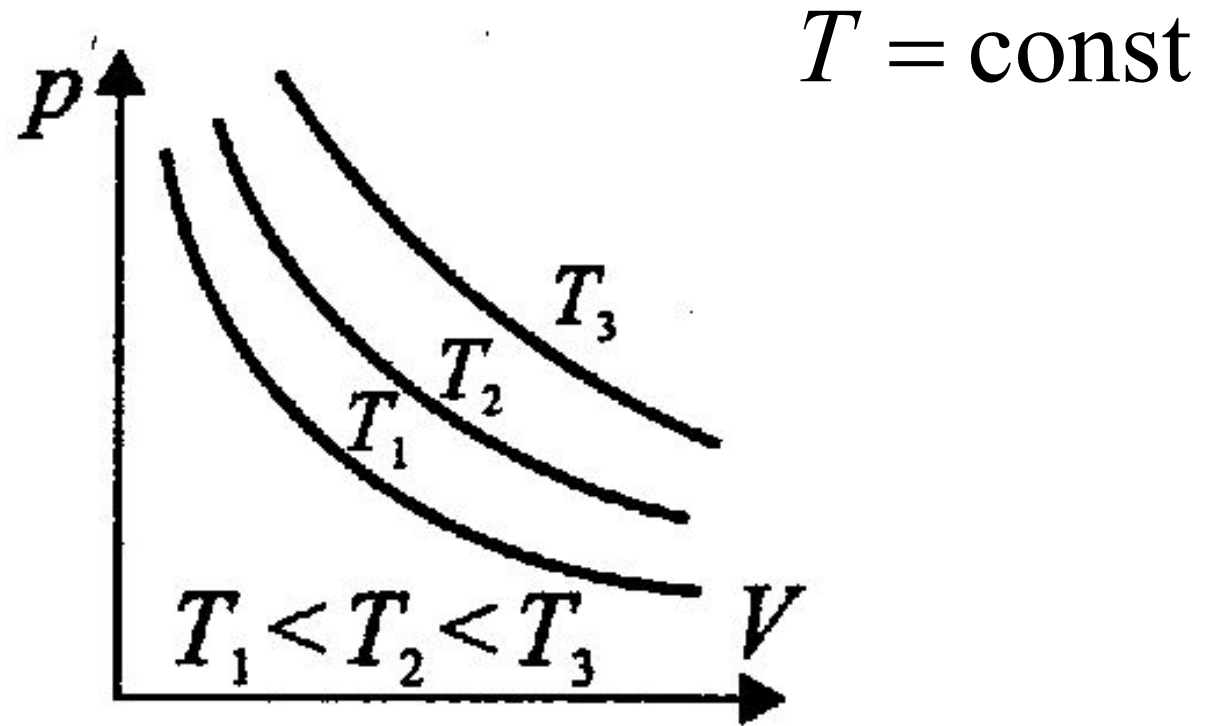
Изобарный процесс

$$P = \text{const}$$



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

Изотермический процесс



$$PV = \text{const}$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории

устанавливает связь между макроскопическими и микроскопическими параметрами.

Микроскопические параметры: масса, импульс, кинетическая энергия отдельных молекул.

$$P = \frac{1}{3} n m \bar{V}^2$$

Давление газа на стенки сосуда обусловлено передачей молекулами своего импульса стенкам сосуда.

Учитывая, что

$$\bar{\varepsilon}_k = m\bar{V}^2 / 2$$

получим

$$P = \frac{2}{3} n \bar{\varepsilon}_k$$

Уравнение Менделеева-Клапейрона
можно переписать так:

$$PV = \frac{N}{N_A} RT, \quad P = nkT$$

Здесь

$$n = \frac{N}{V} \quad \text{– концентрация молекул.}$$

$$k = \frac{8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К}$$

– постоянная Больцмана.

Сравнивая

$$P = \frac{2}{3} n \bar{\varepsilon}_k \quad P = nkT$$

Получим для **средней кинетической энергии поступательного движения молекулы**

$$\bar{\varepsilon}_k = \frac{3}{2} kT$$

4. Газовые смеси

Закон Дальтона

Рассмотрим смесь газов, состоящую из N типов молекул. В единице объема содержится n молекул:

$$n = n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_N$$

Тогда:

$$p = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots + n_N)kT$$

Парциальные (partial), т.е. частичные давления:

$$n_1 k T = p_1$$

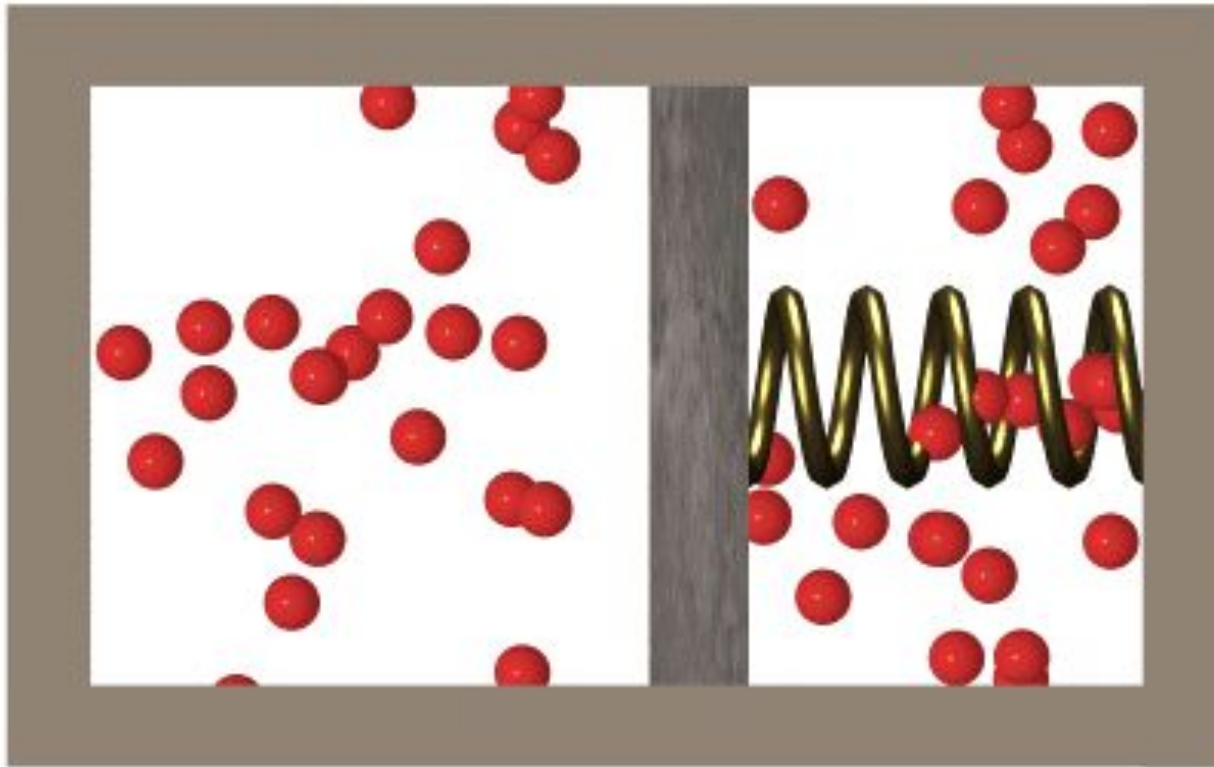
$$n_2 k T = p_2$$

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_N = \sum_{i=1}^N p_i$$

Эта формула выражает закон *Дальтона*:
давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений газов, образующих смесь

$$p = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_N = \sum_{i=1}^N p_i$$

Иллюстрация основного уравнения МКТ



В общем случае средняя кинетическая энергия молекулы равна:

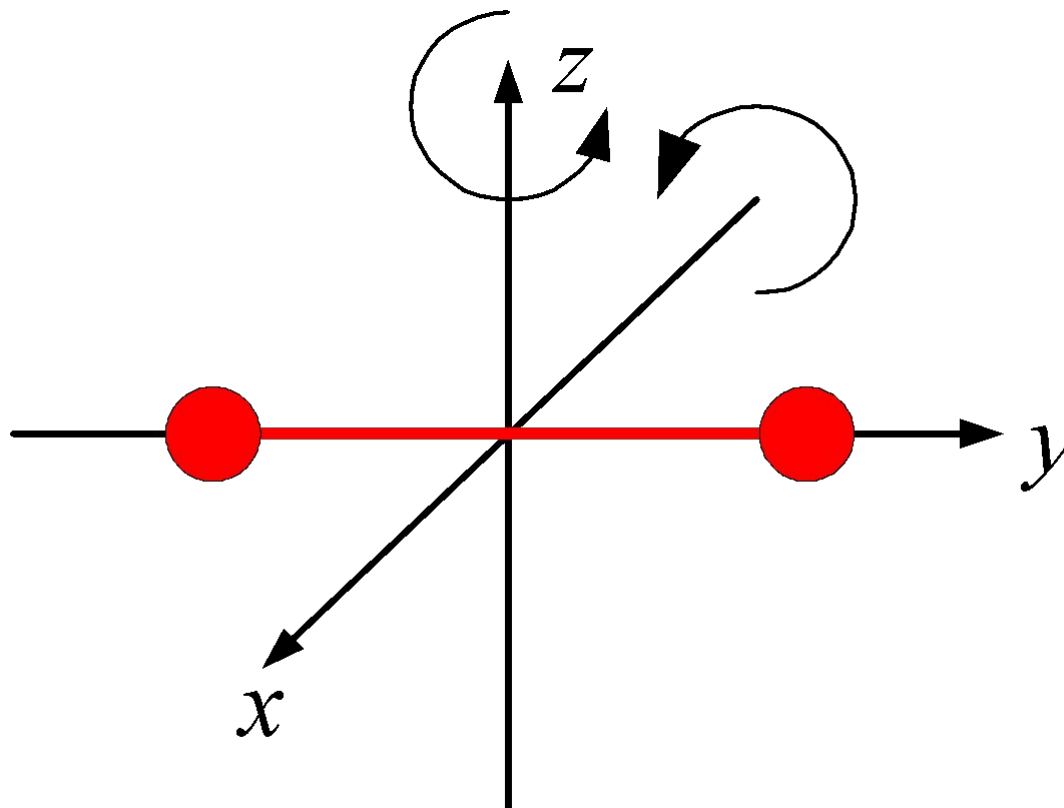
$$\varepsilon_k = \frac{i}{2} kT$$

i — число степеней свободы молекулы.

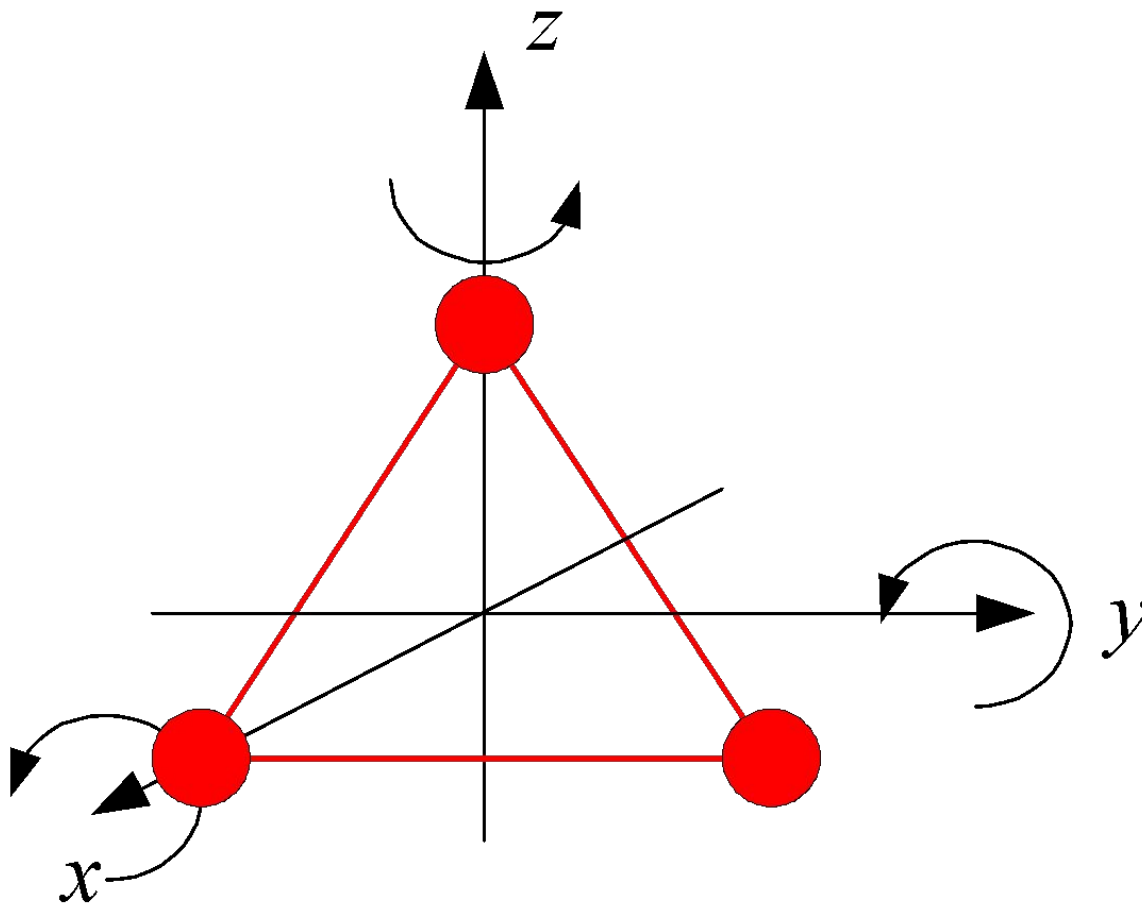
Энергия молекулы равномерно распределяется по степеням свободы.

Число независимых друг от друга движений тела (или независимых координат, определяющих его положение в пространстве) называется числом степеней свободы.

Двухатомная молекула



Многоатомная молекула



Одноатомная молекула

Модель молекулы одноатомного газа – материальная точка, для описания ее положения в пространстве задаются 3 координаты, т. е. 3 степени свободы.

Одноатомная молекула: $i = 3$. Д

Двухатомная молекула с жесткой связью:
 $i = 5$ - три поступательных и две
вращательных;

Молекула, **имеющая три (и более) атомов**, характеризуется числом $i = 6$ - три поступательных и три вращательных степени свободы.

5. Количество теплоты. Теплоемкость

Приращение внутренней энергии в процессе чистого теплообмена называется **количеством теплоты** или просто – **теплотой (Q)**.

Теплота – это процесс изменения внутренней энергии за счет хаотического (неупорядоченного) движения молекул.

Количество теплоты, необходимое для нагревания тела на один кельвин, называется **теплоемкостью тела**

$$C = \frac{\delta Q}{dT} \left(\frac{\text{Дж}}{\text{К}} \right)$$

Удельная теплоёмкость

$$c = \frac{C}{m} = \frac{\delta Q}{m dT} \left(\frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}} \right)$$

Молярная теплоёмкость

$$C_m = \frac{\delta Q}{\nu \cdot dT} = M c \left(\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right)$$

Уравнение Майера

$$c_p = c_v + R$$

Это соотношение называется уравнением Майера и является одним из основных в технической термодинамике идеальных газов. В процессе $v = \text{const}$ теплота, сообщаемая газу, идет лишь на изменение его внутренней энергии, тогда как в процессе $p = \text{const}$ теплота расходуется и на увеличение внутренней энергии и на совершение работы против внешних сил. Поэтому c_p больше c_v на величину этой работы.