



**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ
РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**

**Белорусский национальный
технический университет**

Кафедра «Промышленная теплоэнергетика и теплотехника»

**ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ЦИКЛЫ
АТОМНЫХ ЭЛЕКТРИЧЕСКИХ СТАНЦИЙ.
ИДЕАЛЬНЫЕ ГАЗЫ**

Пособие

**Минск
БНТУ
2026**

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ
Белорусский национальный технический университет

Кафедра «Промышленная теплоэнергетика и теплотехника»

ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ЦИКЛЫ АТОМНЫХ ЭЛЕКТРИЧЕСКИХ СТАНЦИЙ. ИДЕАЛЬНЫЕ ГАЗЫ

Пособие
для студентов специальности 7-07-0712-03
«Проектирование и эксплуатация атомных электрических станций»

*Рекомендовано учебно-методическим объединением
по образованию в области энергетики и энергетического оборудования*

Минск
БНТУ
2026

УДК 621.039.534.3+621.1.016.7(075.8)

ББК 31.31я7

Т35

С о с т а в и т е л и:

И. Л. Иокова, Ю. П. Ярмольчик, П. П. Храмцов

Р е ц е н з е н т ы:

кафедра «Промышленная теплоэнергетика и экология»

Гомельского государственного технического университета им. П. О. Сухого

(зав. каф., канд. техн. наук, доцент *Е. Н. Макеева*);

заведующий технологическим отделом инженерно-технологического центра

РУП «БЕЛТЭИ», канд. техн. наук, доцент *А. А. Бобич*

Т35 Термодинамические циклы атомных электрических станций. Идеальные газы : пособие для студентов специальности 7-07-0712-03 «Проектирование и эксплуатация атомных электрических станций» / сост.: И. Л. Иокова, Ю. П. Ярмольчик, П. П. Храмцов. – Мн. : БНТУ, 2026. – 92 с.
ISBN 978-985-31-0188-1.

Пособие составлено как дополнение к лекционному и практическому материалу по дисциплине «Термодинамические циклы атомных электрических станций». Содержит краткие теоретические сведения по изучаемой дисциплине, тесты для самопроверки, задачи для решения на практических занятиях и самостоятельной работы.

Пособие предназначено для студентов высших учебных заведений, обучающихся по специальности 7-07-0712-03 «Проектирование и эксплуатация атомных электрических станций».

УДК 621.039.534.3+621.1.016.7(075.8)

ББК 31.31я7

ISBN 978-985-31-0188-1

© Белорусский национальный
технический университет, 2026

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ	4
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ	6
1.1. Теоретическая часть	6
1.2. Практическая часть	8
2. ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ	11
2.1. Теоретическая часть	11
2.2. Практическая часть	16
3. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ, ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ	19
3.1. Теоретическая часть	19
3.2. Практическая часть	25
4. СМЕСИ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ	28
4.1. Теоретическая часть	28
4.2. Практическая часть	35
5. ТЕПЛОЕМКОСТЬ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ	39
5.1. Теоретическая часть	39
5.2. Практическая часть	47
6. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ	51
6.1. Теоретическая часть	51
6.1.1. Первый закон термодинамики	51
6.1.2. Второй закон термодинамики	56
6.1.3. Объединенные выражения для первого и второго законов термодинамики	60
6.1.4. Третий закон термодинамики	62
6.2. Практическая часть	63
7. ОСНОВНЫЕ ПРОЦЕССЫ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ	67
7.1. Теоретическая часть	67
7.1.1. Изохорный процесс	67
7.1.2. Изобарный процесс	68
7.1.3. Изотермический процесс	71
7.1.4. Адиабатный процесс	73
7.1.5. Политропный процесс	76
7.2. Практическая часть	83
ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ	87
ЛИТЕРАТУРА	89
ПРИЛОЖЕНИЕ А	90
ПРИЛОЖЕНИЕ Б	91

ВВЕДЕНИЕ

В связи со стремительным развитием техники и, тем самым, все возрастающим потреблением электричества, ядерная энергетика становится все более актуальным и определяющим этапом развития Республики Беларусь.

Использование ядерной энергии позволяет наиболее эффективно решать такие вопросы как: наращивание энергетических мощностей, ресурсосбережения, снижения загрязнения окружающей среды продуктами сгорания топлива.

Первая в мире атомная электростанция (АЭС) была создана и введена в эксплуатацию в СССР еще в далеком 1954 г., открыв, таким образом, новую эру энергетики [1].

Белорусская АЭС была введена в эксплуатацию в 2020 г., а в 2025 г. принято решение о сооружении еще одного энергоблока, при этом параллельно со строительством третьего энергоблока будет организована работа по исследованию площадок на территории Могилевской области, где в дальнейшем в условиях роста электропотребления может быть принято решение о создании дополнительных атомных мощностей [2, 3].

Дисциплина «Термодинамические циклы атомных электрических станций» является фундаментом для дальнейшего детального изучения строения и эксплуатации оборудования АЭС, а также последующей успешной работы выпускников специальности 7-07-0712-03 «Проектирование и эксплуатация атомных электрических станций» на АЭС.

В основе дисциплины «Термодинамические циклы атомных электрических станций» лежит наука «Термодинамика». Термодинамика (греч. θερμη – «тепло», δυναμις – «сила») – наука, изучающая наиболее общие свойства макроскопических систем и способы передачи и превращения энергии в таких системах [4].

Целью изучения учебной дисциплины является формирование у студентов комплекса знаний по технической термодинамике, современным методам исследования тепловых процессов и термодинамических циклов АЭС.

Основными задачами учебной дисциплины являются: изучение фундаментальных законов осуществления тепловых процессов; освоение методов решений практических задач, связанных с термодинамическими циклами; формирование основной терминологии специально-

сти; изучение методов оптимизация работы теплоэнергетического оборудования; подготовка студентов для изучения специальных теплоэнергетических дисциплин в дальнейшем.

Пособие содержит краткие теоретические сведения по изучаемой дисциплине [4–8]. Для самостоятельной работы в пособии предусмотрены тесты и задачи [9,10].

Для написания пособия использовались следующие литературные источники: «Термодинамические циклы, схемы и энергооборудование атомных электростанций» А. А. Канаева, Е. Ф. Ратникова, И. З. Коппа, «Сборник задач по технической термодинамике» О. М. Рабиновича, «Техническая термодинамика» Б. М. Хрусталёва.

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ

1.1. Теоретическая часть

Исторически термодинамика возникла на рубеже XVIII и XIX вв. как наука, изучающая переход теплоты в механическую работу. В то время тепловые машины были уже широко распространены, и надо было подвести теоретические основы их работы.

Термодинамика — это наука, изучающая законы превращения энергии в различных процессах, сопровождающихся тепловыми эффектами.

Еще в начале XX в. главной задачей термодинамики считали исследование проблем преобразования одних видов энергии в другие. Сегодня «термодинамика» представляет собой более широкое понятие.

Основная инженерная задача термодинамики — указать инженерам способы подсчета и увеличения эффективности или коэффициента полезного действия (КПД) самых разных организмов — от машинных до биологических (генная инженерия).

Современная термодинамика является не только инженерной наукой, но и важной составной частью теоретической физики. Термодинамика связана с такими именами как Карно, Майер, Джоуль, Планк, Клаузиус, лорд Кельвин (Уильям Томсон), Менделеев, Нернст и др.

Объект термодинамического исследования называют термодинамической системой.

Термодинамическая система — выделенная из окружающего мира условной замкнутой поверхностью часть пространства вместе с находящимися в ней телами и полями.

Все, что не включено в систему, но может взаимодействовать с ней, называют **окружающей средой**.

Ограничивающую систему поверхность называют границей термодинамической системы или ее **контрольной поверхностью**.

В настоящее время именно вид термодинамической системы определяет деление термодинамики как науки на множество ее конкретных приложений: техническая термодинамика (изучает эффективность технических систем); химическая термодинамика (изучает поведение термодинамической системы с учетом химических реакций); классическая термодинамика (пренебрегающая пространственными координатами и временем) и т. д. Современная термодинамика насчитывает более 10 разделов.

Материю, составляющую термодинамическую систему, удобно разделить на вещество и поле. Под **веществом** понимают материю, обладающую массой покоя. **Поле** может быть электростатическим, магнитным, электромагнитным (излучение), гравитационным и внутриядерным.

Во многих случаях в качестве системы берут макроскопическое тело, состоящее из большого числа частиц. При решении технических задач такую систему называют **рабочим телом**. Рабочее тело является необходимым посредником (агентом), с помощью которого в тепловых машинах и установках получают работу, теплоту или холод. Оно может состоять как из одного, так и из нескольких индивидуальных веществ, называемых его **компонентами**. В большинстве случаев речь идет о газообразном теле, представляющим собой идеальный, либо реальный газ. Реальное рабочее тело может представлять собой гомогенную или гетерогенную систему.

Гомогенной (однородной) называют систему, состоящую из одной фазы вещества или имеющую одинаковые физические свойства во всех своих частях.

Гетерогенной (неоднородной или прерывной) называется система, состоящая из нескольких гомогенных термодинамических систем.

Под **фазой** понимают совокупность всех гомогенных частей системы, которые при отсутствии взаимодействий с окружающей средой являются физически однородными. Понятие фазы не полностью совпадает с понятием агрегатного состояния вещества (твердое, жидкое, газообразное). В пределах одного и того же агрегатного состояния вещество может иметь несколько фаз. Так, для воды известно несколько модификаций твердого состояния (льда), являющихся ее различными твердыми фазами.

Изолированная термодинамическая система никак не взаимодействует с окружающей средой, однако в такой системе отдельные части (подсистемы) могут взаимодействовать между собой.

Систему, не обменивающуюся с окружающей средой теплотой, называют **термически изолированной** или **адиабатной**.

Неизолированная термодинамическая система взаимодействует с окружающей средой, причем число возможных взаимодействий (механическое, тепловое, электростатическое и др.) определяет число степеней свободы термодинамической системы.

Термодинамическая система называется **закрытой** или **замкнутой**, если она не может обмениваться веществом с другими системами. Термодинамическая система может быть закрытой, но масса отдельных ее частей может изменяться (например, при фазовом переходе жидкость – пар), поэтому такие системы получили название **неоднородных**.

Термодинамические системы, которые могут обмениваться веществом с другими системами, называются **открытыми**.

Источником теплоты в термодинамике, как правило, является элемент окружающей среды, приведенный в контакт с системой и обладающий температурой, отличающейся от температуры системы. Если температура источника выше температуры системы, то его называют **горячим**, если ниже – **холодным**.

Состояние рабочего тела называют **стационарным**, если оно не изменяется во времени.

Стационарное состояние рабочего тела называют **равновесным**, если никакие термодинамические процессы не происходят. Равновесные состояния свойственны только изолированным системам.

Совокупность последовательных состояний термодинамической системы называется **термодинамическим процессом**. Если термодинамическая система проходит практически равновесные состояния, то такой процесс, протекающий бесконечно медленно, называется **обратимым** или **квазистатическим**. При совершении прямого и обратного обратимого процесса термодинамическая система приходит в исходное состояние, а в окружающей среде не происходит никаких изменений, в противном случае процесс является **необратимым** или **неравновесным**.

Физические величины, характеризующие систему в состоянии равновесия, называют термодинамическими параметрами состояния системы или просто **параметрами состояния**.

1.2. Практическая часть

Тесты для самопроверки

1. Объект термодинамического исследования – это:
 - 1) окружающая среда;
 - 2) агрегатное состояние вещества;
 - 3) термодинамическая система;
 - 4) термодинамический процесс.

2. С каким агрегатным состоянием вещества может совпадать понятие фаза?

- 1) жидким;
- 2) твердым;
- 3) газообразным;
- 4) с любым из вышеперечисленных.

3. Какая термодинамическая система никак не взаимодействует с окружающей средой?

- 1) изолированная;
- 2) неоднородная;
- 3) замкнутая;
- 4) закрытая.

4. Состояние рабочего тела называют ..., если оно не изменяется во времени.

- 1) нестационарным;
- 2) стационарным;
- 3) равновесным;
- 4) не подходит ни один из вышеперечисленных вариантов.

5. Какая термодинамическая система не может обмениваться веществом с другими системами?

- 1) изолированная;
- 2) адиабатная;
- 3) открытая;
- 4) закрытая.

6. Как называются все величины, характеризующие термодинамическое состояние системы?

- 1) параметры состояния;
- 2) равновесные параметры;
- 3) источники;
- 4) рабочие точки.

7. Как называется совокупность последовательных состояний термодинамической системы?

- 1) параметром состояния;
- 2) термодинамическим процессом;
- 3) стационарным состоянием;
- 4) равновесным состоянием.

8. Какая термодинамическая система является однородной?

1. стационарная;
2. адиабатная;
3. гомогенная;
4. гетерогенная.

9. Источник теплоты называют ..., если его температура выше температуры системы.

- 1) гомогенным;
- 2) гетерогенным;
- 3) горячим;
- 4) холодным.

10. ... является необходимым посредником, с помощью которого в тепловых машинах и установках получают работу, теплоту или холод.

- 1) окружающая среда;
- 2) термодинамическая система;
- 3) источник теплоты;
- 4) рабочее тело.

2. ПАРАМЕТРЫ СОСТОЯНИЯ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

2.1. Теоретическая часть

Все величины, характеризующие состояние термодинамической системы, называются ее **параметрами состояния**. К основным термодинамическим параметрам (наиболее часто используемым) относятся: абсолютное давление p , удельный объем v и абсолютная температура T . Этих параметров (p , v , T) абсолютно достаточно для полного описания состояния термодинамической системы в конкретный момент времени. Рассмотрим каждый параметр в отдельности.

Давление – величина, определяемая отношением нормальной, то есть направленной перпендикулярно к поверхности, на которую она действует, силы к площади этой поверхности.

Приборы для измерения давления классифицируют следующим образом: барометры, манометры и вакуумметры.

Сам прибор для измерения давления может называться иначе, входить в состав более сложного механизма или выполнять несколько функций одновременно: тягомер, тонометр и т. д., но классифицироваться при этом все равно будет как манометр или вакуумметр. Мановакуумметры позволяют при одних условиях измерять вакуумметрическое давление, а при других – манометрическое давление.

Барометрами измеряют атмосферное давление B ($p_{\text{бар}}$) на уровне земли, манометрами – давление, которое больше атмосферного $p_{\text{ман}}$ ($p_{\text{изб}}$) – манометрическое (избыточное), а вакуумметрами – давление меньше атмосферного $p_{\text{вак}}$ ($p_{\text{раз}}$) – вакуумметрическое (давление разрежения) (рис. 2.1).

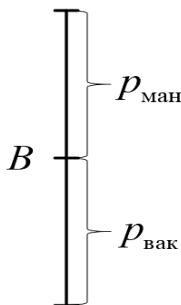


Рис. 2.1. Соотношения между давлениями

Термодинамическим параметром состояния является только абсолютное давление $p_{\text{абс}}$ (p), которое отсчитывается от абсолютного нуля давления (абсолютного вакуума) (рис. 2.2).

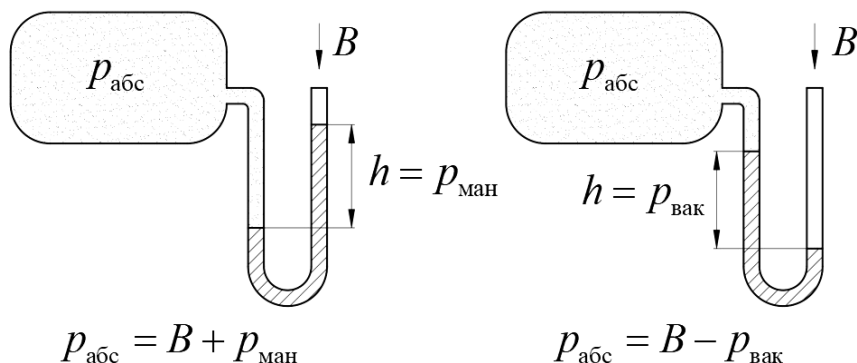


Рис. 2.2. Определение абсолютного давления

Манометрическое давление – это разница между абсолютным и барометрическим давлением: $p_{\text{ман}} = p_{\text{абс}} - B$. **Разряжением (вакуумом)** называется разница между атмосферным давлением и абсолютным давлением той среды, где оно измеряется: $p_{\text{вак}} = B - p_{\text{абс}}$.

Естественно, арифметические действия необходимо выполнять с величинами, выраженными в одних и тех же единицах измерения давления.

Согласно Международной системе единиц (СИ), давление имеет единицу величины Н/м^2 и называется Паскаль (Па). $1 \text{ Па} = 1 \text{ Н/м}^2$, но встречаются и другие так называемые внесистемные единицы измерения давления:

- ат – техническая атмосфера, обозначаемая иногда ати (избыточная техническая атмосфера) или ата (абсолютная техническая атмосфера);
- атм – физическая атмосфера – это давление атмосферного воздуха на уровне моря;
- бар (bar) – бары;
- кг/см^2 (кгс/см^2 или кГ/см^2) – килограмм-сила на сантиметр квадратный;
- мм – высота столба жидкости, наиболее часто распространенные (ртуть, вода, спирт): мм рт. ст., мм вод. ст. и мм спирт. ст.

Соотношения между некоторыми единицами измерения давления:

1 ат = 1 кг/см² = 10⁴ кг/м² = 9,81 · 10⁴ Па (Н/м²);

1 ат = 735,6 мм рт. ст. = 10⁴ мм вод. ст. (при 0 °С);

1 атм = 760 мм рт. ст. = 101 325 Па.

Соотношения между наиболее часто используемыми единицами измерения давления представлены в табл. 2.1.

Таблица 2.1

Соотношения между единицами измерения давления

Ед. изм.	Па	бар	мм рт. ст.	мм вод. ст.
Па	1	10 ⁻⁵	7,5024 · 10 ⁻³	0,102
бар	10 ⁵	1	750,24	1,02 · 10 ⁴
мм рт. ст.	133,322	1,33322 · 10 ⁻³	1	13,6
мм вод. ст.	9,8067	9,8067 · 10 ⁻⁵	7,35 · 10 ⁻²	1

Использование жидкостных приборов требует приведения высоты столба жидкости при температуре отличной от 0 °С, во избежание больших погрешностей измерений, к 0 °С. Для технических расчетов обычно приводят показания к 0 °С только ртутные приборы.

Существует 2 способа приведения показаний ртутных приборов к 0 °С:

1) по формуле. Для ртути:

$$p_0 = p(1 - 0,000172 \cdot t_{\text{рт}}), \quad (2.1)$$

где 0,000172 – коэффициент объемного расширения ртути;

$t_{\text{рт}}$ – температура ртути в приборе отличная от 0 °С, °С.

2) с использованием таблиц поправок (погрешностей) на температуру ртути (табл. 2.2).

Таблица 2.2

Поправки на температуру ртути в приборе

t ртути ($t_{\text{рт}}$), °С	0	5	10	15	20	25	30
Поправка на 1000 мм рт. ст.	0	0,87	1,73	2,59	3,45	4,31	5,17

Необходимая поправка вычисляется с помощью составления пропорции.

Если температура, при которой находилась ртуть в приборе (длительно), выше 0 °С, то полученная в результате расчета поправка отнимается от показаний прибора.

Если температура ртути в приборе ниже 0 °С, то поправка прибавляется к показаниям прибора.

Для характеристики объема, занимаемого единицей массы вещества, вводится понятие **удельного объема**. Удельный объем v , измеряемый в м³/кг, связан с массой вещества m и его объемом V следующим соотношением:

$$v = \frac{V}{m}, \quad \frac{\text{м}^3}{\text{кг}}. \quad (2.2)$$

Величину, обратную удельному объему, называют **плотностью**:

$$\rho = \frac{1}{v} = \frac{m}{V}, \quad \frac{\text{кг}}{\text{м}^3}. \quad (2.3)$$

Температура – мера нагретости тела. Она является физической величиной, характеризующей интенсивность хаотического движения частиц, образующих систему.

На сегодняшний день существует более 10 шкал измерения температуры: Цельсия (°C), Фаренгейта (°F), Кельвина (K), Реомюра (°R), Ремера (°Rø), Ранкина (°Ra), Делиля (°D), Гука (°H), Дальтона (°Da), Ньютона (°N), Уэджвуда (°W), лейденская (°L) и др. В настоящее время наиболее распространенными являются шкалы Цельсия, Фаренгейта и Кельвина. Все единицы измерения температур обозначаются знаком «градус», кроме Кельвина (с 1968 г.), то есть верно писать: 23 °С, 73 °F, но 293 K.

Термодинамический параметр – это абсолютная температура и измеряется она по шкале Кельвина.

Термодинамическая температурная шкала установлена по температуре, при которой лед, жидкая вода и пар находятся в равновесии друг с другом (так называемая «основная тройная точка» воды) и она равна 273,16 K, так как эта температура одновременно составляет 0,01 °С, а $\Delta T, K = \Delta t, ^\circ\text{C}$, то начало отсчета по термодинамической температурной шкале соответствует температуре –273,15 °С (рис. 2.3).



Рис. 2.3. Соотношения между температурными шкалами Цельсия и Кельвина

Таким образом температура, выраженная в Кельвинах, связана с температурой в градусах Цельсия следующим соотношением:

$$T = t + 273,15 \text{ K.} \quad (2.4)$$

Абсолютный ноль или ноль температуры (0 K) – минимальная температура, которую может иметь физическое тело во Вселенной. То есть это температура, при которой все компоненты системы обладают наименьшим количеством энергии, допустимым по законам квантовой механики.

В Республике Беларусь в бытовых условиях используется шкала Цельсия, а в США, Англии и ряде других стран используется шкала Фаренгейта. Пересчитать температуру между ними можно по следующим формулам:

$$\begin{aligned} t, ^{\circ}\text{C} &= \frac{5}{9}(t, ^{\circ}\text{F} - 32^{\circ}), \\ t, ^{\circ}\text{F} &= \frac{9}{5}t, ^{\circ}\text{C} + 32^{\circ}. \end{aligned} \quad (2.5)$$

В дальнейшем по мере необходимости будут вводиться и другие термодинамические параметры состояния. При этом всегда следует придерживаться такого правила: все величины, отнесенные к единице массы m или объема V вещества, обозначаются аналогичными, но малыми буквами и называются **удельными**.

2.2. Практическая часть

Задачи

1. Масса 1 м^3 метана (CH_4) при определенных условиях составляет 0,7 кг. Определить плотность и удельный объем метана при этих условиях.

2. Давление воздуха по ртутному барометру 770 мм рт. ст. при 0°C . Выразить это давление в СИ.

3. Какая высота водяного столба соответствует 10 Па?

4. Какая высота ртутного столба соответствует 100 кПа?

5. Давление воздуха, измеренное ртутным барометром, составляет 765 мм рт. ст. при температуре ртути 20°C . Избавить показания прибора от погрешности обоими способами.

6. Определить абсолютное давление в паровом котле (парогенераторе), если манометр показывает 0,245 МПа, а атмосферное давление по ртутному барометру составляет 700 мм рт. ст. при температуре ртути 20°C .

7. Определить абсолютное давление в конденсаторе паровой турбины, если показание присоединенного к нему ртутного вакуумметра равно 705 мм рт. ст., а показание ртутного барометра, приведенное к 0°C , 747 мм рт. ст. Приборы длительное время находились в помещении АЭС с температурой 20°C .

8. Разрежение в газоходе парового котла измеряется тягомером с наклонной трубкой. Угол наклона $\alpha = 30^\circ$. Длина столба воды, отчитанная по шкале 160 мм. Определить абсолютное давление газов, если показание ртутного барометра 740 мм рт. ст.

9. Найти абсолютное давление в сосуде, если разность столбов в U-образном манометре составляет 580 мм при температуре ртути в нем 25°C . Над ртутью налита вода высотой 150 мм. Атмосферное давление по ртутному барометру 102,7 кПа при температуре ртути 25°C .

10. В U-образном вакуумметре высота столба ртути составляет 570 мм при температуре ртути 20°C . Над ртутью находится столб воды высотой 37 мм. Барометрическое давление воздуха 97,1 кПа при температуре ртути 15°C . Найти абсолютное давление в сосуде.

Тесты для самопроверки

1. Физическая атмосфера обозначается:

- 1) ати;
- 2) ата;
- 3) атм;
- 4) ат.

2. Какая из приведенных ниже величин является параметром состояния термодинамической системы?

- 1) B ;
- 2) T ;
- 3) V ;
- 4) t .

3. Какими приборами измеряется давление выше атмосферного?

- 1) манометрами;
- 2) барометрами;
- 3) тягомерами;
- 4) вакууметрами.

4. Какой параметр обратен плотности ρ ?

- 1) V ;
- 2) m ;
- 3) v ;
- 4) p .

5. Какая шкала температур не использует обозначение градуса?

- 1) Цельсия;
- 2) Фаренгейта;
- 3) Ньютона;
- 4) Кельвина.

6. ... показывает разницу между разрежением и атмосферным давлением.

- 1) вакуумметр;
- 2) барометр;
- 3) тонометр;
- 4) манометр.

7. Для технических расчетов необходимо приводить показания к 0 °С прибора для измерения давления, в котором находится:

- 1) вода;
- 2) спирт;
- 3) ртуть;
- 4) все вышеперечисленные.

8. В Международной системе единиц давление измеряется в:

- 1) бар;
- 2) Па;
- 3) ат;
- 4) мм рт. ст.

9. Удельный объем измеряется в:

- 1) кг/ м³;
- 2) кг/см;
- 3) м³;
- 4) м³/кг.

10. Приводить показания прибора для измерения давления к 0 °С необходимо, если:

- 1) ртутный прибор длительное время находился в среде, температура которой отлична от 0 °С;
- 2) прибор измеряет избыточное давление;
- 3) прибор ртутный;
- 4) во всех вышеперечисленных случаях.

3. УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ, ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ

3.1. Теоретическая часть

Из общего курса физики следует, что **идеальный газ** – это физическая модель реального газа, которая удовлетворяет следующим требованиям:

- силами взаимодействия между молекулами можно пренебречь;
- расстояние между молекулами гораздо больше размеров самих молекул;
- молекулы можно считать материальными точками (ведут себя как упругие шарики);
- столкновение молекул друг с другом и со стенками сосуда абсолютно упругое;
- движение каждой молекулы подчиняется классическим законам динамики Ньютона.

Таким образом, можно сказать, что идеальным называется газ, у которого диаметр частиц (молекул) и потенциал межмолекулярного взаимодействия равны нулю.

В случае невыполнения хотя бы одного из вышеперечисленных условий газ считается реальным. В природе все газы являются реальными, но при определенных условиях их отклонениями от идеальности можно пренебречь.

Так на практике **идеальными** принято считать реальные газы при низких давлениях и высоких температурах.

Параметры состояния равновесной термодинамической системы связаны между собой зависимостью, называемой **уравнением состояния**: $f(p, \nu, T) = 0$.

Очевидно, что в данном уравнении только два независимых параметра, а третий может быть найден через два других.

Конкретный вид термодинамического уравнения зависит от свойств веществ и совершенно различен для веществ в твердом, жидком и газообразном состояниях.

Все уравнения состояния, применяемые на практике, получены из опытных данных. С 1945 г. только для реальных газов было известно около 150 уравнений состояния, на данный момент их уже более 400,

для жидкостей и твердых тел их еще больше. Однако, как бы парадоксально это не звучало, уравнение состояния обычной воды на сегодняшний день считается малоизученными (аномальное вещество). Для других веществ наоборот – термодинамика открыла широкие технологические возможности: получены уравнения состояния для алмаза, фианита, сапфира и т. д. В частности, искусственные алмазы получают при давлении $\sim 10^{10}$ Па и температуре 3 000 К.

При изучении основ термодинамики исследуют, как правило, только уравнения состояния идеальных газов (уравнение Менделеева – Клапейрона) и реальных газов (уравнение Ван-дер-Ваальса), дающее качественное представление о переходе вещества из газообразного состояния в жидкое.

Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева – Клапейрона, Клапейрона – Менделеева или характеристическое уравнение состояния идеального газа) имеет несколько форм записи:

$$pv = RT, \quad p = \rho RT \text{ – для } 1 \text{ кг}; \quad (3.1)$$

$$pV = mRT \text{ – для } m \text{ кг}; \quad (3.2)$$

$$pv_{\mu} = R_{\mu}T \text{ – для } 1 \text{ моль}, \quad (3.3)$$

где R – газовая постоянная конкретного идеального газа (воздух, кислород, азот, углекислый газ и т. д.), Дж/(кг · К);

R_{μ} – универсальная газовая постоянная, Дж/(кмоль · К);

v_{μ} – молярный объем газа, м³/кмоль.

Так как в 1 м³ газа при разных условиях могут содержаться различные количества газа, то принято относить 1 м³ газа к так называемым **нормальным условиям (н. у.)**: $p_n = 760$ мм рт. ст. = 101 325 Па, $t_n = 0$ °С, $T_n = 273,15$ К. Что касается плотности, то так как при нормальных физических условиях по закону Авогадро $v_{\mu} = 22,4136 \approx 22,4$ м³/кмоль, то

$$\rho_n = \frac{p_n}{RT_n} = \frac{\mu}{22,4}. \quad (3.4)$$

Уравнение (3.3) было выведено Дмитрием Ивановичем Менделеевым в 1874 г. Он же нашел численное значение R_μ для одного моля газа при н. у.:

$$R_\mu = \frac{p_n v_\mu}{T_n} = \frac{101325 \cdot 22,4136}{273,15} = 8314, \frac{\text{Дж}}{\text{кмоль} \cdot \text{К}}.$$

Связь между газовыми постоянными представлена следующим образом:

$$R = \frac{R_\mu}{\mu}, \quad (3.5)$$

где μ – молярная или молекулярная масса идеального газа. Численно эти величины равны, но различны по размерностям: молярная масса измеряется в кг/кмоль, а молекулярная – в атомных единицах массы (данную размерность можно не писать). Молекулярные (молярные) массы некоторых идеальных газов представлены в прил. А.

Таким образом уравнение Менделеева – Клапейрона в общем виде запишется:

$$pV = \frac{m}{\mu} R_\mu T. \quad (3.6)$$

Кроме нормальных условий также существуют **стандартные условия**: $p = 1 \text{ бар} = 10^5 \text{ Па} = 750,06 \text{ мм рт. ст.}$, $t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, $T = 298,15 \text{ К}$.

В случае необходимости привести идеальный газ к н. у. (к стандартным аналогично) можно воспользовавшись следующими уравнениями:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_n V_n}{T_n}, \quad \frac{pv}{T} = \frac{p_n v_n}{T_n}, \quad \frac{p}{\rho T} = \frac{p_n}{\rho_n T_n}. \quad (3.7)$$

Аналогично для двух различных состояний идеального газа также справедливо:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}, \quad \frac{p_1 v_1}{T_1} = \frac{p_2 v_2}{T_2}, \quad \frac{p_1}{\rho_1 T_1} = \frac{p_2}{\rho_2 T_2}. \quad (3.8)$$

Закон Бойля – Мариотта. При постоянной температуре и массе идеального газа произведение его давления и объема постоянно:

$$T = \text{const} : p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow pV = pv = \text{const} . \quad (3.9)$$

Это означает, что с ростом давления на газ его объем уменьшается, и наоборот.

Впервые этот закон был открыт в 1662 г. англо-ирландским ученым Робертом Бойлем, но поскольку он также был независимо открыт в 1676 г. французским ученым Эдме Мариоттом, то во всех странах, кроме Англии, этот закон называют двойным именем. Закон представляет собой следствие уравнения Менделеева – Клапейрона.

Закон Гей-Люссака. При постоянном давлении объем данной массы идеального газа линейно возрастает с ростом температуры, то есть отношение объема газа к его температуре постоянно:

$$p = \text{const} : \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V}{T} = \frac{v}{T} = \text{const} . \quad (3.10)$$

Закон был открыт в 1802 г. французским ученым Жозефом Луи Гей-Люссаком. И является частным случаем уравнения Менделеева – Клапейрона.

Уравнение (3.1) было получено Клапейроном в 1834 г. путем объединения уравнений законов Бойля – Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{pv}{T} = \text{const} . \quad (3.11)$$

Закон Шарля. При постоянном объеме давление данной массы газа прямо пропорционально абсолютной температуре газа, то есть отношение давления газа к его температуре постоянно:

$$v = \text{const} : \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p}{T} = \text{const} . \quad (3.12)$$

Закон был открыт в 1787 г. французским ученым Жаком Шарлем и уточнен в 1802 г. Гей-Люссаком, поэтому в англоязычной литера-

туре его иногда называют законом Гей-Люссаса, а закон Гей-Люссаса – законом Шарля. Также является частным случаем уравнения Менделеева – Клапейрона.

Закон Авогадро. В равных объемах различных газов при постоянных температуре и давлении содержится одинаковое число молекул.

Закон был сформулирован в 1811 г. итальянским ученым Амедео Авогадро. Закон имеет несколько следствий.

Первое следствие: один моль газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем. Таким образом при н. у. объем 1 моля газа равен 22,4 л.

Второе следствие: молярная масса первого газа равна произведению молярной массы второго газа на относительную плотность первого газа к относительной плотности второго:

$$p, T = \text{const} : \frac{\mu_1}{\rho_1} = \frac{\mu_2}{\rho_2} \Rightarrow \frac{\mu}{\rho} = \frac{v}{T} = \text{const} . \quad (3.13)$$

Решение задач с идеальными газами в качестве рабочего тела неразрывно связано с определением таких понятий как работа, теплота и внутренняя энергия. Все эти понятия – виды энергии.

Совершение работы – это обмен между термодинамической системой и окружающей средой упорядоченной энергией.

Известно большое число видов работы: работа объемной деформации (изменение объема и формы), проталкивания (преодоление гидродинамического сопротивления движению), техническая (заданное перемещение или полезная деформация рабочего тела в тепловой машине), преодоления сил трения, работа против сил поверхностного натяжения, намагничивания, электростатической поляризации и т. д.

Любая элементарная работа есть произведение силы на координату. Например, для работы объемной деформации (работа по преодолению внешних сил):

$$dL = p dV , \quad (3.14)$$

где L – работа, Дж;

p – давление (сила);

dV – изменение объема (координата).

$$dl = pdv, \quad (3.15)$$

где $l = L/m$ – удельная работа, Дж/кг.

Теплота – это количество тепловой энергии, которой обменялись в конкретном термодинамическом процессе термодинамическая система и окружающая среда. Подчеркнем, что теплота – это порция тепловой энергии, которая пересекла границу термодинамической системы в том или ином направлении. Теплота, поступающая в систему или выходящая из нее, может содержать как энергию хаотического движения частиц, так и энергию их упорядоченного движения.

Обозначается теплота Q , измеряется, как и любой другой вид энергии, в Дж (кДж, МДж, и т. д.). Удельная теплота обозначается $q = Q/m$, Дж/кг.

Энергия термодинамической системы, находящейся во внешней среде, W представляет собой сумму внутренней U и внешней E энергий:

$$W = U + E. \quad (3.16)$$

Внутренняя энергия – это сумма энергозатрат на образование термодинамической системы из исходных элементов. Энергиям, находящимся в начальных состояниях исходных элементов, могут быть присвоены любые (даже нулевые) значения. В качестве таких элементов могут выступать атомы, молекулы или простые вещества, находящиеся в определенном состоянии.

Внешняя энергия – это сумма энергозатрат на то, чтобы разместить термодинамическую систему в конкретных условиях окружающей среды.

Другими словами, внутренняя энергия U – это энергия, заключенная в термодинамической системе и зависящая только от ее собственного состояния. Она равна сумме всех видов энергии движения и взаимодействия частиц, составляющих систему: внутренней кинетической энергии теплового движения молекул, внутренней потенциальной энергии взаимодействия молекул и нулевой энергии (внутренняя энергия при температуре абсолютного нуля):

$$U = U_{\text{кин}} + U_{\text{пот}} + U_0. \quad (3.17)$$

Полная внутренняя энергия термодинамической системы состоит не только из энергии образующих ее молекул, но включает также и внутримолекулярную и внутриатомную энергии, которые обусловлены взаимодействием атомов и электронов друг с другом и с ядрами атомов. При температуре абсолютного нуля все эти составляющие, в отличие от тепловой энергии, не равны нулю, а, следовательно, и внутренняя энергия никогда не может быть равна нулю.

В термодинамике рассматривается чаще всего не абсолютное значение внутренней энергии, а ее относительное изменение ΔU , происходящее в различных процессах.

Внутренняя энергия U , как и ее изменение ΔU , также измеряется в Дж, а удельные значения $u = U/m$ и $\Delta u = \Delta U/m$ в Дж/кг.

3.2. Практическая часть

Задачи

1. В цилиндре с подвижным поршнем находится $0,8 \text{ м}^3$ воздуха при давлении $0,5 \text{ МПа}$. Как должен измениться объем, чтобы при повышении давления до $0,8 \text{ МПа}$ температура воздуха не изменилась?

2. Дымовые газы, образовавшиеся в топке парового котла, охлаждаются с $1\,200\text{ }^\circ\text{C}$ до $250\text{ }^\circ\text{C}$. Во сколько раз уменьшится их объем, если давление газов в начале и конце газотока одинаково?

3. Определить плотность и удельный объем окиси углерода (CO) при давлении $0,1 \text{ МПа}$ и температуре $15\text{ }^\circ\text{C}$.

4. Плотность воздуха при нормальных условиях $1,293 \text{ кг/м}^3$. Чему равна плотность воздуха:

- при стандартных условиях;
- при давлении $1,5 \text{ МПа}$ и температуре $20\text{ }^\circ\text{C}$?

5. Определить массу углекислого газа (CO_2) в сосуде объемом 4 м^3 при температуре $80\text{ }^\circ\text{C}$. Давление газа по манометру $0,04 \text{ МПа}$. Барометрическое давление $103\,990 \text{ Па}$.

6. В сосуде находится воздух под разрежением 10 кПа при температуре $0\text{ }^\circ\text{C}$. Ртутный барометр показывает $99\,725 \text{ Па}$ при температуре ртути $20\text{ }^\circ\text{C}$. Определить удельный объем воздуха при этих условиях.

7. В цилиндре диаметром $0,6 \text{ м}$ содержится $0,41 \text{ м}^3$ воздуха при давлении $0,25 \text{ МПа}$ и температуре $35\text{ }^\circ\text{C}$. До какой температуры должен нагреваться воздух при постоянном давлении, чтобы движущийся без трения поршень поднялся на $0,4 \text{ м}$?

8. Какова будет плотность кислорода (O_2) при $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 80 кПа, если при 101,3 кПа и $15\text{ }^{\circ}\text{C}$ она равна $1,31\text{ кг/м}^3$?

9. Масса пустого баллона для кислорода емкостью $0,05\text{ м}^3$ равна 80 кг. Определить массу баллона после заполнения его кислородом при температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ и давлении 10 МПа.

10. Компрессор подает сжатый воздух в резервуар, причем за время его работы давление в резервуаре по показаниям манометра повысилось от равного атмосферному до 0,7 МПа, а температура от 20 до $25\text{ }^{\circ}\text{C}$. Объем резервуара 56 м^3 . Барометрическое давление, приведенное к $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, 100 кПа. Определить массу воздуха, поданного компрессором в резервуар.

Тесты для самопроверки

1. Какие параметры необходимо знать, чтобы воспользоваться уравнением состояния идеального газа?

- 1) p и v ;
- 2) p и T ;
- 3) T и v ;
- 4) любые из вышеперечисленных сочетаний параметров.

2. При постоянном давлении объем данной массы идеального газа линейно возрастает с ростом температуры – это закон:

- 1) Бойля – Мариотта;
- 2) Гей-Люссака;
- 3) Шарля;
- 4) Авогадро.

3. μ может измеряться в:

- 1) г/кмоль;
- 2) кг;
- 3) н. у.;
- 4) моль.

4. Чему равна нормальная температура?

- 1) $25\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 2) $293,15\text{ К}$;
- 3) $0\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 4) 288 К .

5. $p/T = \text{const}$ согласно какому закону?

- 1) Бойля – Мариотта;
- 2) Гей-Люссака;
- 3) Шарля;
- 4) Авогадро.

6. R измеряется в:

- 1) Дж/(кг · К);
- 2) Дж/(кмоль · К);
- 3) Дж/кг;
- 4) Дж/(м³ · К).

7. Что относится к видам энергии?

- 1) работа;
- 2) теплота;
- 3) внутренняя энергия;
- 4) все вышеперечисленное.

8. Какой энергией чаще всего пользуются при решении технических задач?

- 1) W ;
- 2) ΔU ;
- 3) E ;
- 4) U .

9. Удельная работа обозначается:

- 1) L ;
- 2) A ;
- 3) l ;
- 4) u .

10. ... – это сумма энергозатрат на то, чтобы разместить термодинамическую систему в конкретных условиях окружающей среды.

- 1) внутренняя энергия;
- 2) внешняя энергия;
- 3) работа;
- 4) полная энергия.

4. СМЕСИ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ

4.1. Теоретическая часть

Рабочими телами тепловых машин и установок являются не только однородные (чистые) газы, но и их смеси. Самая распространенная рабочая смесь идеальных газов – это воздух (примерно 78 % азота, около 21 % кислорода, примерно 0,93 % аргона и прочие газы).

Составляющие газовой смеси называются ее **компонентами**. Если компоненты смеси не вступают в химические реакции друг с другом и каждый компонент подчиняется уравнению состояния, то такая смесь может рассматриваться как некоторый «новый» идеальный газ. Следовательно, смесь идеальных газов подчиняется всем законам, которым подчиняется отдельно взятый идеальный газ.

Для расчетов необходимо знать **кажущуюся (среднюю) молекулярную массу смеси** $\mu_{\text{см}}$ или **газовую постоянную смеси** $R_{\text{см}}$. Любая из этих величин играет роль «идентификатора» смеси, так как позволяет отличить ее от других.

Расчетное определение $\mu_{\text{см}}$ и $R_{\text{см}}$ возможно, если задан состав смеси, то есть известно, какие компоненты и в каких количествах образуют данную смесь.

Каждый компонент смеси идеальных газов ведет себя независимо от других, то есть занимает весь располагаемый объем, в котором заключена смесь, и оказывает на стенки сосуда свое так называемое **парциальное давление** p_i . Температура всех компонентов смеси одинакова и равна температуре смеси.

По **закону Дальтона** давление смеси p ($p_{\text{см}}$) равно сумме парциальных давлений ее компонентов:

$$p = \sum_1^n p_i, \quad (4.1)$$

где n – число компонентов смеси;

i – название (например, O_2 , CO и т. д.) либо номер компонента смеси (1, 2, 3 и т. д.).

Следует отметить, что закон Дальтона справедлив только для смеси идеальных газов.

При расчетах газовых смесей пользуется также **законом Амага**:

$$V = \sum_1^n V_i, \quad (4.2)$$

где V_i – парциальный объем, м³;

V – объем смеси, м³.

Парциальным объемом называют объем, который занимал бы компонент, если бы он один находился при той же температуре и том же давлении, что и вся смесь. Парциальный объем называют также приведенным.

Состав смеси задают объемными (молярными) или массовыми долями.

Объемной долей r_i называют отношение парциального объема компонента к объему смеси:

$$r_i = \frac{V_i}{V}. \quad (4.3)$$

Учитывая (4.2), можно сделать вывод, что сумма объемных долей компонентов равна 1:

$$\sum_1^n r_i = 1. \quad (4.4)$$

Если значение r_i выражены в %, то сумма объемных долей компонентов составит 100 %.

Молярной долей n_i называют отношение числа киломолей компонента N_i к числу киломолей смеси N :

$$n_i = \frac{N_i}{N}. \quad (4.5)$$

Число киломолей каждого компонента смеси и смеси в целом может быть подсчитано путем деления соответствующего объема на объем, занимаемый одним киломолем. Обозначив молярный объем компонента $v_{\mu i}$, а смеси v_{μ} , имеем

$$N_i = \frac{V_i}{v_{\mu i}}; N = \frac{V}{v_{\mu}}. \quad (4.6)$$

Для всех идеальных газов, взятых при одинаковых условиях, объем киломоля одинаков, следовательно, при подстановке (4.6) в (4.5) он сокращается:

$$n_i = \frac{V_i \cdot \cancel{v_{\mu}}}{\cancel{v_{\mu i}} \cdot V}.$$

В результате получаем

$$n_i = \frac{V_i}{V} = r_i. \quad (4.7)$$

Следовательно, для идеальных газов молярные и объемные доли численно равны друг другу.

Массовой долей g_i называют отношение массы компонента m_i к массе смеси m :

$$g_i = \frac{m_i}{m}. \quad (4.8)$$

Масса смеси, очевидно, является суммой масс ее компонентов:

$$m = \sum_1^n m_i. \quad (4.9)$$

Следовательно, сумма массовых долей компонентов также равна 1 (или 100 %) как и объемных:

$$\sum_1^n g_i = 1. \quad (4.10)$$

Пересчет объемных долей в массовые и обратно производится на основе следующих соотношений, справедливых как для смеси в целом, так и для каждого ее компонента:

$$m = \rho V = \mu N = \frac{8\,314}{R} N = \mu \frac{V}{22,4} . \quad (4.11)$$

Из (4.8) с учетом (4.11) следует

$$g_i = \frac{\rho_i V_i}{\rho_{\text{см}} V_{\text{см}}} = \frac{\rho_i r_i}{\rho_{\text{см}}} = \frac{\mu_i r_i}{\mu_{\text{см}}} = \frac{R_{\text{см}} r_i}{R_i} , \quad (4.12)$$

где $\rho_{\text{см}}$ – плотность смеси, кг/м³.

Получим основные расчетные соотношения для смеси, заданной объемными долями.

Используя (4.11), запишем уравнением (4.9) в виде

$$\mu_{\text{см}} N = \sum_1^n \mu_i N_i .$$

Разделив обе части этого уравнения на N , получим

$$\mu_{\text{см}} = \sum_1^n r_i \mu_i , \quad (4.13)$$

откуда с учетом, что $R = 8\,314/\mu$

$$R_{\text{см}} = \frac{8\,314}{\mu_{\text{см}}} = \frac{8\,314}{\sum_1^n r_i \mu_i} . \quad (4.14)$$

Для определения плотности смеси выразим ее массу и массы ее компонентов через соответствующие плотности и объем. Тогда (4.9) примет вид

$$\rho_{\text{см}} V = \sum_1^n \rho_i V_i .$$

После деления на V имеем

$$\rho_{\text{см}} = \sum_1^n r_i \rho_i . \quad (4.15)$$

Следовательно,

$$v_{\text{см}} = \frac{1}{\rho_{\text{см}}} = \frac{1}{\sum_1^n r_i \rho_i} = \frac{1}{\sum_1^n \frac{r_i}{v_i}}. \quad (4.16)$$

Формула для расчета парциальных давлений следует непосредственно из определений парциального давления и парциального объема:

$$p_i V = V_i p,$$

значит

$$p_i = r_i p. \quad (4.17)$$

При задании смеси массовыми долями для вычисления $R_{\text{см}}$ снова воспользуемся законом Дальтона (4.1).

Предварительно запишем уравнения состояния для компонента (4.18) и смеси в целом (4.19):

$$p_i = \frac{m_i R_i T}{V}; \quad (4.18)$$

$$p = \frac{m R_{\text{см}} T}{V}. \quad (4.19)$$

Подстановка в (4.1) после преобразования дает

$$\frac{m R_{\text{см}} T}{V} = \sum_1^n \frac{m_i R_i T}{V} \Rightarrow R_{\text{см}} = \sum_1^n g_i R_i \quad (4.20)$$

и, следовательно,

$$\mu_{\text{см}} = \frac{8314}{\sum_1^n g_i R_i}. \quad (4.21)$$

Для определения $\rho_{\text{см}}$ на основании (4.11) перепишем закон Амага (4.2) в виде

$$\frac{m}{\rho_{\text{см}}} = \sum_1^n \frac{m_i}{\rho_i},$$

откуда

$$\rho_{\text{см}} = \frac{1}{\sum_1^n \frac{g_i}{\rho_i}}, \quad (4.22)$$

а значит

$$v_{\text{см}} = \sum_1^n \frac{g_i}{\rho_i} = \sum_1^n g_i v_i. \quad (4.23)$$

Уравнение для расчета парциальных давлений получаем путем замены в (4.17) r_i на

$$\frac{R_i g_i}{R_{\text{см}}} = \frac{R_i g_i}{\sum_1^n R_i g_i},$$

что следует из (4.12) и (4.20),

$$p_i = p \frac{R_i g_i}{\sum_1^n R_i g_i} \quad \text{или} \quad p_i = g_i \frac{R_i}{R_{\text{см}}} p. \quad (4.24)$$

Из (4.12) и (4.22) вытекают удобные соотношения для пересчета массовых долей в объемные:

$$r_i = \frac{\rho_{\text{см}} g_i}{\rho_i} = \frac{\frac{g_i}{\rho_i}}{\sum_1^n \frac{g_i}{\rho_i}} = \frac{\mu_i}{\sum_1^n \mu_i}. \quad (4.25)$$

Полученные выше соотношения для удобства использования на практических занятиях сведем в табл. 4.1.

Таблица 4.1

Основные соотношения
для расчета смесей идеальных газов

Способ задания смеси	Объемные (молярные) доли $r_i = n_i = \frac{V_i}{V} = \frac{N_i}{N}$	Массовые доли $g_i = \frac{m_i}{m}$
Формулы перевода	$g_i = \frac{r_i \mu_i}{\sum_1^n r_i \mu_i}$	$r_i = \frac{\frac{g_i}{\mu_i}}{\sum_1^n \frac{g_i}{\mu_i}}$
Кажущаяся молекулярная масса смеси	$\mu_{\text{см}} = \sum_1^n r_i \mu_i$	$\mu_{\text{см}} = \frac{1}{\sum_1^n \frac{g_i}{\mu_i}}$
Газовая постоянная смеси	$R_{\text{см}} = \frac{8314}{\sum_1^n r_i \mu_i}$	$R_{\text{см}} = \sum_1^n g_i R_i$
Удельный объем и плотность смеси	$v_{\text{см}} = \frac{1}{\sum_1^n \frac{r_i}{v_i}}$	$v_{\text{см}} = \sum_1^n g_i v_i$
	$\rho_{\text{см}} = \sum_1^n r_i \rho_i$	$\rho_{\text{см}} = \frac{1}{\sum_1^n \frac{g_i}{\rho_i}}$
Парциальное давление	$p_i = r_i p$	$p_i = g_i \frac{R_i}{R_{\text{см}}} p$

4.2. Практическая часть

Задачи

1. Смесь газов состоит из водорода и окиси углерода. Массовая доля водорода 6,7 %. Найти газовую постоянную смеси и ее удельный объем при нормальных условиях.

2. Примерный объемный состав воздуха следующий: азот 78,08 %, кислород 20,95 % и аргон 0,97 %. Найти кажущуюся молекулярную массу и газовую постоянную смеси.

3. Определить парциальные давления составляющих смеси и газовую постоянную смеси газов, состоящую из 1 м³ генераторного газа и 1,5 м³ воздуха, взятых при нормальных условиях. Плотность генераторного газа 1,2 кг/м³.

4. Определить массовые доли компонентов смеси газов, если известен ее объемный состав: двуокись углерода (углекислый газ) 12,2 %, кислород 7,1 %, окись углерода 0,4 % и остальное азот.

5. Найти газовую постоянную смеси, удельный объем и парциальные давления ее компонентов, если объемный состав смеси следующий: CO₂ 12 %, CO 1 %, H₂O 6 %, O₂ 7 %, N₂ 74 %, а общее давление и температура: 100 кПа и 25 °C.

6. Генераторный газ имеет следующий объемный состав: H₂ 7 %, CH₄ 2 %, CO 27,6 %, CO₂ 4,8 % и N₂ 58,6 %. Пересчитать состав в массовые доли, найти кажущуюся молекулярную массу, газовую постоянную, плотность и парциальные давления компонентов смеси. Смесь находится при температуре 15 °C и давлении 0,1 МПа.

7. Смесь идеальных газов состоит из: H₂ 57 %, CH₄ 23 %, CO 6 %, CO₂ 2 % и N₂ 12 % (по объему). Пересчитать состав в массовые доли, найти кажущуюся молекулярную массу, газовую постоянную, плотность и парциальные давления компонентов смеси. Смесь находится при температуре 15 °C и давлении 100 кПа.

8. Определить газовую постоянную, удельный объем, плотность при нормальных условиях, парциальные давления и объемный состав смеси, если ее массовый состав следующий: H₂ 8,4 %, CH₄ 48,7 %, C₂H₄ 6,9 %, CO 17 %, CO₂ 7,6 %, O₂ 4,7 % и N₂ 6,7 %. Смесь находится при температуре 23 °C и давлении 0,25 МПа.

9. Определить газовую постоянную, кажущуюся молекулярную массу смеси, плотность, объемные доли, а также парциальные давле-

ния отдельных компонентов, если массовый состав смеси следующий: CO_2 1 %, N_2 9,92 %, H_2O 2,3 %, C_2H_4 3,57 %, а остальное CH_4 . Абсолютное давление смеси равно 0,2 МПа, а температура 300 °С.

10. В резервуаре емкостью 125 м³ находится коксовый газ при давлении 0,5 МПа и температуре 18 °С. Объемный состав следующий: H_2 48,8 %, CH_4 32 %, CO 15 % и N_2 4,2 %. После того, как некоторое количество газа израсходовали, его давление понизилось до 0,3 МПа, а температура до 12 °С. Определить массу израсходованного коксового газа.

Тесты для самопроверки

1. Идеальным газом может считаться:

- 1) вода;
- 2) воздух;
- 3) смесь газов, между которыми происходит химическая реакция;
- 4) любой из вышеперечисленных.

2. Составляющие газовой смеси называются:

- 1) компонентами;
- 2) ингредиентами;
- 3) частями;
- 4) элементами.

3. Состав смеси может быть задан следующими долями:

- 1) r_i ;
- 2) n_i ;
- 3) g_i ;
- 4) любыми из вышеперечисленных.

4. Смесь идеальных газов подчиняется:

- 1) закону Бойля – Мариотта;
- 2) закону Гей-Люссака;
- 3) закону Шарля;
- 4) всем законам, которым подчиняется отдельно взятый идеальный газ.

5. Массовую долю компонента смеси идеальных газов можно рассчитать по следующей формуле:

$$1) g_i = \sum_1^n r_i \rho_i;$$

$$2) g_i = r_i p;$$

$$3) g_i = \frac{1}{\sum_1^n \frac{r_i}{v_i}};$$

$$4) g_i = \frac{r_i \mu_i}{\mu_{\text{см}}}.$$

6. Какие величины являются «идентификаторами» смеси идеальных газов?

$$1) \rho_{\text{см}} \text{ и } v_{\text{см}};$$

$$2) \mu_{\text{см}} \text{ и } R_{\text{см}};$$

$$3) p_i \text{ и } V_i;$$

$$4) r_i \text{ и } g_i.$$

7. Объемную долю компонента смеси идеальных газов можно рассчитать по следующей формуле:

$$1) r_i = \frac{g_i \mu_{\text{см}}}{\mu_i};$$

$$2) r_i = \frac{\frac{\rho_i}{\mu_i}}{\sum_1^n \frac{\rho_i}{\mu_i}};$$

$$3) r_i = \frac{1}{\sum_1^n \frac{g_i}{\rho_i}};$$

4) нет подходящего варианта.

8. $V = \sum_1^n V_i$ – это закон:

- 1) Дальтона;
- 2) Шарля;
- 3) Амага;
- 4) Авогадро.

9. Молярные доли численно равны:

- 1) массовым;
- 2) объемным;
- 3) любым из вышеперечисленных;
- 4) не подходит ни один вариант ответа.

10. Газовую постоянную смеси можно определить по следующей формуле:

1) $R_{\text{см}} = 8314 \mu_{\text{см}}$;

2) $R_{\text{см}} = \sum_1^n g_i \mu_i$;

3) $R_{\text{см}} = 8314 \sum_1^n \frac{g_i}{\mu_i}$;

4) нет подходящего варианта.

5. ТЕПЛОЕМКОСТЬ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ

5.1. Теоретическая часть

Теплоемкостью тела называют количество теплоты, необходимое для изменения его температуры на 1 градус ($^{\circ}\text{C}$ или K не важно, так как $\Delta t, ^{\circ}\text{C} = \Delta T, \text{K}$). Обозначается: C , Дж/кг.

Удельная теплоемкость идеального газа – это количество теплоты, которое необходимо сообщить идеальному газу, чтобы повысить температуру единицы его количества на 1 градус.

При расчетах технических задач обычно пользуются именно удельными теплоемкостями идеальных газов и слово «удельная» часто опускают для краткости.

Теплоемкости идеальных газов можно классифицировать следующим образом:

1. В зависимости от того, в каких единицах задано количество вещества, в расчетах используют следующие удельные теплоемкости:

– массовая теплоемкость: c , $\frac{\text{кДж}}{\text{кг} \cdot \text{K}}$, отнесенная к 1 кг массы;

– объемная теплоемкость: c' , $\frac{\text{кДж}}{\text{м}^3 \cdot \text{K}}$, отнесенная к количеству вещества, содержащемуся в 1 м^3 при нормальных условиях;

– молярная (молярная) теплоемкость: c_{μ} или μc , $\frac{\text{кДж}}{\text{кмоль} \cdot \text{K}}$, отнесенная к 1 кмоль вещества.

Удельные теплоемкости связаны между собой следующими соотношениями:

$$c = \frac{c_{\mu}}{\mu}; \quad c = c' \cdot \nu_{\text{H}}; \quad c' = \frac{c_{\mu}}{22,4}; \quad c' = c \cdot \rho_{\text{H}}. \quad (5.1)$$

Теплоемкость идеального газа зависит от характера процесса подвода (или отвода) теплоты, от атомности газа и температуры (теплоемкость реальных газов зависит также от давления).

2. Для газов важное значение имеют процессы нагрева (охлаждения) при постоянном давлении или объеме. Теплоемкость в процессе

при постоянном давлении называется **изобарной** и обозначается c_p , а в процессе при постоянном объеме – **изохорной**, c_v .

Связь между теплоемкостями c_p и c_v дается **уравнением Майера**:

$$c_p - c_v = R. \quad (5.2)$$

Величина c_v меньше c_p , так как в случае нагревания идеального газа в замкнутом сосуде постоянного объема, теплота расходуется только на изменение энергии движения его молекул, а при нагревании при постоянном давлении, благодаря расширению газа, одновременно совершается работа против внешних сил.

Если обе части уравнения (5.2) умножить на молекулярную массу, то оно примет вид:

$$c_{\mu p} - c_{\mu v} = R_{\mu} = 8\,314 \frac{\text{Дж}}{\text{кмоль} \cdot \text{К}}. \quad (5.3)$$

Отношение изобарной теплоемкости к изохорной обозначают k и называют **показателем адиабаты** идеального газа (коэффициентом Пуассона):

$$k = \frac{c_p}{c_v} = \frac{c_{\mu p}}{c_{\mu v}} = \frac{c'_p}{c'_v}, \quad (5.4)$$

где k (табл. 5.1) в свою очередь зависит от атомности идеального газа.

Таблица 5.1

Значение показателя адиабаты (коэффициента Пуассона)
для идеальных газов

Атомность идеального газа	k
Моноатомный	1,67
Двухатомный	1,4
Многоатомный	1,29

3) Различают также истинную и среднюю теплоемкости.

Средняя теплоемкость представляет собой отношение общего количества тепла на конечном участке процесса к соответствующему изменению температуры.

Обозначается $\bar{c}$ или c_m .

$$\bar{c}_x \Big|_{t_1}^{t_2} = \frac{q_{1-2}}{t_2 - t_1}. \quad (5.5)$$

Истинная теплоемкость – это отношение бесконечно малого количества теплоты, сообщенного в процессе, к бесконечно малому изменению температуры.

Обозначается просто c .

$$c_x = \frac{dq}{dt} \text{ или } c_x = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \bar{c}_x \Big|_{t_1}^{t_2}. \quad (5.6)$$

Подстрочный индекс x обозначает вид термодинамического процесса (p или v).

Понятие истинной и средней теплоемкостей можно проиллюстрировать графически (рис. 5.1).

Истинная теплоемкость соответствует тангенсу угла наклона касательной на бесконечно малом участке процесса (рис. 5.1):

$$c \equiv \operatorname{tg} \beta.$$

Средняя теплоемкость соответствует тангенсу угла наклона секущей, проходящей через конечные точки процесса 1–2 (рис. 5.1):

$$\bar{c} \equiv \operatorname{tg} \alpha.$$

Чтобы правильно назвать теплоемкость, ее нужно охарактеризовать по всем трем вышерассмотренным классификациям:

- 1) по единице количества вещества;
- 2) по зависимости от характера процесса;
- 3) по зависимости от температуры и количества теплоты.

Например, c_v – это истинная массовая изохорная теплоемкость.

Теплоемкость зависит от температуры нелинейно (рис. 5.2).

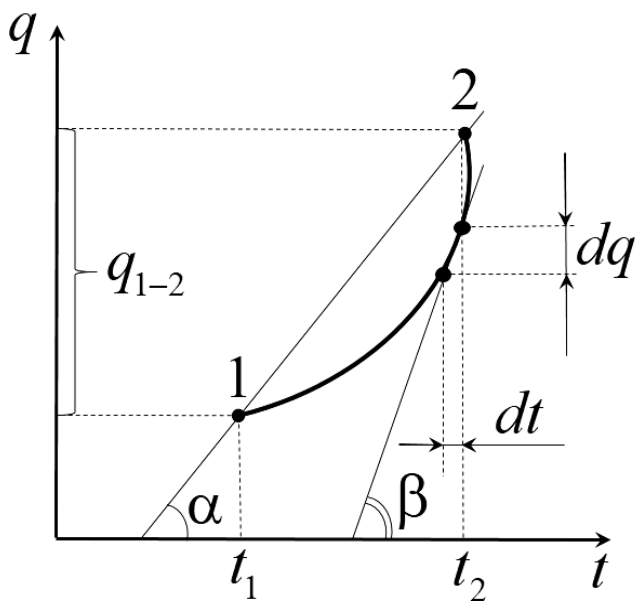


Рис. 5.1. Истинная и средняя теплоемкости

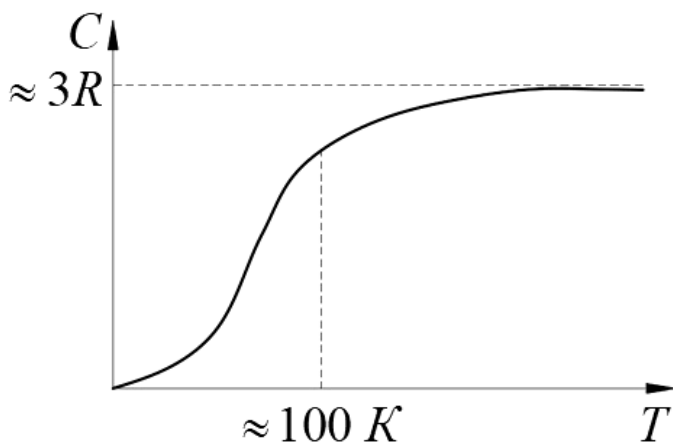


Рис. 5.2. Зависимость теплоемкости от температуры

В практике тепловых расчетов широкое применение получила следующая приближенная зависимость истинной теплоемкости от температуры:

$$c = a + bt + dt^2 + et^3, \quad (5.7)$$

где a – экспериментальное значение истинной теплоемкости при температуре $0\text{ }^{\circ}\text{C}$;

b, d, e – постоянные коэффициенты, зависящие от природы рабочего тела, определяемые на основании экспериментальных данных.

При экспериментальном определении теплоемкости опыты нередко проводят в проточном калориметре (рис. 5.3), через который непрерывно движется исследуемый газ. Внутри калориметра находится электронагреватель и два термометра или термопары. При течении газа через калориметр его давление остается постоянным, поэтому, измерив температуру газа t_1 до контакта с нагревателем и t_2 после, подсчитывают среднюю массовую изобарную теплоемкость в интервале температур t_1 – t_2 .

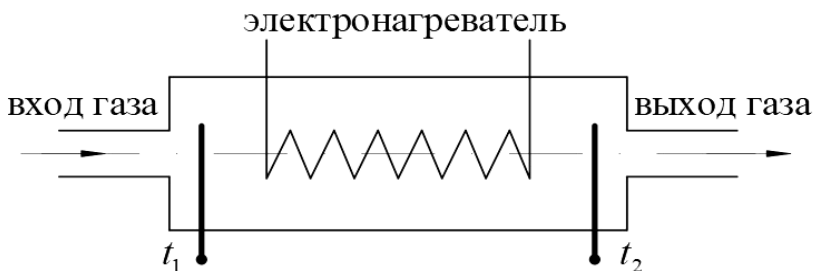


Рис. 5.3. Проточный калориметр

$$\bar{c}_p \Big|_{t_1}^{t_2} = \frac{q_p}{\Delta t}. \quad (5.8)$$

Теплоемкости можно найти в справочной литературе, они разбиты по таблицам в зависимости от вида идеального газа (прил. Б, табл. Б1–Б4). Значения теплоемкостей в таблицах приведены от нулевой до фиксированной температуры t : $c|_0^t$.

В случае необходимости найти среднюю теплоемкость в интервале температур от t_1 до t_2 , можно воспользовавшись следующей формулой:

$$\bar{c}|_{t_1}^{t_2} = \frac{\bar{c}|_0^{t_2} \cdot t_2 - \bar{c}|_0^{t_1} \cdot t_1}{t_2 - t_1}. \quad (5.9)$$

При использовании таких таблиц в некоторых случаях приходится производить интерполирование.

При выполнении технических расчетов разрешено использовать два способа упрощенного поиска теплоемкостей (если разрешено в условии задачи): принимать зависимость теплоемкости от температуры линейной, либо считать теплоемкость постоянной ($c = \text{const}$).

Первый способ. Теплоемкость зависит от температуры линейно.

Часто в термодинамических расчетах нелинейную зависимость теплоемкости от температуры заменяют близкой к ней линейной зависимостью. Тогда ограничиваются первыми двумя членами уравнения (5.7):

$$c = a + bt. \quad (5.10)$$

В этом случае используют интерполяционные формулы (табл. 5.2), которые также можно найти в справочной литературе.

Таблица 5.2

Интерполяционные формулы для расчетов средних теплоемкостей некоторых идеальных газов

Идеальный газ	Массовая теплоемкость, $\frac{\text{кДж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$	Объемная теплоемкость, $\frac{\text{кДж}}{\text{м}^3 \cdot \text{К}}$
Воздух	$\bar{c}_v _0^t = 0,7088 + 9,3 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 0,9157 + 1,2 \cdot 10^{-4} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 0,9956 + 9,3 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 1,287 + 1,2 \cdot 10^{-4} t$
H_2	$\bar{c}_v _0^t = 10,12 + 5,945 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 0,9094 + 5,23 \cdot 10^{-5} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 14,33 + 5,945 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 1,28 + 5,23 \cdot 10^{-5} t$

Идеальный газ	Массовая теплоемкость, $\frac{\text{кДж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$	Объемная теплоемкость, $\frac{\text{кДж}}{\text{м}^3 \cdot \text{К}}$
N_2	$\bar{c}_v _0^t = 0,7304 + 8,955 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 0,9131 + 1,107 \cdot 10^{-4} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 1,032 + 8,955 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 1,306 + 1,107 \cdot 10^{-4} t$
O_2	$\bar{c}_v _0^t = 0,6594 + 1,065 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 0,943 + 1,577 \cdot 10^{-4} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 0,919 + 1,065 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 1,313 + 1,577 \cdot 10^{-4} t$
CO	$\bar{c}_v _0^t = 0,7331 + 9,681 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 0,9173 + 1,21 \cdot 10^{-4} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 1,035 + 9,681 \cdot 10^{-5} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 1,291 + 1,21 \cdot 10^{-4} t$
H_2O	$\bar{c}_v _0^t = 1,372 + 3,111 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 1,102 + 2,498 \cdot 10^{-4} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 1,833 + 3,111 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 1,473 + 2,498 \cdot 10^{-4} t$
CO_2	$\bar{c}_v _0^t = 0,6837 + 2,406 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_v' _0^t = 1,3423 + 4,723 \cdot 10^{-4} t$
	$\bar{c}_p _0^t = 0,8725 + 2,406 \cdot 10^{-4} t$	$\bar{c}_p' _0^t = 1,7132 + 4,723 \cdot 10^{-4} t$

Второй способ. Теплоемкость постоянна.

Принято считать, что молярные теплоемкости идеальных газов равны некоторым постоянным величинам, зависящим от них атомного числа. Для приближенных расчетов при невысоких температурах можно принять следующие значения (табл. 5.3):

Таблица 5.3

Значения средних молярных теплоемкостей

Атомность идеального газа	Молярная теплоемкость, $\frac{\text{кДж}}{\text{кмоль} \cdot \text{К}}$	
	$\bar{c}_{\mu\nu}$	$\bar{c}_{\mu p}$
Моноатомный	12,56	20,93
Двухатомный	20,93	29,31
Многоатомный	29,31	37,68

Количество теплоты, которое необходимо затратить в процессе нагревания (охлаждения) 1 кг идеального газа в интервале температур от t_1 до t_2 :

$$q_x = \bar{c}_x|_{t_1}^{t_2} (t_2 - t_1) = \bar{c}_x|_0^{t_2} \cdot t_2 - \bar{c}_x|_0^{t_1} \cdot t_1. \quad (5.11)$$

Из формулы (5.11) легко получить выражения для определения удельного количества теплоты, подведенного (отведенного) в процессе при постоянном объеме и постоянном давлении соответственно:

$$q_v = \bar{c}_{v2}t_2 - \bar{c}_{v1}t_1; \quad (5.12)$$

$$q_p = \bar{c}_{p2}t_2 - \bar{c}_{p1}t_1. \quad (5.13)$$

Если в процессе участвуют m кг идеального газа или V_H м³ (при нормальных условиях) идеального газа, то:

$$Q_v = m(\bar{c}_{v2}t_2 - \bar{c}_{v1}t_1) = V_H(\bar{c}'_{v2}t_2 - \bar{c}'_{v1}t_1); \quad (5.14)$$

$$Q_p = m(\bar{c}_{p2}t_2 - \bar{c}_{p1}t_1) = V_H(\bar{c}'_{p2}t_2 - \bar{c}'_{p1}t_1), \quad (5.15)$$

где V_H определяется из соотношения для приведения идеального газа к нормальным условиям (3.7) как:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_H V_H}{T_H} \Rightarrow V_H = \frac{pV T_H}{p_H T}.$$

При определении теплоемкости смеси идеальных газов исходят из положения о том, что для нагрева (охлаждения) газовой смеси необходимо нагреть (охладить) каждый из ее компонентов:

$$Q = m\bar{c}_{cm}\Delta t = \sum_1^n Q_i = \sum_1^n m_i\bar{c}_i\Delta t, \quad (5.16)$$

где $Q_i = m_i\bar{c}_i\Delta t$ – теплота, затрачиваемая на изменение температуры компонента смеси;

$\bar{c}_{cm}$ – средняя массовая теплоемкость смеси;

$\bar{c}_i$ – средняя массовая теплоемкость компонента.

Разделив (5.16) на $m\Delta t$ получаем

$$\bar{c}_{\text{см}} = \sum_1^n \frac{m_i}{m} \bar{c}_i \Rightarrow \bar{c}_{\text{см}} = \sum_1^n g_i \bar{c}_i. \quad (5.17)$$

Аналогично для мольных и объемных теплоемкостей:

$$\bar{c}_{\text{мсм}} = \sum_1^n r_i \bar{c}_{\text{ми}}; \quad \bar{c}'_{\text{см}} = \sum_1^n r_i \bar{c}'_i. \quad (5.18)$$

Приведенные выше соотношения справедливы и для истинных теплоемкостей.

5.2. Практическая часть

Задачи

1. Найти среднюю объемную теплоемкость кислорода при постоянном давлении и объеме, считая теплоемкость постоянной.

2. Найти среднюю массовую теплоемкость углекислого газа при постоянном давлении и объеме, считая теплоемкость постоянной.

3. Найти среднюю массовую изобарную теплоемкость воздуха при нагреве его от 200 °С до 800 °С, считая зависимость теплоемкости от температуры линейной.

4. Решить предыдущую задачу при условии, что теплоемкость зависит от температуры нелинейно.

5. В сосуде объемом 300 л находится кислород при давлении 0,2 МПа и температуре 20 °С. Какое количество теплоты необходимо к нему подвести, чтобы повысить его температуру до 300 °С? Какое давление установится при этом в сосуде? Теплоемкость считать постоянной.

6. В сосуде объемом 300 л находится кислород при давлении 0,2 МПа и температуре 20 °С. Какое количество теплоты необходимо к нему подвести, чтобы повысить его температуру до 300 °С? Какое давление установится при этом в сосуде? Теплоемкость зависит от температуры линейно.

7. В сосуде объемом 300 л находится кислород при давлении 0,2 МПа и температуре 20 °С. Какое количество теплоты необходи-

мо к нему подвести, чтобы повысить его температуру до $300\text{ }^{\circ}\text{C}$? Какое давление установится при этом в сосуде? Теплоемкость зависит от температуры нелинейно.

8. Воздух объемом 6 м^3 при давлении $0,3\text{ МПа}$ и температуре $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ нагревается при постоянном давлении до температуры $130\text{ }^{\circ}\text{C}$. Определить какое количество теплоты для этого потребовалось? Теплоемкость считать постоянной; зависящей от температуры линейно; зависящей от температуры нелинейно. Задачу решить через нахождение массы m .

9. В закрытом сосуде объемом 300 л находится воздух при давлении $0,8\text{ МПа}$ и температуре $20\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какое количество теплоты необходимо к нему подвести, чтобы нагреть его до температуры $120\text{ }^{\circ}\text{C}$? Теплоемкость считать постоянной; зависящей от температуры линейно; зависящей от температуры нелинейно. Задачу решить через нахождение нормального объема V_n .

10. В баллоне емкостью 50 л находится азот при давлении 10 МПа и температуре $18\text{ }^{\circ}\text{C}$. Баллон нагрелся до температуры $32\text{ }^{\circ}\text{C}$. Какое количество теплоты было при этом затрачено, считая теплоемкость постоянной; считая, что теплоемкость зависела от температуры линейно; считая, что теплоемкость в данном случае зависела от температуры нелинейно? Как изменится количество теплоты, если в баллоне будет находится окись углерода при тех же условиях?

Тесты для самопроверки

1. Теплоемкость может быть:

- 1) удельной;
- 2) изобарной;
- 3) истинной;
- 4) любой из вышеперечисленных.

2. Пользоваться интерполяционными формулами для определения теплоемкости идеального газа можно, если принять, что теплоемкость:

- 1) постоянна;
- 2) зависит от температуры линейно;
- 3) зависит от температуры нелинейно;
- 4) в любом из вышеперечисленных случаев.

3. Теплоемкостью тела называют количество теплоты, необходимое для изменения его:

- 1) температуры на $1\text{ }^{\circ}\text{C}$;
- 2) давления на 1 Па ;
- 3) плотности на 1 кг/м^3 ;
- 4) объема на 1 м^3 .

4. В $\text{Дж}/(\text{м}^3 \cdot ^{\circ}\text{C})$ может измеряться ... теплоемкость:

- 1) массовая;
- 2) изохорная;
- 3) объемная;
- 4) молярная.

5. Массовую теплоемкость можно найти по следующей формуле:

1) $c = c' \cdot \rho_n$;

2) $c = \frac{c_{\mu}}{22,4}$;

3) $c = \frac{c'}{22,4}$;

4) $c = \frac{c_{\mu}}{\mu}$.

6. Какая из перечисленных ниже теплоемкостей является истинной объемной изобарной?

- 1) $\bar{c}_v$;
- 2) c'_p ;
- 3) c_v ;
- 4) $\bar{c}'_p$.

7. Какая из перечисленных ниже теплоемкостей является средней массовой изохорной?

- 1) c_{mv} ;
- 2) $\bar{c}_{\mu v}$;
- 3) $\bar{c}'_v$;
- 4) c_v .

8. По какой формуле можно определить коэффициент Пуассона для идеального газа?

1) $c_p - c_v$;

2) $c_{\mu p} - c_{\mu v}$;

3) $\frac{c'_v}{c'_p}$;

4) нет подходящего варианта.

9. Показатель адиабаты для воздуха будет равен:

1) 1,67;

2) 1,4;

3) 1,29;

4) 1,2.

10. Теплоемкость идеального газа зависит:

1) от температуры и давления;

2) от температуры линейно;

3) от температуры нелинейно;

4) ни от чего не зависит – постоянна.

6. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ

6.1. Теоретическая часть

Законы (начала) термодинамики – совокупность постулатов, лежащих в основе всей науки – термодинамики. Эти положения были установлены в результате научных исследований и были доказаны экспериментально.

Начала термодинамики независимы, то есть из одного нельзя вывести другое, но вместе они составляют основу целой науки.

Нулевым (общим) началом термодинамики иногда называют принцип, согласно которому замкнутая система независимо от начального состояния в конце концов приходит к состоянию термодинамического равновесия и самостоятельно выйти из него не может.

Первое начало термодинамики – это закон сохранения энергии применительно к термодинамическим системам.

Второе начало термодинамики (закон возрастания энтропии) накладывает ограничения на направление термодинамических процессов, запрещая самопроизвольную передачу тепла от менее нагретых тел к более нагретым.

Третье начало термодинамики (теорема Нереста) – говорит о том, как энтропия ведет себя вблизи абсолютного нуля температур.

6.1.1. Первый закон термодинамики

Первый закон термодинамик является частным случаем всеобщего закона сохранения и превращения энергии, сформулированного русским ученым Михаилом Васильевичем Ломоносовым в 1750 г. Частность первого закона заключается в том, что он записывается для макроскопических неподвижных систем. В первом законе термодинамики фигурируют величины, связанные с тепловым движением частиц. Первый закон (его также называют постулатом или началом) сформулирован на основе обобщения результатов анализа большого числа физических явлений, но справедливость его обосновывается лишь тем, что до сих пор в окружающей действительности не обнаружено ни одного противоречащего рассматриваемому закону явления.

Первый закон термодинамики был сформулирован в середине XIX в. в результате работ немецкого ученого, врача Юлиуса Робер-

та Майера и английского физика Джеймса Прескотта Джоуля: **количество теплоты, полученное термодинамической системой, идет на изменение ее внутренней энергии и совершение работы над внешними телами**

$$Q = \Delta U + L; \quad (6.1)$$

для 1 кг: $q = \Delta u + l,$

где $\Delta u = \bar{c}_v (t_2 - t_1).$

Применительно к закрытой термодинамической системе первый закон термодинамики в дифференциальном виде можно записать:

$$dU = dQ - dL = dQ - p dV. \quad (6.2)$$

Уравнение (6.2) является первой формой записи первого закона термодинамики.

Так как

$$dQ - dU - p dV = 0, \quad (6.3)$$

то применительно к изолированной системе первый закон термодинамики можно сформулировать следующим образом: **какие бы изменения не происходили в изолированной системе, полный запас энергии такой системы не изменится.**

То есть при осуществлении кругового процесса, например, в тепловом двигателе нельзя получить работы «из ничего». Такой гипотетический двигатель называют **вечным двигателем (*perpetum mobile*) первого рода**. Поэтому основное содержание первого закона термодинамики можно резюмировать следующим образом: **вечный двигатель первого рода не возможен.**

Часто первый закон термодинамики записывается через энтальпию.

Энтальпия – это количество энергии, которое доступно для преобразования в теплоту при определенном давлении и температуре. Обозначается I или H [Дж], а для 1 кг массы: i или h [Дж/кг]. Данная величина является параметром состояния термодинамической системы.

$$I = U + pV; \quad (6.4)$$

для 1 кг: $i = u + pv$,

где $U(u)$ – внутренняя энергия для произвольного количества газа;
 $pV(pv)$ – работа, которую нужно затратить, чтобы раздвинуть среду и поместить в нее термодинамическую систему.

Для идеальных газов:

$$i = \bar{c}_p \cdot T. \quad (6.5)$$

Запишем уравнение (6.4) в дифференциальной форме:

$$dI = dU + d(pV) = dU + p dV + V dp. \quad (6.6)$$

Подстановка (6.2) в (6.6) дает:

$$dI = dQ - \cancel{pdV} + \cancel{pdV} + V dp = dQ + V dp = dQ - dL_0, \quad (6.7)$$

где $dL_0 = -V dp$ – элементарная работа, Дж, изменения давления, которая в зависимости от решаемой задачи называется **располагаемой** (полезной внешней или технической). Уравнение (6.7) называют второй формой записи первого закона термодинамики.

Все основные компоненты уравнения (6.1) для конечного изменения состояния: Q , L и ΔU изменяются в соответствии с СИ в одних и тех же единицах – Дж. Итак, это единица измерения энергии (работы). Что касается тепловой энергии, то в промышленности до сих пор используются и другие единицы измерения (хотя они и считаются устаревшими), например, калория: 1 кал = 4,1868 Дж; килограмм-сила на метр: 1 кгс·м = 9,8067 Дж. В качестве единицы измерения электрической энергии широко применяется кВт·ч: 1 кВт·ч = 3 600 кДж (табл. 6.1).

Таблица 6.1

Единицы измерения энергии

	Дж	ккал	кВт·ч
Дж	1	$2,39 \cdot 10^{-4}$	$2,78 \cdot 10^{-7}$
ккал	4186,8	1	$1,163 \cdot 10^{-3}$
кВт·ч	$3,6 \cdot 10^6$	859,8	1

Что касается мощности, то так как за единицу работы принят Дж, то единицей мощности будет являться Дж/с. Эта единица носит название ватт (Вт). Аналогично внесистемные единицы измерения будут выглядеть: кал/с, кгс·м/с. Есть еще одна внесистемная единица мощность – лошадиная сила (л. с.) (табл. 6.2). Употребляется редко и чаще всего в области касающейся транспорта. Тепловая мощность – Q [Вт], электрическая – N [Вт].

Таблица 6.2

Единицы измерения мощности

	Вт	кал/с	л. с.
Вт	1	0,239	$1,36 \cdot 10^{-3}$
кал/с	4,1868	1	$5,69 \cdot 10^{-3}$
л. с.	736	175,5	1

Пользуясь первым законом термодинамики, можно определить КПД энергетических установок η , характеризующий степень совершенства превращения ими теплоты в работу.

КПД может быть вычислен, если известны две величины:

– **удельный расход топлива** b – это расход топлива на единицу энергии. В зависимости от вида топлива (твердое, жидкое или газообразное) и выбранной единицы энергии, удельный расход топлива может измеряться в следующих размерностях: кг/(кВт·ч), м³/Дж, кг/ккал и т. д.;

– **теплота сгорания топлива** (теплотворная способность топлива) Q_H^p – это то количество теплоты, которое выделяется при полном сгорании массовой или объемной единицы топлива. Возможные размерности: кВт·ч/кг, кДж/кг, МДж/м³ и т. д.

Так, если удельный расход топлива выражен в кг/(кВт·ч), а теплота сгорания топлива в кДж/кг, то КПД энергетической установки определится

$$\eta = \frac{3\,600}{b \cdot Q_H^p}. \quad (6.8)$$

если бы теплота сгорания топлива измерялась в кВт·ч /кг, то:

$$\eta = \frac{1}{b \cdot Q_{\text{н}}^{\text{p}}} . \quad (6.9)$$

Количество энергии, выделяющейся при расщеплении 1 кг ядерного топлива, может быть условно названо их теплотой сгорания. Для урана 235 эта величина равна $22,9 \cdot 10^6$ кВт·ч /кг.

В зависимости от вида топлива (природный газ, мазут, каменный уголь и т. д.) общий **расход топлива** B может измеряться в различных величинах (кг, м³, л и т. д.) и может быть дан в зависимости от времени (кг/ч, м³/с, л/год и т. д.). При выполнении технико-экономических расчетов часто используют понятие «условное топливо».

Условное топливо – это единица учета органического топлива, применяемая для сопоставления эффективности различных видов топлива и их суммарного учета.

Для перевода условного топлива в натуральное можно использовать следующие формулы:

– если теплота сгорания топлива измеряется в ккал/кг:

$$B = B_{\text{у.т.}} \cdot \frac{7\,000}{Q_{\text{н}}^{\text{p}}} ; \quad (6.10)$$

– если теплота сгорания топлива измеряется в МДж/кг:

$$B = B_{\text{у.т.}} \cdot \frac{29,31}{Q_{\text{н}}^{\text{p}}} . \quad (6.11)$$

Время работы или число часов использования установленной мощности энергетической установки (объекта) обозначается τ и измеряется соответственно в ч, мин., с, годах и т. д.

Энергия, которую вырабатывают энергетические установки и предприятия, можно разделить на тепловую и электрическую, и называют ее **выработкой**:

– тепловая выработка:

$$W_{\text{т}} = Q \cdot \tau ; \quad (6.12)$$

– электрическая выработка:

$$W_{\text{э}} = N \cdot \tau . \quad (6.13)$$

Общее выражение для определения выработки энергетической установки (предприятия):

$$W = B \cdot Q_{\text{н}}^{\text{р}} \cdot \eta . \quad (6.14)$$

6.1.2. Второй закон термодинамики

В первом законе термодинамики характеризуются процессы превращения энергии с количественной стороны и устанавливается связь между различными формами энергии, но не указываются направления процессов.

Второй же закон термодинамики определяет именно направление, в котором протекают процессы, устанавливает условия преобразования тепловой энергии в механическую, а также определяет максимальное значение работы, которая может быть произведена тепловым двигателем.

И так, процесс теплообмена обладает свойством определенной направленности и прекращается при достижении равенства температур. Изменить естественное направление процесса на обратное возможно, но только за счет затраты работы (например, в холодильных машинах).

Многие самопроизвольные превращения ведут системы, в которых они протекают, к выравниванию главных различий: к исчезновению разности потенциалов, к равновесию, что на молекулярном уровне соответствует максимальной неупорядоченности – хаосу.

Второй закон термодинамики был открыт в 1824 г. французским физиком Сади Карно при анализе возможности создания наиболее совершенного теплового двигателя – машины, превращающей с максимальной эффективностью теплоту в механическую работу.

Карно впервые указал на возможность превращения теплоты в полезную работу в двигателе при наличии двух источников теплоты: одного с более высокой температурой (нагревателя) и другого с меньшей температурой (холодильника).

Позднее и другие ученые дали свои формулировки второму закону термодинамики. Немецкий физик Рудольф Клаузиус: **«Невозможен процесс, при котором теплота самопроизвольно переходила бы от холодных тел к телам нагретым»**. Лорд Кельвин (британский ученый Уильям Томсон): **«Невозможно создать машину, работающую без внешнего источника энергии, которая бы полностью преобразовывала теплоту в работу, какой-то остаток теплоты всегда нельзя будет использовать для получения работы»**.

Все действительные термодинамические процессы являются неравновесными и необратимыми. Характерным примером необратимого процесса является движение с трением, в результате которого выделяется теплота. При этом в окружающей среде исчезает порция упорядоченной энергии и вместо нее появляется порция неупорядоченной энергии, то есть происходит диссипация (рассеивание) энергии.

Мерой такой необратимости процесса (мерой хаоса) является энтропия. **Энтропия** – это часть внутренней энергии замкнутой термодинамической системы, которая не может быть использована (преобразована в другой вид энергии) в реальном процессе. Полная энтропия обозначается S , измеряется в Дж/К, удельная – s , в Дж/(кг · К). Данная величина также является параметром состояния термодинамической системы.

Основным уравнением для определения энтропии в обратимом процессе является выражение

$$ds = \frac{dq}{T}. \quad (6.15)$$

Поскольку в технической термодинамике приходится иметь дело не с абсолютным значением энтропии, а с ее изменением, отсчет значений энтропии можно вести от любого состояния. Для идеальных газов принято считать значение энтропии равным нулю при нормальных условиях.

Определение энтропии для любого состояния идеального газа, отсчитанной от нормального состояния, производится по следующим формулам (при $c = \text{const}$):

$$\begin{aligned}
s &= \bar{c}_v \ln \frac{T}{273} + R \ln \frac{v}{v_H}; \\
s &= \bar{c}_p \ln \frac{T}{273} - R \ln \frac{p}{p_H}; \\
s &= \bar{c}_v \ln \frac{p}{p_H} + \bar{c}_p \ln \frac{v}{v_H}.
\end{aligned} \tag{6.16}$$

Изменение энтропии между двумя произвольными состояниями идеального газа определяется по следующим формулам (при $c = \text{const}$):

$$\begin{aligned}
\Delta s &= \bar{c}_v \ln \frac{T_2}{T_1} + R \ln \frac{v_2}{v_1}; \\
\Delta s &= \bar{c}_p \ln \frac{T_2}{T_1} - R \ln \frac{p_2}{p_1}; \\
\Delta s &= \bar{c}_v \ln \frac{p_2}{p_1} + \bar{c}_p \ln \frac{v_2}{v_1}.
\end{aligned} \tag{6.17}$$

Второй закон термодинамики математически может быть выражен следующим образом:

$$dS \geq \frac{dQ}{T}, \tag{6.18}$$

где dS – бесконечно малое приращение энтропии системы;

dQ – бесконечно малое количество теплоты, полученное термодинамической системой от источника теплоты;

T – абсолютная температура источника теплоты.

Знак неравенства соответствует необратимым процессам, а знак равенства – обратимым.

Следовательно, аналитическое выражение второго закона термодинамики для бесконечно малого обратимого процесса имеет вид

$$dQ = TdS. \tag{6.19}$$

Для изолированной системы внешний теплообмен, как и любой другой вид энергообмена, отсутствует и, следовательно, $dQ = 0$.

Согласно (6.18) при $dQ = 0$:

$$dS \geq 0, \quad (6.20)$$

при этом, как и в предыдущем случае, знак равенства соответствует обратимым процессам, а знак неравенства – необратимым.

Уравнение (6.20) является аналитическим выражением принципа возрастания энтропии применительно к изолированной системе. Отсюда следует еще одна формулировка второго закона термодинамики: **«Энтропия изолированной системы при наличии в ней неравновесных процессов всегда возрастает».**

Российский и немецкий ученый Фридрих Вильгельм Оствальд сформулировал второй закон термодинамики так: **«В любом изолированном процессе энтропия системы остается постоянной или увеличивается, но никогда не уменьшается».** Это означает, что все процессы стремятся к состоянию большего беспорядка, то есть энергия в термодинамической системе со временем становится менее доступной для выполнения работы.

Австрийский физик Людвиг Больцман выразил эту мысль так: **«Природа стремится от состояний менее вероятных к состояниям более вероятным».**

Для превращения теплоты в работу необходимы специальные условия: наличие по крайней мере двух тел с разными температурами, между которыми посредник (термодинамическая система) мог бы осуществить цикл и произвести работу.

Из второго закона термодинамики следует, что **невозможно создать вечный двигатель второго рода.**

Вечным двигателем второго рода называют гипотетический двигатель, который мог бы работать с одним источником теплоты, то есть двигатель, превращающий теплоту в работу при отсутствии разности температур в окружающей среде.

Карно утверждает, что **для перевода теплоты в работу необходимо наличие, кроме источника теплоты, охладителя с более низкой температурой, то есть необходим температурный перепад.**

Таким образом наиболее распространенные формулировки второго закона термодинамики отражают именно характер необратимых процессов – **принцип возрастания энтропии.**

Неизбежное возрастание энтропии изолированной системы при самопроизвольных необратимых процессах в ней было необоснованно возведено Клаузиусом в универсальный физический закон, определяющий состояние Вселенной: энергия Вселенной остается постоянной, энтропия Вселенной стремится к максимуму.

Таким образом, согласно Клаузиусу, все процессы, протекающие во Вселенной, ввиду их односторонности, должны со временем привести Вселенную в такое состояние, при котором все градиенты исчезнут и все жизненные процессы замрут. Такое состояние принято называть «тепловой смертью» Вселенной. Однако этот вывод Клаузиуса является ошибочным. Второй закон термодинамики дает достоверные результаты в земных условиях для конечных изолированных систем. При этом, согласно Больцману, необратимость процессов не универсальна, то есть во Вселенной могут происходить не только процессы, в которых энергия деградирует, но и процессы, в которых она возрождается и концентрируется. Например, образование новых звезд и звездных ассоциаций. Следовательно, можно говорить о неправомерности распространения второго закона термодинамики на всю Вселенную.

6.1.3. Объединенные выражения для первого и второго законов термодинамики

Под объединенными уравнениями понимают соотношения, получаемые из уравнений для первого и второго законов термодинамики.

Ранее для закрытой системы были получены следующие выражения:

$$dQ = dU + pdV ; \quad (6.21)$$

$$dQ = dI - Vdp ; \quad (6.22)$$

$$dS \geq dQ/T , \quad (6.23)$$

объединив которые можно записать

$$TdS \geq dU + pdV ; \quad (6.24)$$

$$TdS \geq dI - Vdp . \quad (6.25)$$

Очень часто, особенно при протекании химических процессов, первый закон термодинамики записывается относительно внутренней энергии, изменение которой идет на свободно выделенную теплоту (теплоту реакции) и различные работы.

В этом случае для закрытых систем будем иметь:

$$dU \leq TdS - pdV ; \quad (6.26)$$

$$dI \leq TdS + Vdp . \quad (6.27)$$

В аналитической механике функцию, дифференциал которой с обратным знаком равен элементарной работе, принято называть потенциалом. По аналогии в термодинамике есть понятия **энергетических потенциалов**:

- изохорно-изоэнтروпный потенциал – U , при $S, V = \text{const}$;
- изобарно-изоэнтропный потенциал – I , при $S, p = \text{const}$;
- изохорно-изотермический потенциал – A , при $T, V = \text{const}$;
- изобарно-изотермический потенциал – G , при $T, p = \text{const}$.

В других сочетаниях фиксации параметров перечисленные функции потенциалами не являются. Например, U не является энергетическим потенциалом в процессе, где $S, p = \text{const}$.

Следует отметить, что в реальных условиях осуществить процессы с $S, V = \text{const}$ или $S, p = \text{const}$ сложно, поскольку нет прибора, измеряющего энтропию. Более удобны в этом отношении изохорно-изотермический A (энергия Гельмгольца) и изобарно-изотермический G (энергия Гиббса) потенциалы.

Энергия Гельмгольца – это величина, убыль которой в изотермическом процессе равна работе, совершенной системой над внешними телами:

$$A = U - TS . \quad (6.28)$$

Энергия Гиббса (свободная энергия) – это величина, показывающая изменение энергии в ходе химической реакции:

$$G = I - TS . \quad (6.29)$$

Введенные новые величины являются функциями состояния. Дифференцируя (6.28) и (6.29), получим:

$$dA = dU - TdS - SdT ; \quad (6.30)$$

$$dG = dI - TdS - SdT, \quad (6.31)$$

а подставляя сюда dU и dI (6.26) и (6.27), имеем:

$$\begin{aligned} dA &\leq Td\mathcal{S} - pdV - Td\mathcal{S} - SdT, \\ dG &\leq Td\mathcal{S} + Vdp - Td\mathcal{S} - SdT \Rightarrow \\ dA &\leq -pdV - SdT; \end{aligned} \quad (6.32)$$

$$dG \leq Vdp - SdT. \quad (6.33)$$

Выражения (6.26), (6.27), (6.32) и (6.33) являются различными формами записи объединенного выражения для первого и второго законов термодинамики. При этом знак неравенства соответствует необратимым процессам, а знак равенства – обратимым.

6.1.4. Третий закон термодинамики

Третий закон термодинамики был установлен немецким ученым Вальтером Германом Нернстом на основе обобщения экспериментальных исследований различных веществ при сверхнизких температурах. Он гласит, что **энтропия любой термодинамической системы стремиться к нулю при стремлении к нулю абсолютной температуры системы:**

$$\lim_{T \rightarrow 0} S = 0. \quad (6.34)$$

Третий закон термодинамики также известен как тепловая теорема или принцип Нернста. Это связано с тем, что он основан на более глубоком теоретическом понимании термодинамических систем и статистической механики, а также дает возможность предсказывать и описывать физические явления, что больше соответствует определениям теорем, чем законов.

Принцип Нернста был развит в 1911 г. немецким физиком Максом Планком, который предположил, что при абсолютном нуле температуры энтропия так же равна нулю.

Третий закон термодинамики так же говорит о том, что **создание вечного двигателя третьего рода невозможно.**

Вечный двигатель третьего рода – это воображаемый двигатель, в котором бы осуществлялся замкнутый круговой процесс с отводом теплоты от рабочего тела при абсолютном нуле температуры.

Следствием третьего закона термодинамики является положение о недостижимости абсолютного нуля температуры. Однако это не запрещает приближаться к нему сколь угодно близко. Например, современные методы могут позволить достичь температур всего лишь в несколько миллиардов долей Кельвина выше абсолютного нуля.

Третье начало термодинамики не нарушается в обычном смысле этого слова, но придерживаться его условий можно только теоретически. Например, кристаллы фторида лития (LiF) могут содержать дефекты кристаллической решетки, которые даже при крайне низких температурах могут поддерживать достаточное количество микросостояний молекулярной системы вещества, что приведет к высокому уровню энтропии и она не будет стремиться к нулю. Но стоит отметить, что исследования кристаллов LiF показали аномалии и теплоемкости, и других их термодинамических свойств при низких температурах. Таким образом, кристаллы LiF демонстрируют сложное поведение в области низких температур. К идеальным газам, ведущим себя аномально при низких температурах, что в свою очередь ставит под сомнение простую интерпретацию третьего закона термодинамики, относятся: гелий (особенно изотоп гелий-4), водород, оксид углерода, аммиак, метан и т. д.

Энтропия классического идеального газа при температуре, стремящейся к нулю, будет стремиться к минус бесконечности, так как тепловое движение молекул в таких условиях прекращалось бы, однако это потребовало бы удаления всех тепловых движений частиц, энергия которых становится минимальной, но не нулевой. Это говорит о том, что при низких температурах уравнение Менделеева – Клапейрона неадекватно описывает поведение реальных газов, особенно в условиях низких температур. Таким образом, при изучении веществ, находящихся при сверхнизких температурах, вместо классической физики необходимо пользоваться законами квантовой.

На практике термодинамическая система будет всегда находиться при температуре выше абсолютного нуля.

6.2. Практическая часть

Задачи

1. В сосуд, содержащий 5 л воды при температуре 20 °С, помещен электронагреватель мощностью 800 Вт. Определить сколько времени потребуется, чтобы вода нагрелась до температуры кипения 100 °С.

2. Во сколько раз уран эффективнее каменного угля с теплотой сгорания $27\,500\text{ кДж/кг}$?

3. Найти часовой расход топлива, необходимого для работы паровой турбины мощностью 25 МВт , если теплота сгорания топлива $33,85\text{ МДж/кг}$. Известно, что на превращение тепловой энергии в механическую расходуется 35% теплоты сожженного топлива.

4. В котельной электростанции за 20 ч работы сожжены 62 т каменного угля, имеющего теплоту сгорания $28\,900\text{ кДж/кг}$. Определить среднюю мощность электростанции, если в электрическую энергию превращается 18% теплоты от сжигания топлива.

5. Определить годовой расход ядерного топлива для реактора АЭС с тепловой мощностью 500 МВт , если число часов работы реактора составляет $7\,000\text{ ч}$.

6. Первая в мире АЭС имела тепловую мощность 30 МВт и электрическую 5 МВт . Найти суточный расход урана, если выработка электроэнергии составляла $120\,000\text{ кВт} \cdot \text{ч}$. Определить также какое количество угля с теплотой сгорания $25\,800\text{ кДж/кг}$ потребовалось бы для такой же выработки на аналогичной ТЭС при условии, что КПД ТЭС равно КПД АЭС.

7. На ТЭС за 24 часа работы сожжено $720\,000\text{ м}^3$ природного газа, имеющего теплоту сгорания $31,8\text{ МДж/м}^3$. Определить среднюю электрическую мощность станции, а также удельный расход топлива, если ее КПД равен 35% .

8. Определить суточную выработку электроэнергии на ТЭЦ с мощностью 542 МВт . В качестве основного топлива на ТЭЦ используется природный газ, расход которого также необходимо определить. При сгорании 1 м^3 природного газа выделяется энергия в количестве 33 МДж . На выработку $1\text{ кВт} \cdot \text{ч}$ электроэнергии, производимой ТЭЦ, расходуется 228 г у. т. Сколько урана потребуется для работы аналогичной АЭС?

9. Электрическая мощность Белорусской АЭС $2\,400\text{ МВт}$. При расщеплении 1 кг ядерных горючих выделяется энергия в количестве $22,9\text{ млн. кВт} \cdot \text{ч/кг}$. На выработку $1\text{ кВт} \cdot \text{ч}$ электроэнергии, производимой АЭС, расходуется 336 г условного топлива, которое при сгорании 1 кг выделяет $7\,000\text{ ккал/кг}$. Определить КПД АЭС и суточный расход топлива. Найдите также суточный расход топлива на ТЭС с такими же КПД и расходом у. т. на $1\text{ кВт} \cdot \text{ч}$, если при сгорании 1 м^3 природного газа, используемого для работы ТЭС, выделяется энергия в количестве 34 МДж .

10. Комбинированный источник тепловой и электроэнергии имеет следующие характеристики: тепловой КПД 40 %, электрический КПД 45 %. Требуется определить удельную выработку электроэнергии на тепловом потреблении и удельный расход условного топлива на кВт · ч, если удельный расход условного топлива на 1 Гкал тепловой энергии принимается равным 160 кг. Найти также суточный расход натурального топлива для данной установки электрической мощностью 1 МВт, если теплота сгорания натурального топлива $9,1 \text{ кВт} \cdot \text{ч}/\text{м}^3$.

Тесты для самопроверки

1. Как называют принцип, согласно которому замкнутая система независимо от начального состояния в конце концов приходит к состоянию термодинамического равновесия?

- 1) нулевое начало термодинамики;
- 2) первое начало термодинамики;
- 3) второе начало термодинамики;
- 4) третье начало термодинамики.

2. Количество энергии, которое доступно для преобразования в теплоту, — это:

- 1) S ;
- 2) G ;
- 3) I ;
- 4) A .

3. Единицей измерения мощности является:

- 1) кгс · м;
- 2) кал/с;
- 3) Дж;
- 4) ккал.

4. Какой закон термодинамики часто считают теоремой?

- 1) 0-й;
- 2) I-й;
- 3) II-й;
- 4) III-й.

5. Чья размерность $\text{м}^3/\text{с}$?

- 1) W ;
- 2) B ;
- 3) b ;
- 4) Q_n^p .

6. Какой постулат термодинамики определяет направление, в котором протекают процессы?

- 1) 0-й;
- 2) I-й;
- 3) II-й;
- 4) III-й.

7. Единицей измерения энергии является:

- 1) кал/с;
- 2) л. с.;
- 3) Дж/с;
- 4) Ккал.

8. Чья размерность $\text{кВт} \cdot \text{ч}/\text{кг}$?

- 1) W ;
- 2) B ;
- 3) b ;
- 4) Q_n^p .

9. Вечным двигателем ... называют гипотетический двигатель, который мог бы превращать теплоту в работу при отсутствии разности температур в окружающей среде.

- 1) первого рода;
- 2) второго рода;
- 3) третьего рода;
- 4) нет подходящего варианта ответа.

10. ... – это величина, убыль которой в изотермическом процессе равна работе, совершенной системой над внешними телами.

- 1) S ;
- 2) G ;
- 3) I ;
- 4) A .

7. ОСНОВНЫЕ ПРОЦЕССЫ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ

7.1. Теоретическая часть

Любой цикл тепловой или холодильной машины состоит из совокупности отдельных последовательных термодинамических процессов. **Полиτροпный процесс** (от греческого πολυ – «много» и τροπε – «превращение») является обобщающим, а из соотношений для него вытекают частные случаи основных термодинамических процессов: изохорный, изобарный, изотермический и адиабатный. Допускается также наименование этих процессов: изохорический, изобарический, изотермный, адиабатический и политропический.

7.1.1. Изохорный процесс

Изохорный процесс происходит при нагревании или охлаждении газа в постоянном объеме. Это может быть цилиндр с неподвижным поршнем или резервуар постоянного объема.

Уравнение изохорного процесса: $v = \text{const}$.

Соотношение между основными параметрами состояния в изохорном процессе следует из закона Шарля (3.12):

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}. \quad (7.1)$$

В p - v -координатах изохора изображается прямой, параллельной оси ординат. В T - s -координатах изохора является логарифмической кривой, протекающей так, что при увеличении температуры увеличивается и энтропия (рис. 7.1).

При нагревании газа (процесс 1–2, рис. 7.1) его давление и температура повышаются (изохорный нагрев), а при охлаждении (процесс 1–3, рис. 7.1) – уменьшаются (изохорное охлаждение).

Механическая работа газа в изохорном процессе равна нулю, так как нет изменения объема:

$$v = \text{const} \Rightarrow dv = 0 \Rightarrow \int_{v_1}^{v_2} p dv = 0. \quad (7.2)$$

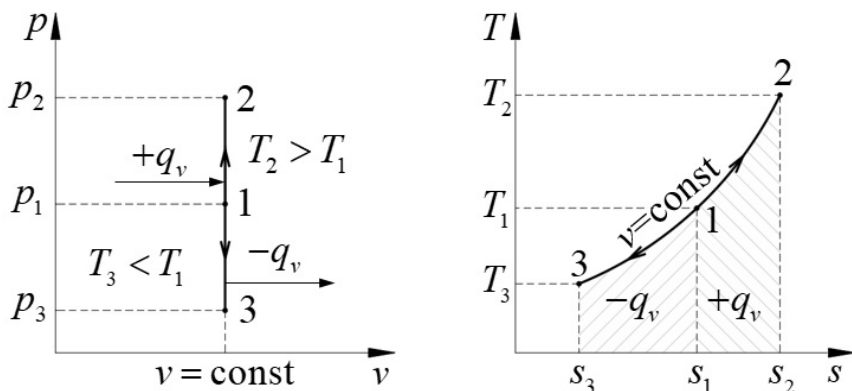


Рис. 7.1. Изохорные процессы

Согласно первому закону термодинамики, в таком случае вся теплота изохорного процесса будет расходоваться на изменение его внутренней энергии:

$$\begin{aligned} \text{для } m \text{ кг: } Q_v &= \Delta U + L = \Delta U \text{ [Дж]}; \\ \text{для } 1 \text{ кг: } q_v &= \Delta u + l = \Delta u \text{ [Дж/кг]}. \end{aligned} \quad (7.3)$$

Следовательно, в изохорном процессе с подводом теплоты (1–2, рис. 7.1) внутренняя энергия газа, а, соответственно, и его температура повышаются, а в процессе с отводом теплоты (1–3, рис. 7.1) – снижаются.

Теплота изохорного процесса

$$\begin{aligned} \text{для } m \text{ кг: } Q_v &= \Delta U = m\bar{c}_v(t_2 - t_1) = V_n\bar{c}'_v(t_2 - t_1) \text{ [Дж]}; \\ \text{для } 1 \text{ кг: } q_v &= \Delta u = \bar{c}_v(t_2 - t_1) \text{ [Дж/кг]}. \end{aligned} \quad (7.4)$$

Так как изменение внутренней энергии идеального газа не зависит от характера процесса, то по (7.4) можно определить изменение внутренней энергии в любом термодинамическом процессе.

7.1.2. Изобарный процесс

Изобарный процесс происходит при нагревании или охлаждении идеального газа с постоянным давлением. Такой процесс может быть

получен в цилиндре с подвижным поршнем, на который действует постоянная нагрузка.

Уравнение изобарного процесса: $p = \text{const}$.

Согласно закону Гей-Люссака (3.10), соотношение между основными термодинамическими параметрами при изобарном процессе:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} = \frac{v_1}{v_2}. \quad (7.5)$$

В $p\nu$ -координатах изобара – это прямая, параллельная оси абсцисс. В Ts -координатах изобара является логарифмической кривой (рис. 7.2).

При изобарном подводе теплоты (процесс 1–2, рис. 7.2) объем газа и его температура увеличиваются (изобарное расширение или изобарный нагрев), а при отводе теплоты (процесс 1–3, рис. 7.2) – уменьшаются (изобарное сжатие или изобарное охлаждение).

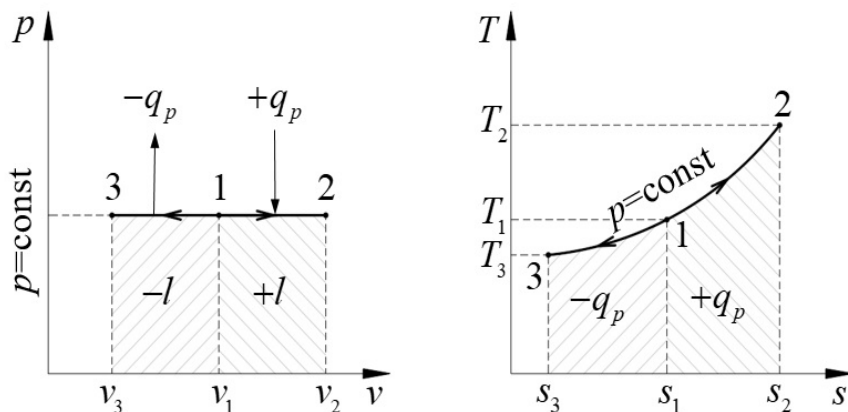


Рис. 7.2. Изобарные процессы

Изменение внутренней энергии в изобарном процессе можно определить аналогично изохорному процессу (7.4):

$$\begin{aligned} \text{для } m \text{ кг: } \Delta U &= m \bar{c}_v (t_2 - t_1) = V_n \bar{c}_v (t_2 - t_1) \quad [\text{Дж}]; \\ \text{для } 1 \text{ кг: } \Delta u &= \bar{c}_v (t_2 - t_1) \quad [\text{Дж/кг}]. \end{aligned} \quad (7.6)$$

Работу 1 кг идеального газа определяют по уравнению

$$l = \int_{v_1}^{v_2} p dv = p(v_2 - v_1) \text{ [Дж/кг]}, \quad (7.7)$$

следовательно, для массы m кг:

$$L = p(V_2 - V_1) \text{ [Дж]}. \quad (7.8)$$

С помощью уравнения состояния идеального газа: $p v = R T$ и $P V = m R T$, можно преобразовать формулы (7.7) и (7.8) следующим образом соответственно:

$$\begin{aligned} \text{для 1 кг: } l &= R(T_2 - T_1) \text{ [Дж/кг]}; \\ \text{для } m \text{ кг: } L &= m R(T_2 - T_1) \text{ [Дж]}. \end{aligned} \quad (7.9)$$

Теплота, необходимая для совершения изобарного процесса по первому закону термодинамики, используя следующие соотношения для идеальных газов: (5.2), (6.5), (7.6) и (7.9), можно получить для 1 кг массы

$$q_p = \Delta u + l = \Delta i = i_2 - i_1 = \bar{c}_v(T_2 - T_1) + R(T_2 - T_1) = \bar{c}_p(T_2 - T_1) \text{ [Дж/кг]} \quad (7.10)$$

и для m кг массы

$$Q_p = m \bar{c}_p(t_2 - t_1) = V_n \bar{c}_p'(t_2 - t_1) \text{ [Дж]}. \quad (7.11)$$

Поскольку ранее было сказано, что изохора и изобара в Ts -координатах представляют собой логарифмические кривые, то необходимо сопоставить их взаимное расположение. Рассмотрим изобарный (процесс $0-p$) и изохорный (процесс $0-v$) процессы, протекающие в одном и том же интервале температур (рис. 7.3).

Так как $\bar{c}_p > \bar{c}_v$ на величину газовой постоянной R , согласно уравнению Майера (5.2), а проекция на ось абсцисс пропорциональна теплоемкостям, то изменение энтропии в изобарном процессе будет больше, чем изменение энтропии в изохорном процессе ($\Delta s_p > \Delta s_v$). Значит изохора будет более крутой логарифмической кривой, чем изобара.

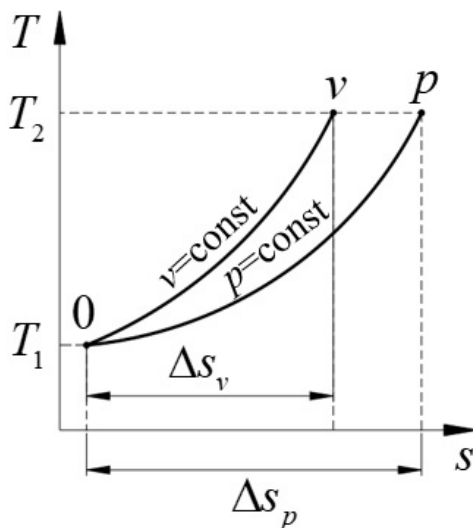


Рис. 7.3. Сопоставление изобарного и изохорного процессов

7.1.3. Изотермический процесс

Изотермический процесс происходит при расширении или сжатии идеального газа при постоянной температуре. Уравнение изотермического процесса: $T = \text{const}$ ($t = \text{const}$, $pv = \text{const}$).

Соотношение между начальными и конечными основными термодинамическими параметрами в данном процессе вытекает из закона Бойля – Мариотта (3.9):

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1} = \frac{v_2}{v_1}. \quad (7.12)$$

В pv -координатах изотерма является равнобокой гиперболой. В Ts -координатах – прямая, параллельная оси абсцисс (рис. 7.4).

Для поддержания постоянной температуры при расширении газа (изотермическое расширение), необходимо подвести теплоту (процесс 1–2, рис. 7.4), а при сжатии (изотермическое сжатие) отвести теплоту (процесс 1–3, рис. 7.4), так как в процессе расширения газ совершает полезную работу, а в процессе сжатия работа совершается над газом.

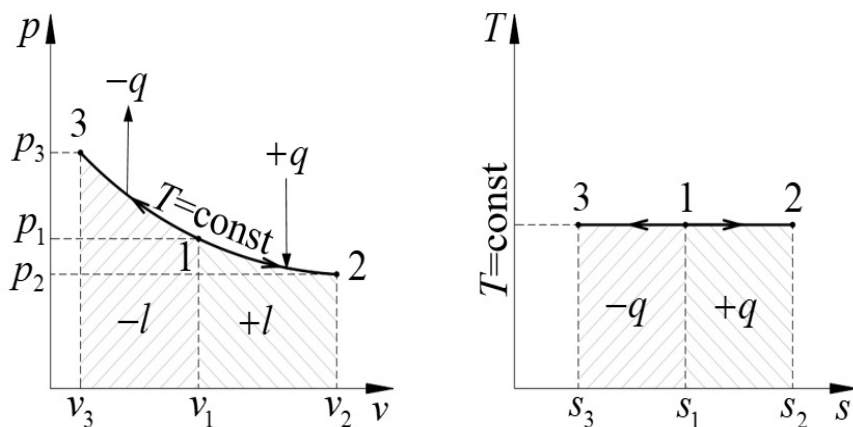


Рис. 7.4. Изотермические процессы

Поскольку для идеального газа $du = \bar{c}_v dT$, а $di = \bar{c}_p dT$, то изотермический процесс с идеальным газом одновременно является процессом при постоянной внутренней энергии ($du = 0$) и при постоянной энтальпии ($di = 0$).

В соответствии с первым законом термодинамики

$$dq = du + dl = dl, \quad q = l, \quad (7.13)$$

то есть вся теплота затрачивается на совершение работы.

Работа 1 кг идеального газа в изотермическом процессе:

$$l_{1-2} = \int_{v_1}^{v_2} p dv = p_1 v_1 \ln \frac{v_2}{v_1}. \quad (7.14)$$

Используя уравнение состояния идеального газа $pv = RT$ и соотношение для основных параметров процесса (7.12), можно получить и другие формулы:

$$l = RT \ln \frac{v_2}{v_1} = RT \ln \frac{p_1}{p_2} \quad [\text{Дж/кг}]. \quad (7.15)$$

Для массы m кг:

$$L = p_1 V_1 \ln \frac{p_1}{p_2} = mRT \ln \frac{V_2}{V_1} \quad [\text{Дж}]. \quad (7.16)$$

7.1.4. Адиабатный процесс

Адиабатный процесс происходит при расширении или сжатии газа без внешнего теплообмена ($dq = 0$). Уравнение адиабатного процесса: $s = \text{const}$ ($pv^k = \text{const}$), где k – показатель адиабаты (коэффициент Пуассона).

Соотношение между основными термодинамическими параметрами в данном процессе:

$$p_1 v_1^k = p_2 v_2^k \Rightarrow \frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^k. \quad (7.17)$$

Перепишем (7.17) с учетом того, что $\rho = 1/v$:

$$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{\rho_2}{\rho_1} \right)^k. \quad (7.18)$$

Записав уравнение состояния 1 кг идеального газа для двух точек процесса: $p_1 v_1 = RT_1$ и $p_2 v_2 = RT_2$, получим соотношение между температурами и удельными объемами, поделив одно уравнение состояния на другое:

$$\frac{p_2 v_2}{p_1 v_1} = \frac{T_2}{T_1}. \quad (7.19)$$

Заменяя отношение давлений через отношение объемов (7.17), получим

$$\frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^k \frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{k-1}. \quad (7.20)$$

Если выразить отношение объемов в (7.19) через отношение давлений из (7.17), то получим:

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{p_2}{p_1} \left(\frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{1}{k}} = \frac{p_2}{p_1} \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{-\frac{1}{k}} = \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}}. \quad (7.21)$$

В $p\nu$ -координатах адиабата является неравнобокой гиперболой. В Ts -координатах адиабатный процесс изображается прямой, параллельной оси ординат (рис. 7.5).

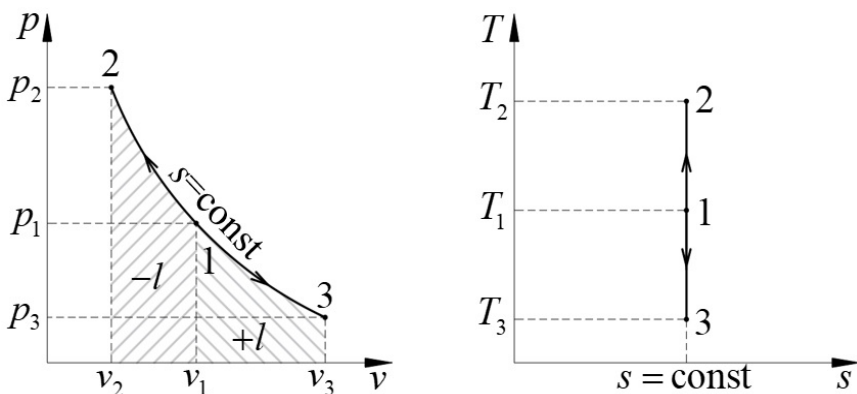


Рис. 7.5. Адиабатные процессы

Увеличение температуры и давления (процесс 1–2, рис. 7.5) происходит за счет сжатия рабочего тела (адиабатное сжатие), а падение (процесс 1–3, рис. 7.5) – при расширении (адиабатное расширение).

Из уравнения первого закона термодинамики при $dq = 0$ следует, что $dl = -du$, то есть работа в адиабатном процессе совершается только за счет уменьшения внутренней энергии, определить которую можно по (7.6).

Выражение для удельной работы в адиабатном процессе находится из определения

$$l = \int_{v_1}^{v_2} p dv \quad (7.22)$$

и уравнения адиабатного процесса $pv^k = \text{const}$. Подставив в (7.22) значение p , из уравнения процесса $p = \text{const}/v^k$, получим

$$l = \text{const} \int_{v_1}^{v_2} \frac{dv}{v^k}.$$

Интегрируя и заменяя const на $p_1 v_1^k$ или $p_2 v_2^k$, имеем:

$$l = p_1 v_1^k \left(\frac{v_2^{-k+1}}{-k+1} - \frac{v_1^{-k+1}}{-k+1} \right) = \frac{1}{1-k} (p_2 v_2^k v_2^{-k+1} - p_1 v_1^k v_1^{-k+1}) = \frac{1}{1-k} (p_2 v_2 - p_1 v_1)$$

или

$$l = \frac{1}{k-1} (p_1 v_1 - p_2 v_2) \text{ [Дж/кг]}. \quad (7.23)$$

С учетом уравнения состояния для 1 кг идеального газа $pv = RT$, (7.23) можно переписать:

$$l = \frac{R}{k-1} (T_1 - T_2) \text{ [Дж/кг]} \quad (7.24)$$

или

$$l = \frac{p_1 v_1}{k-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right) \text{ [Дж/кг]}. \quad (7.25)$$

Если воспользоваться соотношениями между основными термодинамическими параметрами состояния (7.20) и (7.21), то получим и другие выражения для определения удельной работы адиабатного процесса

$$l = \frac{p_1 v_1}{k-1} \left(1 - \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{k-1} \right) = \frac{RT_1}{k-1} \left(1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right). \quad (7.26)$$

Для массы m кг идеального газа, с учетом полученных выше формул, работа адиабатного процесса определится

$$L = \frac{mR}{k-1}(T_1 - T_2) = \frac{p_1 V_1}{k-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right) = \frac{1}{k-1} (p_1 V_1 - p_2 V_2) =$$

$$= \frac{mRT_1}{k-1} \left(1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right) \text{ и т. д. [Дж].} \quad (7.27)$$

Поскольку изотерма и адиабата в pV -координатах изображаются гиперболами, то сопоставим их взаимное расположение. Рассмотрим изотермический (процесс 0– T) и адиабатный (процесс 0– s) процессы в одном интервале давлений (рис. 7.6).

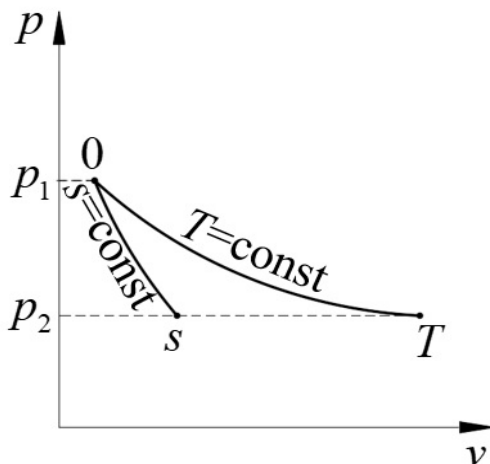


Рис. 7.6. Сопоставление изотермического и адиабатного процессов

Так как показатель адиабаты k всегда больше единицы, то адиабата всегда будет располагаться круче изотермы.

7.1.5. Политронный процесс

Процессы, протекающие в реальных энергетических установках, как правило, отличаются от рассмотренных выше, и занимают неко-

торое промежуточное положение, например, чаще всего между адиабатой и изотермой.

Уравнение политропного процесса: $pv^n = \text{const}$, где n – показатель политропы, в различных источниках информации может обозначаться разными буквами, например: α , β , γ , a , x , m и т. д. n может быть любым числом, но постоянным для конкретного рассматриваемого процесса. Так как уравнение политропного процесса схоже с уравнением адиабатного процесса, то соотношения между основными термодинамическими параметрами состояния в политропном процессе будут такими же, как и в адиабатном процессе (7.17), (7.20) и (7.21), только k нужно поменять на n :

$$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^n; \quad \frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{1}{n-1}}; \quad \frac{p_1}{p_2} = \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{n}{n-1}}. \quad (7.28)$$

Аналогичными будут и уравнения для определения работы идеального газа в политропном процессе. Единственное различие – k поменяется на n .

Для 1 кг l , Дж/кг:

$$\begin{aligned} l &= \frac{R}{n-1}(T_1 - T_2) = \frac{1}{n-1}(p_1 v_1 - p_2 v_2) = \frac{RT_1}{n-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right) = \\ &= \frac{p_1 v_1}{n-1} \left(1 - \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{n-1} \right) = \frac{p_1 v_1}{n-1} \left(1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \right), \end{aligned} \quad (7.29)$$

для m кг L , Дж:

$$\begin{aligned} L &= \frac{mR}{n-1}(T_1 - T_2) = \frac{1}{n-1}(p_1 V_1 - p_2 V_2) = \frac{mRT_1}{n-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right) = \\ &= \frac{p_1 V_1}{n-1} \left(1 - \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^{n-1} \right) = \frac{p_1 V_1}{n-1} \left(1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \right). \end{aligned} \quad (7.30)$$

Удельная теплота политропного процессе по первому закону термодинамики, учитывая то, что $\bar{c}_p - \bar{c}_v = R$ и $\bar{c}_p / \bar{c}_v = k$

$$\begin{aligned} q = \Delta u + l &= \bar{c}_v (T_2 - T_1) + \frac{R}{n-1} (T_1 - T_2) = \bar{c}_v (T_2 - T_1) + \frac{\bar{c}_p - \bar{c}_v}{n-1} (T_1 - T_2) = \\ &= \frac{\bar{c}_v (T_2 - T_1)(n-1) + \bar{c}_p - \bar{c}_v (T_1 - T_2)}{n-1} = (T_2 - T_1) \left(\frac{n\bar{c}_v - \bar{c}_v - \bar{c}_p + \bar{c}_v}{n-1} \right) = \\ &= (T_2 - T_1) \left(\frac{n\bar{c}_v - k\bar{c}_v}{n-1} \right) = \bar{c}_v \frac{n-k}{n-1} (T_2 - T_1) = \bar{c}_n (T_2 - T_1), \end{aligned} \quad (7.31)$$

где $\bar{c}_n$ – теплоемкость политропного процесса, которая из (7.31) равна

$$\bar{c}_n = \bar{c}_v \frac{n-k}{n-1}. \quad (7.32)$$

Если сначала было определено удельное количество теплоты, участвующей в политропном процессе, то удельная работа может быть также вычислена по формуле:

$$l = \frac{k-1}{k-n} q. \quad (7.33)$$

Количество теплоты в политропном процессе для m кг идеального газа может быть определено:

$$Q = m\bar{c}_v \frac{n-k}{n-1} (t_2 - t_1) = L \frac{k-n}{k-1}. \quad (7.34)$$

Если известны значения двух параметров в начальном и конечном состоянии политропного процесса, то воспользовавшись (7.28), можно рассчитать показатель политропы данного процесса:

$$n = \frac{\lg \frac{p_1}{p_2}}{\lg \frac{v_2}{v_1}}; \quad n-1 = \frac{\lg \frac{T_2}{T_1}}{\lg \frac{v_1}{v_2}}; \quad \frac{n-1}{n} = \frac{\lg \frac{T_2}{T_1}}{\lg \frac{p_2}{p_1}}. \quad (7.35)$$

При определенных значениях показателя политропы уравнение политропы соответствует уравнениям четырех основных термодинамических процессов, рассмотренных выше, а используя (7.32) и задавая различными значениями n , можно определить теплоемкость (табл. 7.1)

Таблица 7.1

Значение теплоемкости политропного процесса при различных n

Процесс	n	$\bar{c}_n$
$v = \text{const}$	$\pm\infty$	$\bar{c}_v$
$p = \text{const}$	0	$\bar{c}_p$
$t = \text{const}$	1	$\pm\infty$
$s = \text{const}$	k	0

Определив характерные точки, можно построить следующий график (рис. 7.7):

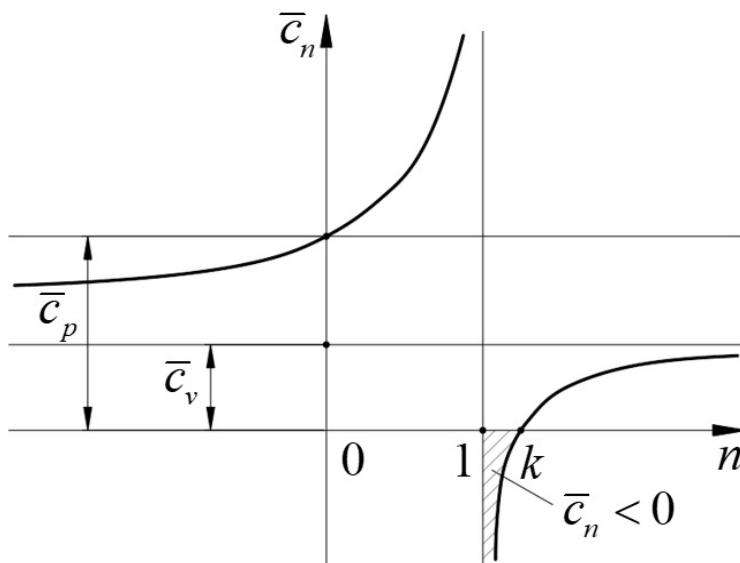


Рис. 7.7. График функции $\bar{c}_n = f(n)$

Таким образом, теплоемкость политропного процесса $\bar{c}_n$ может изменяться от $-\infty$ до $+\infty$, причем отрицательные значения она примет в интервале $1 < n < k$. Это объясняется тем, что в процессе расширения произведенная газом работа может превышать количество подведенной теплоты, то есть в этом случае работа совершается не только за счет подведенной теплоты, но и за счет убыли внутренней энергии ($du < 0$), что и приводит к уменьшению температуры. В таких процессах $dq > 0$, $dT < 0$, а следовательно $\bar{c}_n < 0$. Если в процессе сжатия количества отводимой теплоты недостаточно, чтобы процесс был изотермическим, то внутренняя энергия газа будет расти ($du > 0$, $dT > 0$), то есть теплоемкость такого политропного процесса также будет отрицательной.

Выберем некоторую произвольную точку 0 в p - v и T - s координатах и проведем через нее все рассмотренные выше линии частных случаев политропных процессов (рис. 7.8). Заштрихованные зоны соответствуют области политропных процессов с отрицательной теплоемкостью.

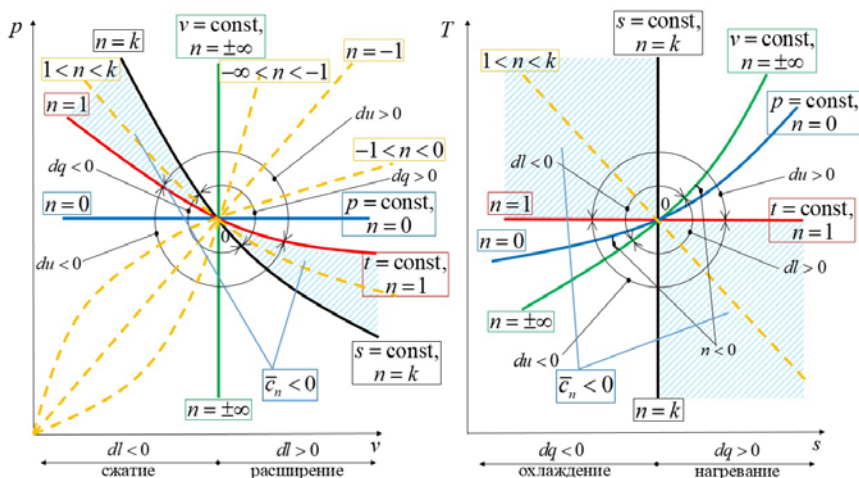


Рис. 7.8. Политропные процессы

Если проследить характер политропных процессов с произвольным значением n , начиная с $p = \text{const}$ ($n = 0$), то можно обнаружить закономерность увеличения n при движении по часовой стрелке, но

после перехода через изохорный процесс знак меняется на противоположный и в области сжатия сначала наблюдается область с $n < 0$ до тех пор, пока не будет снова достигнут изобарный процесс.

Политропные процессы могут располагаться и произвольно, не только между изотермой и адиабатой, как говорилось ранее. В области отрицательного n можно изобразить политропный процесс с $n = -1$, равнозначный прямолинейному процессу, так как $p v^{-1} = p/v = \text{const}$. Для этой области можно сделать вывод о том, что политропные процессы, лежащие в интервале $-\infty < n < -1$, имеют выпуклость вниз, а процессы, лежащие в интервале $-1 < n < 0$, будут иметь выпуклость вверх.

Таким образом, зная n , можно оценить область, где будет располагаться политропный процесс в $p v$ -координатах и как он будет выглядеть, а затем построить его в $T s$ -координатах в соответствующей области с учетом того, что здесь он будет изображаться логарифмической кривой, расположение которой зависит от n .

Для наглядности и удобства работы на практических занятиях по теме «Основные процессы идеальных газов» сведем все основные формулы в табл. 7.2.

Таблица 7.2

Основные расчетные формулы
термодинамических процессов

Процесс	Соотношение параметров	Определение $q, l, \Delta u$
Изохорный	$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$	$q = \Delta u$; $l = 0$; $\Delta u = \bar{c}_v (t_2 - t_1)$.
Изобарный	$\frac{T_1}{T_2} = \frac{v_1}{v_2}$	$q = \bar{c}_p (T_2 - T_1)$; $l = p (v_2 - v_1)$; $\Delta u = \bar{c}_v (t_2 - t_1)$.
Изотермический	$\frac{p_1}{p_2} = \frac{v_2}{v_1}$	$q = l$; $l = p_1 v_1 \ln \frac{p_1}{p_2} = RT \ln \frac{v_2}{v_1}$; $\Delta u = 0$.

Процесс	Соотношение параметров	Определение $q, l, \Delta u$
Адиабатный	$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^k; \quad \frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{1}{k}};$ $\frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{1}{k-1}}; \quad \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{k-1};$ $\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{k-1}{k}}; \quad \frac{p_1}{p_2} = \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{k}{k-1}}$	$q = 0;$ $l = \frac{1}{k-1} (p_1 v_1 - p_2 v_2) =$ $= \frac{R}{k-1} (T_1 - T_2) =$ $= \frac{p_1 v_1}{k-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right) =$ $= \frac{p_1 v_1}{k-1} \left(1 - \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{k-1} \right) =$ $= \frac{RT_1}{k-1} \left(1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{k-1}{k}} \right);$ $\Delta u = \bar{c}_v (t_2 - t_1).$
Политропный	$\frac{p_2}{p_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^n; \quad \frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{1}{n}};$ $\frac{v_2}{v_1} = \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{1}{n-1}}; \quad \frac{T_2}{T_1} = \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{n-1};$ $\frac{T_1}{T_2} = \left(\frac{p_1}{p_2} \right)^{\frac{n-1}{n}}; \quad \frac{p_1}{p_2} = \left(\frac{T_1}{T_2} \right)^{\frac{n}{n-1}}$	$q = \bar{c}_v \frac{n-k}{n-1} (T_2 - T_1) = l \frac{k-n}{k-1};$ $l = \frac{1}{n-1} (p_1 v_1 - p_2 v_2) =$ $= \frac{R}{n-1} (T_1 - T_2) =$ $= \frac{p_1 v_1}{n-1} \left(1 - \frac{T_2}{T_1} \right) =$ $= \frac{p_1 v_1}{n-1} \left(1 - \left(\frac{v_1}{v_2} \right)^{n-1} \right) =$ $= \frac{RT_1}{n-1} \left(1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{\frac{n-1}{n}} \right);$ $\Delta u = \bar{c}_v (t_2 - t_1).$

7.2. Практическая часть

Задачи

1. В результате охлаждения воздух теряет при постоянном объеме 105 кДж теплоты. Определить какая температура и какое давление установятся после этого в сосуде объемом $0,6 \text{ м}^3$, если изначально давление было 0,5 МПа, а температура 20°C ? Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в $p\nu$ - и Ts -координатах.

2. В цилиндре объемом 400 л находится воздух при давлении 0,5 МПа и температуре 400°C . От воздуха отводится теплота при постоянном давлении таким образом, что температура в конце процесса становится равной 0°C . Определить конечный объем, количество отведенной теплоты, изменение внутренней энергии и работу сжатия. Зависимость теплоемкости от температуры считать линейной. Изобразите процесс в $p\nu$ - и Ts -координатах.

3. 1 кг воздуха при давлении 0,1 МПа и температуре 30°C сжимается изотермически до давления 1 МПа. Определить конечный объем, работу процесса и количество отводимой от воздуха теплоты. Изобразите процесс в $p\nu$ - и Ts -координатах.

4. 1 кг воздуха при давлении 0,1 МПа и температуре 15°C сжимается адиабатно до давления 0,8 МПа. Определить работу процесса, конечный объем и температуру. Изобразите процесс в $p\nu$ - и Ts -координатах.

5. 1 кг воздуха при давлении 0,5 МПа и температуре 111°C расширяется политропно до давления 0,1 МПа. Определить основные термодинамические параметры в конце процесса, изменение внутренней энергии, работу процесса и количество подводимой теплоты, если показатель политропы 1,2. Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в $p\nu$ - и Ts -координатах.

6. Кислород в баллоне объемом $0,7 \text{ м}^3$ имеет следующие начальные параметры: давление 0,2 МПа, температура 500°C . Определить затраченную работу, изменение внутренней энергии и количество теплоты, если охладить баллон изохорно до 10°C . Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в $p\nu$ - и Ts -координатах.

7. Азот в баллоне с подвижным поршнем объемом $0,9 \text{ м}^3$ имеет следующие начальные параметры: давление 0,3 МПа, температура 97°C . Определить затраченную работу, изменение внутренней энергии и ко-

личество теплоты, если увеличить объем до $2,3 \text{ м}^3$ при постоянном давлении. Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в pV - и TS -координатах.

8. Окись углерода в баллоне объемом $0,5 \text{ м}^3$ имеет следующие начальные параметры: давление $0,15 \text{ МПа}$, температура $250 \text{ }^\circ\text{C}$. Определить затраченную работу, изменение внутренней энергии и количество теплоты, если газ расширился до $1,8 \text{ м}^3$ при постоянной температуре. Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в pV - и TS -координатах.

9. Углекислый газ в баллоне объемом $1,1 \text{ м}^3$ имеет следующие начальные параметры: давление $0,7 \text{ МПа}$, температура $65 \text{ }^\circ\text{C}$. Определить затраченную работу, изменение внутренней энергии и количество теплоты, если адиабатно охладить газ до $20 \text{ }^\circ\text{C}$. Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в pV - и TS -координатах.

10. Азот в баллоне с подвижным поршнем объемом $0,8 \text{ м}^3$ имеет следующие начальные параметры: давление $0,25 \text{ МПа}$, температура $28 \text{ }^\circ\text{C}$. Определить затраченную работу, изменение внутренней энергии и количество теплоты, если политропно нагреть его до $120 \text{ }^\circ\text{C}$ с показателем политропы $1,23$. Теплоемкость считать постоянной. Изобразите процесс в pV - и TS -координатах.

Тесты для самопроверки

1. Изотермический процесс идеального газа является одновременно процессом при:

- 1) $ds = 0$;
- 2) $di = 0$;
- 3) $dp = 0$;
- 4) подходят все варианты.

2. Чаще всего политропный процесс в энергетических установках располагается между:

- 1) изотермой и адиабатой;
- 2) изохорой и адиабатой;
- 3) изобарой и изотермой;
- 4) изобарой и изохорой.

3. Какой процесс изображается вертикальной прямой в Ts -координатах?

- 1) изобарный;
- 2) политропный;
- 3) изотермический;
- 4) адиабатный.

4. Уравнение адиабатного процесса можно записать:

- 1) $p v^k = \text{const}$;
- 2) $s = \text{const}$;
- 3) $dq = 0$;
- 4) подходят все варианты.

5. Соотношение между параметрами состояния в изохорном процессе получено из закона:

- 1) Бойля – Мариотта;
- 2) Гей-Люссака;
- 3) Шарля;
- 4) Авогадро.

6. Какой процесс изображается в Ts -координатах логарифмической кривой?

- 1) изотермический;
- 2) изобарный;
- 3) адиабатный;
- 4) нет подходящего варианта ответа.

7. $q = \Delta u$ справедливо для:

- 1) изохорного процесса;
- 2) изобарного процесса;
- 3) изотермического процесса;
- 4) адиабатного процесса.

8. Для процессов с ... можно найти удельное изменение внутренней энергии по формуле $\Delta u = \bar{c}_v (t_2 - t_1)$.

- 1) $n = \pm\infty, n = 0, n = 1$;
- 2) $n = 1, n = -1$;
- 3) $n = 0, n = k, n = -1$;
- 4) $n = 0, n = 1, n = k$.

9. Какой процесс изображается горизонтальной прямой в pV -координатах?

- 1) $pV^k = \text{const}$;
- 2) $v = \text{const}$;
- 3) $p = \text{const}$;
- 4) $pV = \text{const}$.

10. $dq = dl$ справедливо для:

- 1) изохорного процесса;
- 2) изотермического процесса;
- 3) изобарного процесса;
- 4) адиабатного процесса.

ОТВЕТЫ НА ТЕСТЫ ДЛЯ САМОПРОВЕРКИ

1. Основные понятия термодинамики:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 3; | 6) 1; |
| 2) 4; | 7) 2; |
| 3) 1; | 8) 3; |
| 4) 2; | 9) 3; |
| 5) 4; | 10) 4. |

2. Параметры состояния термодинамической системы:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 3; | 6) 1; |
| 2) 2; | 7) 3; |
| 3) 1; | 8) 2; |
| 4) 3; | 9) 4; |
| 5) 4; | 10) 1. |

3. Уравнение состояния, основные понятия и законы идеальных газов:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 4; | 6) 1; |
| 2) 2; | 7) 4; |
| 3) 1; | 8) 2; |
| 4) 3; | 9) 3; |
| 5) 3; | 10) 2. |

4. Смеси идеальных газов:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 2; | 6) 2; |
| 2) 1; | 7) 1; |
| 3) 4; | 8) 3; |
| 4) 4; | 9) 2; |
| 5) 4; | 10) 3. |

5. Теплоемкость идеальных газов:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 4; | 6) 2; |
| 2) 2; | 7) 1; |
| 3) 1; | 8) 4; |
| 4) 3; | 9) 2; |
| 5) 4; | 10) 3. |

6. Основные законы термодинамики:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 1; | 6) 3; |
| 2) 3; | 7) 4; |
| 3) 2; | 8) 4; |
| 4) 4; | 9) 2; |
| 5) 2; | 10) 4. |

7. Основные процессы идеальных газов:

- | | |
|-------|--------|
| 1) 2; | 6) 2; |
| 2) 1; | 7) 1; |
| 3) 4; | 8) 3; |
| 4) 4; | 9) 3; |
| 5) 3; | 10) 2. |

ЛИТЕРАТУРА

1. Канаев, А. А. Термодинамические циклы, схемы и энергооборудование атомных электростанций / А. А. Канаев, Е. Ф. Ратников, И. З. Копп; под ред. А. М. Петросьянца. – М. : Атомиздат, 1976. – 320 с.
2. Белорусская атомная электростанция : [сайт]. – URL: <https://belaes.by/ru/> (дата обращения: 19.02.2025).
3. Будет ли в Беларуси вторая АЭС? Вопрос решен на совещании у Президента // БелТА. – URL: <https://belta.by/president/view/budet-li-v-belarusi-vtoraja-aes-vopros-vynesnen-na-soveschanie-u-prezidenta-748630-2025/> (дата обращения: 14.11.2025).
4. Техническая термодинамика : учебник / В. В. Карнаух, А. Б. Бирюков, К. А. Ржесик [и др.]. – М. : Инфра-Инженерия, 2022. – 500 с.
5. Хрусталёв, Б. М. Техническая термодинамика : учебник для строительных и энергетических специальностей вузов : в 2 ч. / Б. М. Хрусталёв, А. П. Несенчук, В. Н. Романюк. – Мн. : Технопринт, 2004. – 2 Ч.
6. Термодинамика : учебное пособие для вузов : в 2 ч. / В. П. Бурдаков, Б. В. Дзюбенко, С. Ю. Меснянкин. – М. : Дрофа, 2009. – Ч. 1. – 2009. – 479 с.
7. Кудинов, В. А. Техническая термодинамика и теплопередача : учебник для академического бакалавриата / В. А. Кудинов, Э. М. Карташов, Е. В. Стефанюк. – 3-е изд., испр. и доп. – М. : Издательство Юрайт, 2015. – 566 с.
8. Рабинович, О. М. Сборник задач по технической термодинамике : учебное пособие для техникумов / О. М. Рабинович. – 5-е изд., перераб. – М. : Машиностроение, 1973. – 344 с.
9. Сборник задач по технической термодинамике : учебное пособие для теплоэнергетических специальностей вузов / Т. Н. Андрианова, Б. В. Дхампов, В. Н. Зубарев [и др.]. – 3-е изд., перераб. и доп. – М. : Энергоиздат, 1981. – 240 с.

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Молекулярные массы некоторых идеальных газов

Вещество	Химическое обозначение	Молекулярная масса μ
Воздух	—	28,96
Кислород	O ₂	32,00
Азот	N ₂	28,026
Гелий	He	4,003
Аргон	Ar	39,994
Водород	H ₂	2,016
Окись углерода	CO	28,01
Двуокись углерода	CO ₂	44,01
Сернистый газ	SO ₂	64,06
Метан	CH ₄	16,032
Этилен	C ₂ H ₄	28,052
Коксовый газ	—	11,50
Аммиак	NH ₃	17,032
Водяной пар	H ₂ O	18,016

ПРИЛОЖЕНИЕ Б

Теплоемкости различных идеальных газов

Таблица Б. 1

Теплоемкость воздуха

Темпе- ратура, °C	Мольная теплоемкость, кДж/(кмоль·K)				Массовая теплоемкость, кДж/(кг·K)		Объемная теплоемкость, кДж/(м ³ ·K)	
	$c_{\mu p}$	$c_{\mu v}$	$\bar{c}_{\mu p}$	$\bar{c}_{\mu v}$	$\bar{c}_p$	$\bar{c}_v$	$\bar{c}'_p$	$\bar{c}'_v$
0	29,073	20,758	29,073	20,758	1,0036	0,7164	1,2971	0,9261
100	29,266	20,951	29,152	20,838	1,0061	0,7193	1,3004	0,9295
200	29,676	21,361	29,299	20,984	1,0115	0,7243	1,3071	0,9362
300	30,266	21,951	29,521	21,206	1,0191	0,7319	1,3172	0,9462
400	30,949	22,634	29,789	21,474	1,0283	0,7415	1,3289	0,9579
500	31,640	23,325	30,095	21,780	1,0387	0,7519	1,3427	0,9718
600	32,301	23,986	30,405	22,090	1,0496	0,7624	1,3565	0,9856
700	32,90	24,585	30,723	22,408	1,0605	0,7733	1,3708	0,9998
800	33,432	25,117	31,028	22,713	1,0710	0,7842	1,3842	1,0312
900	33,905	25,590	31,321	23,006	1,0815	0,7942	1,3976	1,0262
1000	34,315	26,0	31,598	23,283	1,0907	0,8039	1,4097	1,0387
1 100	34,679	26,394	31,862	23,547	1,0999	0,8127	1,4214	1,0505

Таблица Б. 2

Теплоемкость кислорода (O₂)

Темпе- ратура, °C	Мольная теплоемкость, кДж/(кмоль·K)				Массовая теплоемкость, кДж/(кг·K)		Объемная теплоемкость, кДж/(м ³ ·K)	
	$c_{\mu p}$	$c_{\mu v}$	$\bar{c}_{\mu p}$	$\bar{c}_{\mu v}$	$\bar{c}_p$	$\bar{c}_v$	$\bar{c}'_p$	$\bar{c}'_v$
0	29,274	20,959	29,274	20,959	0,9148	0,6548	1,3059	0,9349
100	29,877	21,562	29,538	21,223	0,9232	0,6632	1,3176	0,9466
200	30,815	22,50	29,931	21,616	0,9353	0,6753	1,3352	0,9642
300	31,832	23,517	30,40	22,085	0,950	0,690	1,3561	0,9852
400	32,758	24,443	30,878	22,563	0,9651	0,7051	1,3775	1,0065
500	33,549	25,234	31,334	23,019	0,9793	0,7193	1,3980	1,0270
600	34,202	25,887	31,761	23,446	0,9927	0,7327	1,4168	1,0459
700	34,746	26,431	32,150	23,835	1,0048	0,7448	1,4344	1,0634
800	35,203	26,888	32,502	24,187	1,0157	0,7557	1,4499	1,0789
900	35,584	27,269	32,825	24,510	1,0258	0,7658	1,4645	1,0936
1000	35,914	27,599	33,118	24,803	1,0350	0,7750	1,4775	1,1066
1 100	36,216	27,901	33,386	25,071	1,0434	0,7834	1,4892	1,1183

Таблица Б. 3

Теплоемкость азота (N_2)

Температура, °C	Мольная теплоемкость, кДж/(кмоль·К)				Массовая теплоемкость, кДж/(кг·К)		Объемная теплоемкость, кДж/(м ³ ·К)	
	$c_{\mu p}$	$c_{\mu v}$	$\bar{c}_{\mu p}$	$\bar{c}_{\mu v}$	$\bar{c}_p$	$\bar{c}_v$	$\bar{c}'_p$	$\bar{c}'_v$
0	29,115	20,80	29,115	20,80	1,0392	0,7423	1,2987	0,9278
100	29,199	20,884	29,144	20,829	1,0404	0,7427	1,3004	0,9295
200	29,471	21,156	29,228	20,913	1,0434	0,7465	1,3038	0,9328
300	29,952	21,637	29,383	21,068	1,0488	0,7519	1,3109	0,9399
400	30,576	22,261	29,601	21,286	1,0567	0,7599	1,3205	0,9496
500	31,250	22,935	29,864	21,549	1,0660	0,7691	1,3322	0,9613
600	31,920	23,605	30,149	21,834	1,0760	0,7792	1,3452	0,9743
700	32,540	24,225	30,451	22,136	1,0869	0,790	1,3586	0,9877
800	33,101	24,786	30,748	22,433	1,0974	0,8005	1,3716	1,0006
900	33,599	25,284	31,037	22,722	1,1078	0,8110	1,3845	1,0136
1000	34,039	25,724	31,313	22,998	1,1179	0,8210	1,3971	1,0178
1100	34,424	26,109	31,577	23,262	1,1271	0,8302	1,4089	1,0379

Таблица Б. 4

Теплоемкость окиси углерода (CO)

Температура, °C	Мольная теплоемкость, кДж/(кмоль·К)				Массовая теплоемкость, кДж/(кг·К)		Объемная теплоемкость, кДж/(м ³ ·К)	
	$c_{\mu p}$	$c_{\mu v}$	$\bar{c}_{\mu p}$	$\bar{c}_{\mu v}$	$\bar{c}_p$	$\bar{c}_v$	$\bar{c}'_p$	$\bar{c}'_v$
0	29,123	20,808	29,123	20,808	1,0396	0,7427	1,2992	0,9282
100	29,262	20,947	29,178	20,863	1,0417	0,7448	1,3017	0,9307
200	29,647	21,332	29,303	20,988	1,0463	0,7494	1,3071	0,9362
300	30,254	21,939	29,517	21,202	1,0538	0,7570	1,3167	0,9458
400	30,974	22,659	29,789	21,474	1,0634	0,7666	1,3289	0,9579
500	31,707	23,392	30,099	21,784	1,0748	0,7775	1,3427	0,9718
600	32,402	24,087	30,425	22,110	1,0861	0,7892	1,3574	0,9864
700	33,025	24,710	30,752	22,437	1,0978	0,8009	1,3720	1,0011
800	33,574	25,259	31,070	22,755	1,1091	0,8122	1,3862	1,0153
900	34,055	25,740	31,376	23,061	1,120	0,8231	1,3996	1,0287
1000	34,470	26,155	31,665	23,350	1,1304	0,8336	1,4126	1,0417
1100	34,826	26,511	31,937	23,622	1,1401	0,8432	1,4248	1,0538

Учебное издание

**ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ЦИКЛЫ
АТОМНЫХ ЭЛЕКТРИЧЕСКИХ СТАНЦИЙ.
ИДЕАЛЬНЫЕ ГАЗЫ**

Пособие

для студентов специальности 7-07-0712-03
«Проектирование и эксплуатация атомных электрических станций»

С о с т а в и т е л и:

ИОКОВА Ирина Леонидовна
ЯРМОЛЬЧИК Юрий Петрович
ХРАМЦОВ Павел Петрович

Редактор *А. С. Кочмарик*
Компьютерная верстка *А. В. Степанкиной*

Подписано в печать 12.02.2026. Формат 60×84 $\frac{1}{16}$. Бумага офсетная. Ризография.

Усл. печ. л. 5,34. Уч.-изд. л. 3,32. Тираж 100. Заказ 426.

Издатель и полиграфическое исполнение: Белорусский национальный технический университет.
Свидетельство о государственной регистрации издателя, изготовителя, распространителя
печатных изданий № 1/173 от 12.02.2014. Пр. Независимости, 65. 220013, г. Минск.