

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

ДОНЕЦКИЙ
НАЦИОНАЛЬНЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

к изучению курса

ТЕХНИЧЕСКАЯ
ТЕРМОДИНАМИКА

часть 1

2005

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ УКРАИНЫ
Донецкий национальный технический университет

Кафедра “Промышленная теплоэнергетика”

МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ

к изучению курса
ТЕХНИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

часть 1

для студентов специальности
7.09.0510 “Теплоэнергетика”

Утверждено
на заседании кафедры
“Промышленная теплоэнергетика”
протокол № 2 от 29 сентября 2005 г.

Утверждено
на заседании учебно-издательского совета ДонНТУ
протокол № _____ от “___” _____ 2005 г.

Донецк, ДонНТУ, 2005

УДК 621.1

Методическое пособие к изучению курса “Техническая термодинамика”, часть 1 для студентов специальности 7.09.0510 “Теплоэнергетика”. Сафьянц С.М., Лебедев А.Н., Колесниченко Н.В. – Донецк: ДонНТУ, 2005. - с.

Табл. 7. Библиограф. 7 назв.

Методическое пособие предназначено для студентов заочной формы обучения, которые изучают дисциплину “Техническая термодинамика”.

Методическое пособие содержит сведения о темах, составляющих программу курса “Техническая термодинамика”, с указаниями и вопросами для самопроверки, облегчающими самостоятельное изучение дисциплины.

Составители: С.М. Сафьянц
А.Н. Лебедев
Н.В. Колесниченко

Рецензент: В.И. Гинкул

© Сафьянц С.М., Лебедев А.Н., Колесниченко Н.В.
© Донецкий национальный технический университет, 2005 г.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	
Общие методические указания.....	
Список литературы.....	
Программа и методические указания к темам курса.....	
Тема 1. Введение.....	
Тема 2. Первый закон термодинамики. Основные понятия и определения....	
Тема 3. Термодинамика идеального газа.....	
Тема 4. Второй закон термодинамики.....	
Тема 5. Реальные газы и пары. Водяной пар.....	
Тема 6. Характеристические функции и дифференциальные соотношения термодинамики.....	
Тема 7. Влажный воздух.....	
Тема 8. Термодинамика потока. Истечение. Дросселирование.....	
Приложение А	

ПРЕДИСЛОВИЕ

Термодинамика как наука сформировалась к середине XIX в. и ее положения использовались для исследования процессов, происходящих в тепловых двигателях. С тех пор область применения термодинамики значительно расширилась, ее основные закономерности используются при анализе самых различных физико-химических процессов: химических и фазовых превращений, электрических и магнитных явлений, излучения и др. При этом особое место занимает взаимное превращение теплоты и механической работы, изучаемое в технической термодинамике.

Круг вопросов, который рассматривается в курсе технической термодинамики, постоянно расширяется. В него включаются новые вопросы, отражающие потребности современной техники. Сравнительно недавно, например, в этом курсе стали рассматриваться методы безмашинного преобразования теплоты в электрическую энергию, термодинамика диссоциированных и ионизированных газов. В связи с проблемой энергосбережения и необходимостью создания нетрадиционных систем теплоснабжения заметно увеличился объем раздела, посвященного трансформаторам теплоты (теплонасосным и холодильным установкам).

Термодинамика имеет большое общеобразовательное значение для студентов всех специальностей. Особое значение имеет термодинамика для студентов-теплоэнергетиков, поскольку она является теоретической основой для изучения большинства специальных курсов.

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

При изучении курса «Техническая термодинамика» студенты кроме аудиторной работы на лекциях, практических и лабораторных занятиях также самостоятельно работают над учебниками и учебными пособиями (см. список литературы). Учебник [1] рекомендуется в качестве основного. Для более полного изучения отдельных вопросов целесообразно обращаться к дополнительной литературе [5...7]. Конспект лекций является дополнительным учебным пособием, который дает возможность усвоить наиболее сложные для понимания разделы курса.

Весь курс технической термодинамики разделен на темы, которые следует изучать последовательно, переходя к следующей теме только после полного усвоения предыдущей. В конце каждой темы приводятся вопросы для самопроверки, по которым студент может контролировать степень усвоения материала. В данном методическом пособии рассматриваются первые 8 тем, изучаемые студентами теплоэнергетических специальностей в 1 семестре.

При изучении каждого раздела курса рекомендуется дополнять имеющийся конспект лекций, использование которого особенно полезно при повторении материала. Если у студента возникают вопросы, на которые он затрудняется ответить самостоятельно, ему следует обратиться за устной консультацией к лектору или преподавателю, ведущему практические и лабораторные занятия.

При самостоятельной работе над отдельными разделами учебника или конспекта студенту необходимо добиваться отчетливого представления о физическом смысле математических выводов, усвоения логики их получения.

Студенты должны выполнить две домашние расчетные работы, каждая из которых служит для более полного усвоения изученного материала. К лабораторным работам допускаются лишь те студенты, которые по результатам контрольных опросов покажут достаточный уровень усвоения необходимого теоретического материала.

«Задания для программированного контроля» могут быть использованы для проверки усвоения теоретической части курса при защите студентами лабораторных работ (или при подготовке к ним).

СПИСОК ЛИТЕРАТУРЫ

Основной

1. *Кириллин В. А., Сычев В. В., Шейндлин А. Е.* Техническая термодинамика. М., 1983.
2. Сборник задач по технической термодинамике / Андрианова Т. Н., Дзампов Б. В., Зубарев В. Н., Ремизов С. А. М., 1981.
3. *Зубарев В. Н., Александров А. А., Охотин В. С.* Практикум по технической термодинамике. М., 1986.
4. *Ривкин С. Л., Александров А. А.* Термодинамические свойства воды и водяного пара. М., 1984.

Дополнительной

5. *Мурзаков В. В.* Основы технической термодинамики. М., 1973.
6. *Новиков И. И.* Термодинамика. М., 1984.
7. Техническая термодинамика / Под ред. В. И. Крутова. М., 1981.

ПРОГРАММА И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ТЕМАМ КУРСА

ТЕМА 1. ВВЕДЕНИЕ

Программа. История развития энергетики в СССР и в Украине. Современное состояние теплоэнергетики.

Техническая термодинамика как теоретическая основа теплоэнергетики.

Методические указания. Для истории развития энергетики в СССР характерны четыре основных периода. Первый из них начался в 1920 г., когда VIII Всероссийским съездом Советов был принят план электрификации России (ГОЭЛРО). Этим планом предусматривалось опережающее развитие энергетики, сооружение 30 крупных районных станций, использование местных топлив, развитие централизованного энергоснабжения, рациональное размещение электростанций на территории страны. Задания плана ГОЭЛРО были выполнены уже в 1931 г.

За годы Великой Отечественной войны мощность действующих электростанций снизилась почти в 2 раза, около 60 крупных станций было разрушено. Поэтому основной задачей второго периода развития энергетики (1940-1950 гг.) было восстановление разрушенного энергетического хозяйства.

Для третьего периода развития энергетики (1951-1965 гг.) характерна концентрация энергоснабжения за счет создания объединенных энергосистем, строительство мощных тепловых электростанций, сооружение первых атомных станций.

Четвертый период (с 1966 г. по настоящее время) характеризуется переходом к качественно новому уровню развития топливно-энергетического комплекса. Внедряется блочная схема компоновки электростанций, причем мощность блоков непрерывно повышается. Пар сверхкритических параметров теперь используется не только на конденсационных электростанциях (КЭС), но и на теплоэлектроцентралях (ТЭЦ). Формируется Единая энергосистема СССР.

До 1975 г. в СССР проводился курс на повышение расхода газа и мазута на нужды энергетики. Это позволило в короткий срок и без значительных капитальных затрат укрепить энергетическую базу народного хозяйства. Позже было решено, что дальнейший рост энергетического потенциала Европейской части СССР должен осуществляться за счет строительства гидравлических и атомных станций, а в восточных районах - за счет тепловых станций, работающих на дешевых углях.

Основные запасы органических топлив (угля, нефти, газа) расположены в восточной части страны, чаще всего в труднодоступных районах. Поэтому

особое значение приобретает проблема экономии топливно-энергетических ресурсов.

Дальнейшая централизация теплоснабжения за счет строительства мощных ТЭЦ и котельных позволит получить значительную экономию топлива. Однако сооружение ТЭЦ экономически целесообразно лишь при наличии крупных централизованных потребителей теплоты. Другой путь снижения расхода топлива - применение теплонасосных установок, которые могут использовать как естественные источники теплоты, так и вторичные энергоресурсы.

Коэффициент использования теплоты топлива в большинстве отраслей промышленности обычно не превышает 30...35%. В связи с этим в настоящее время ставится вопрос о создании энерготехнологических агрегатов, в которых требования технологии и энергетики взаимно дополняли бы друг друга.

Разработать энерготехнологию, создать нетрадиционные и усовершенствовать существующие системы энергоснабжения, оценить их эффективность можно лишь с помощью термодинамического анализа. Поэтому для инженера-энергетика термодинамика является теоретической основой его практической деятельности.

При изучении термодинамики особое внимание следует уделить усвоению термодинамического метода исследования, который имеет следующие особенности. Во-первых, термодинамика строится по дедуктивному принципу, т.е. от общего к частному. Ее основой являются два закона (начала), установленных опытным путем. Первый из них представляет специфическую форму закона сохранения и превращения энергии и имеет, поэтому всеобщий характер, второй же устанавливает качественную направленность процессов, осуществляемых в физических системах. С помощью математического аппарата термодинамики получают соотношения, позволяющие решать конкретные задачи (например, рассчитывать термодинамические процессы). Во-вторых, термодинамика имеет дело только с макроскопическими величинами и поэтому микроструктура веществ не рассматривается. Это, с одной стороны, обеспечивает достоверность общих выводов термодинамики, а с другой - приводит к некоторой ее ограниченности и требует привлечения дополнительных сведений из физики, химии и т. д. И, наконец, описание процессов в термодинамике основывается на понятии о макроскопическом равновесии. Процессы здесь рассматриваются как непрерывная последовательность состояний равновесия (квазистатические процессы).

Литература: [1, гл. 1, § 1-1].

Вопросы для самопроверки. 1. Перечислите основные периоды развития энергетики в СССР и дайте им краткую характеристику. 2. Каковы пути дальнейшего развития энергетики в СССР? 3. Каково значение теплоэнергетики в народном хозяйстве СССР? 4. Каковы основные резервы энергосбережения в народном хозяйстве СССР? 5. Каковы особенности термодинамического метода исследования?

ТЕМА 2. ПЕРВЫЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Программа. Термодинамическая система и окружающая среда. Изолированная и неизолированная термодинамические системы. Параметры состояния. Уравнение состояния идеального и реального газа, принципиальные различия. Универсальная газовая постоянная. Удельная газовая постоянная, ее физический смысл. Термодинамический процесс как переход термодинамической системы из одного состояния в другое. Равновесные и неравновесные процессы (взаимодействия). Внутренняя энергия и энтальпия как функции состояния термодинамической системы (рабочего тела). Уравнения Джоуля для идеального газа. Теплота и работа как функции процесса. Молекулярно-кинетическая теория теплоемкости. Элементы квантовой теории теплоемкости. Истинная и средняя теплоемкости. Свойства теплоемкостей идеального газа. Связь между изохорной и изобарной теплоемкостями идеального газа (закон Майера). Эмпирические формулы для теплоемкостей идеального газа. Таблицы значений истинной и средней теплоемкостей идеального газа. Определение изменения внутренней энергии и энтальпии идеального газа через теплоемкость. Закон сохранения и превращения энергии. Первый закон термодинамики. Различные аналитические выражения первого закона термодинамики. Краткая история открытия первого закона термодинамики и его место в философии диалектического материализма.

Методические указания. В данной теме рассматриваются понятия и определения, усвоение которых важно для понимания последующих разделов.

Объектом изучения в термодинамике является термодинамическая система, взаимодействие которой с окружающей средой состоит в обмене энергией. Если систему полностью изолировать от окружающей среды, то через некоторое время она придет в состояние макроскопического равновесия, которое будет сохраняться сколь угодно долго. Таким образом, единственной

причиной нарушения равновесия может быть лишь взаимодействие системы с окружающей средой.

Особое значение для характеристики состояния системы имеют параметры состояния. Абсолютное давление, удельный объем и температура по абсолютной термодинамической шкале как параметры состояния, единицы измерения в системе СИ. Калорические параметры состояния (энтальпия, внутренняя энергия, энтропия) как параметры состояния, их зависимость от термических параметров для реального и идеального газов.

В технической термодинамике чаще всего рассматривается обмен энергией в форме теплоты q и механической работы l . Тогда в соответствии с правилом знаков, принятым в термодинамике, на основании закона сохранения энергии изменение внутренней энергии системы СИ может быть представлено в виде

$$\Delta u = q - l,$$

или в дифференциальной форме

$$du == dq - dl.$$

Необходимо подчеркнуть, что внутренняя энергия является функцией состояния, поэтому du - полный дифференциал. Теплота и работа - функции процесса, их элементарные количества dq и dl не являются полными дифференциалами. Формулировки первого закона термодинамики, понятие вечного двигателя 1-го рода.

Важно уяснить, что теплоемкость не есть физическая константа, а ее величина зависит от вида термодинамического процесса. Из определения теплоемкости непосредственно следует, что она является функцией процесса. В приближенных расчетах процессов с идеальным газом теплоемкость конкретного процесса может считаться величиной постоянной. В этом случае ее значение может быть найдено на основе молекулярно-кинетической теории теплоемкости. Значения мольных изобарных и изохорных теплоемкостей в зависимости от атомности газа представлены в таблице 1 приложения А. В более точных расчетах необходимо учитывать зависимость теплоемкости идеального газа от температуры, которая может быть получена либо на основе квантовой теории теплоемкостей, либо экспериментально. Эта зависимость может быть представлена в виде таблиц (см. табл. 2 приложения), иногда она задается с помощью интерполяционных полиномов различной степени, простейшими из которых являются выражения вида: $c = a + bt$; $C_m == a_1 + b_1(t_1+t_2)$, где c и C_m - истинная и средняя теплоемкости соответственно.

Для дальнейшего использования необходимо выразить величины, входящие в уравнение первого закона термодинамики, через параметры состояния системы. В простой форме это можно сделать лишь для так называемых равновесных процессов.

Литература: [1, гл. 1, § 1-2, гл. 2, § 2-1, 2-2, 2-4, 2-5].

Вопросы для самопроверки. 1. Что такое рабочее тело? Почему в качестве рабочего тела используются вещества в газообразном (парообразном) состоянии? 2. Что такое параметр состояния? Являются ли параметры состояния независимыми величинами? 3. В чем состоит взаимодействие между системой и окружающей средой? 4. Какие процессы называются равновесными, и какие неравновесными? 5. Что такое термодинамическая поверхность? 6. Как вычисляются теплота и работа? Функциями чего являются эти величины? 7. Дайте определения энтальпии и внутренней энергии. Функцией чего являются эти величины? 8. Какие термодинамические диаграммы чаще всего применяют на практике и почему? 9. Чему равна площадь под кривой на pV -диаграмме? 10. Сформулируйте первый закон термодинамики. 11. Запишите различные аналитические выражения первого закона термодинамики. 12. Какова история открытия первого закона термодинамики? 13. В чем сущность молекулярно-кинетической теории теплоемкости? Каковы основные недостатки этой теории? 14. В чем сущность квантовой теории теплоемкости? Какие преимущества имеет эта теория перед молекулярно-кинетической теорией теплоемкости? 15. Какова связь между истинной и средней теплоемкостями? Как вычислить теплоту процесса с помощью каждой из этих теплоемкостей? 16. Какими свойствами обладают теплоемкости идеального газа? 17. Как связаны изобарная и изохорная теплоемкости идеального газа? 18. В какой форме может быть задана зависимость теплоемкости идеального газа от температуры? 19. Какая из средних теплоемкостей идеального газа, вычисленная в интервале

температур $0 \dots t_1$, $0 \dots t_2$, $t_1 \dots t_2$ $\left(c \left| \frac{t_1}{0} \right. ; c \left| \frac{t_2}{0} \right. ; c \left| \frac{t_2}{t_1} \right. \right)$ будет иметь наибольшее значение?

ТЕМА 3. ТЕРМОДИНАМИКА ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

Программа. Анализ уравнения состояния идеального газа для различных термодинамических процессов. Изохорный, изобарный, изотермический и адиабатный процессы идеального газа. Политропные процессы и их анализ. Определение основных характеристик процессов (основных параметров состояния, теплоты, работы, изменения энтропии). Смеси идеальных газов. Закон Дальтона. Теплоемкость газовых смесей.

Методические указания. При изучении этой темы, прежде всего, необходимо уяснить, в чем заключается отличие идеального газа от реального и как оно сказывается на зависимости его характеристики (теплоемкостей, энтальпии, внутренней энергии) от параметров состояния.

При изучении основных процессов следует обратить внимание на их изображение в координатах $p\nu$ и Ts и использование уравнения состояния идеального газа для расчета термических параметров состояния. Взаимное расположение линий различных процессов определяется абсолютной величиной тангенса угла наклона каждой из них или, иными словами, величиной соответствующей производной. Рассмотрим, например, изотерму и адиабату идеального газа в координатах $p\nu$. Тангенс угла наклона изотермы

$tg\varphi_1 = \left(\frac{\partial p}{\partial \nu}\right)_T$, уравнение изотермы $p\nu = const$, откуда непосредственно

следует, что $\left(\frac{\partial p}{\partial \nu}\right)_T = -p/\nu$ Соответственно для адиабаты: $tg\varphi_2 = \left(\frac{\partial p}{\partial \nu}\right)_s$;

$p\nu^k = const$; $\left(\frac{\partial p}{\partial \nu}\right)_s = -k \frac{p}{\nu}$ Так как величина $k=c_p/c_v > 1 (c_p > c_v)$, то

$|tg\varphi_1| < |tg\varphi_2|$ и адиабата в координатах $p\nu$ идет круче изотермы.

Вопросы для самопроверки. 1. Что такое термодинамический процесс? 2. Какие виды процессов Вы знаете? 3. Используя уравнение состояния идеального газа получите связь между термическими состояниями для различных термодинамических процессов. 4. Какой процесс называется адиабатным? Его применение на практике. 5. Почему адиабатный процесс называется изоэнтропным? 6. Почему политропный процесс называется обобщающим? 7. Какими способами может быть задана смесь идеальных газов? 8. Что такое кажущаяся молекулярная масса смеси идеальных газов? 9. Сформулируйте закон Дальтона. В каком случае справедлив этот закон? 10. Что такое парциальное давление и парциальный (приведенный) объем? 11. Как рассчитывается теплоемкость смеси идеальных газов при различных способах задания этой смеси? 12. Получите выражение для определения удельной газовой постоянной смеси идеальных газов.

ТЕМА 4. ВТОРОЙ ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ

Программа. Прямые и обратные циклы. Термический к. п. д., коэффициент трансформации теплоты, холодильный коэффициент. Цикл Карно и его

термический к. п. д. Теорема Карно. Влияние необратимости на процесс преобразования теплоты в работу.

Второй закон термодинамики. Аналитическое выражение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов. Необратимый адиабатный процесс. Статистическое истолкование второго закона термодинамики. Энтропия и вероятность. Пределы применимости второго закона термодинамики.

Изменение энтропии идеального газа. Ts -диаграмма идеального газа и ее свойства; hs -диаграмма идеального газа. Таблицы энтропии идеальных газов. Термодинамическая шкала температур. Абсолютный нуль температуры.

Методические указания. При анализе термодинамических циклов тепловых двигателей следует обратить внимание на то, что эталонным является цикл Карно, построенный в том же интервале температур (T_{\min} - T_{\max}). Например, если известно, что термический к. п. д. некоторого прямого цикла равен 0,1, то само по себе это значение еще ни о чем не говорит. Оно должно быть сопоставлено со значением термического к. п. д. соответствующего цикла Карно, т. е. должен быть дополнительно задан интервал температур T_{\min} - T_{\max} . Скажем, для диапазона температур 300...2000 К термический к. п. д. цикла Карно $\eta^k_T=0,85$ и степень совершенства рассматриваемого цикла мала, а для диапазона 300...335К $\eta^k_T= 0,104$ - достаточно велика. Таким образом, для увеличения термического к. п. д. прямого цикла необходимо стремиться к тому, чтобы средние интегральные температуры подвода и отвода теплоты в цикле были как можно ближе к своим аналогам для соответствующего цикла Карно. Никакими новыми конструкциями тепловых двигателей или применением новых рабочих тел нельзя добиться того, чтобы термический к. п. д. цикла η_T стал больше η^k_T . Аналогичные соображения справедливы и для циклов холодильных машин и соответственно обратного цикла Карно.

Существует несколько формулировок второго закона термодинамики. Наиболее известна формулировка, предложенная Клаузиусом в виде принципа, согласно которому теплота не может сама собой переходить от более холодного тела более нагретому. Этот принцип или какой-то другой, ему адекватный, может быть использован при рассмотрении ряда теоретических вопросов термодинамики (например, теоремы Карно). При этом необходимо иметь в виду, что второй закон термодинамики содержит два независимых друг от друга положения. Первое из них связано с вопросом существования энтропии, т. е. с утверждением, что в равновесных процессах элементарное количество теплоты может быть рассчитано по формуле $dq = Tds$, где s - некоторая функция состояния, называемая энтропией. Второе положение формулируется обычно как принцип возрастания энтропии в необратимых процессах (т. е. для

них $ds > dq/T$). Таким образом, в аналитической форме второй закон термодинамики может быть представлен в виде соотношения

$$ds \geq dq/T,$$

где знак « \geq » относится к обратимым процессам, а знак « $>$ » - к необратимым.

Первый закон термодинамики представляет собой всеобщий закон природы. В отличие от него второй закон нельзя считать универсальным. Экстраполяция закономерностей, установленных в определенных условиях существования материи, на все области Вселенной не является правомерной, так как в некоторых из них эти условия могут быть совершенно иными, чем на Земле. Кроме того, необходимо дополнительно учитывать некоторые существенные физические факторы и, прежде всего, гравитацию. С учетом сил тяготения однородное изотермическое распределение не является наиболее вероятным состоянием Вселенной. В условиях нестатичной, расширяющейся Вселенной может происходить распад однородного вещества на отдельные объекты (например, галактики).

Литература: [1; гл. 3, § 3-1...3-10; гл. 9, § 9-1, 9-2, 9-4].

Вопросы для самопроверки. 1. Какой цикл называется прямым и какой - обратным? 2. С помощью каких величин определяют степень совершенства прямых и обратных циклов? 3. Из каких процессов состоит цикл Карно? 4. Сформулируйте теорему Карно. 5. Как влияет необратимость на процесс преобразования теплоты в работу? 6. В чем сущность второго закона термодинамики? 7. Приведите различные формулировки второго закона термодинамики. 8. Покажите, что для обратимых процессов интеграл

Клаузиуса $\oint \frac{dq}{T} = 0$, а для необратимых $\oint \frac{dq}{T} < 0$.

9. Приведите аналитическое выражение второго закона термодинамики. 10. В чем сущность статистического истолкования второго закона термодинамики? 11. Как связаны энтропия и термодинамическая вероятность состояния? 12. В чем заключается различие между адиабатным и изоэнтропным процессами? В каких случаях адиабатный процесс является одновременно и изоэнтропным? 14. Как идут линии основных процессов в Ts -диаграмме идеального газа? 15. Приведите формулы для расчета изменения энтропии идеального газа в различных процессах. 16. Как строится абсолютная термодинамическая шкала температур? 17. Покажите, что термодинамическая и идеальная газовая шкалы идентичны.

ТЕМА 5. РЕАЛЬНЫЕ ГАЗЫ И ПАРЫ. ВОДЯНОЙ ПАР

Программа. Термодинамические свойства реальных веществ. Уравнение Ван-дер-Ваальса. Фазовая p - v -диаграмма, ее построение с помощью уравнения Ван-дер-Ваальса. Критические параметры веществ. Принцип соответственных состояний. Термодинамическое подобие. Коэффициент сжимаемости.

Условия равновесия при фазовом переходе. Правило фаз Гиббса. Парообразование и конденсация. Зависимость давления насыщенного пара от температуры. Теплота фазового перехода. Плавление. Сублимация. Уравнение Клапейрона - Клаузиуса. Фазовая p - T -диаграмма. Тройная точка. Аномалии воды.

Степень сухости. Удельный объем, энтальпия и энтропия жидкости, влажного, сухого насыщенного и перегретого пара. Сверхкритическая область состояний пара. Таблицы термодинамических свойств воды и водяного пара в состоянии насыщения. Таблицы термодинамических свойств воды и перегретого водяного пара. Фазовая T - s -диаграмма для паров; h - s -диаграмма для всех фаз веществ; фазовая h - s -диаграмма для водяного пара. Три стадии получения водяного пара. Конструкция, принцип действия парогенераторов, изображение процессов, протекающих в парогенераторе, на фазовых диаграммах. Расчет изохорного, изобарного, изотермического и адиабатного (изоэнтропного) процессов для реальных веществ по таблицам и диаграммам. Уравнения состояния реальных газов.

Теория ассоциации молекул и уравнение состояния водяного пара. Определение калорических функций газов по уравнению состояния. Зависимость изобарной теплоемкости газов от давления. Равновесие фаз при криволинейной поверхности раздела.

Методические указания. Изучая свойства реальных веществ, необходимо помнить, что соотношения, которые были получены для идеального газа, здесь не применимы. Ни в коем случае не следует использовать для расчетов реальных веществ уравнение Клапейрона. Уравнение Ван-дер-Ваальса описывает лишь качественные особенности реальных веществ. Более точные уравнения (например, уравнение Вукаловича-Новикова) довольно громоздки и, кроме того, имеют ограниченную область применения. В связи с этим расчет процессов для реальных веществ, как правило, проводится либо по таблицам их термодинамических свойств, либо по диаграммам. Чаще всего в расчетах для водяного пара используется h - s -диаграмма, поэтому на ее изучение следует обратить особое внимание.

Обычно сначала определяются удельные (на 1 кг вещества) значения величин, которые затем умножаются на массу. Если масса по условию задачи не задана,

то она определяется делением полного объема вещества на его удельный объем в той же точке.

Как правило, здесь рассматриваются фазовые диаграммы состояния. Поэтому необходимо не только правильно изображать линии процессов в этих диаграммах, но и следить за их расположением относительно пограничных кривых.

Одной из наиболее важных характеристик реальных веществ является его сжимаемость, влияние которой особенно удобно рассматривать в pv - p -диаграмме. Необходимо также хорошо усвоить такие понятия, как температура и линия Бойля, фаза, фазовые переходы, условия равновесия и т. д.

Особое внимание необходимо обратить на процессы получения водяного пара, являющегося основным рабочим телом на ТЭС, принцип работы парогенераторов, изображение и расчет термодинамических процессов с использованием фазовых диаграмм и таблиц термодинамических свойств.

Литература: [1; гл. 5, § 5-4...5-6, 5-9; гл. 6, 6-1...6-8; гл.7, § 7-1...7-4].

Вопросы для самопроверки. 1. Изобразите изотермы реального вещества в фазовой pv -диаграмме. 2. В чем заключается принцип соответственных состояний? 3. Что такое критическое состояние вещества? 4. Какие свойства реальных веществ учитываются при выводе уравнения состояния Ван-дер-Ваальса? 5. В чем сущность теории ассоциации реальных газов? 6. Изобразите изотермы реального газа в pv - p -диаграмме. Что такое точка и линия Бойля? 7. Сформулируйте условия равновесия при фазовых переходах. 8. Существует ли принципиальное различие между парами и газами? 9. Какой пар называется влажным и сухим насыщенным, какой - перегретым? 10. Чем отличаются фазовые pT -диаграммы для нормальных и аномальных веществ? 11. Что такое фундаментальная (главная) тройная точка вещества? 12. Чем отличаются процессы испарения и кипения? 13. Что такое степень сухости? 14. Как рассчитываются удельный объем, энтропия и энтальпия влажного насыщенного пара? 15. Изобразите пограничные линии в фазовой Ts -диаграмме. 16. Покажите, что в области перегретого пара изобара на hs -диаграмме идет круче изохоры. 17. Покажите, что критическая точка в фазовой hs -диаграмме не может располагаться на пограничной кривой в точке, соответствующей максимальному значению энтальпии. 18. Изобразите линии основных процессов в фазовых pv -, Ts - и hs -диаграммах. 19. Как строятся линии постоянной степени сухости в фазовых pv -, Ts - и hs -диаграммах? 20. Какие основные элементы современных парогенераторов, принцип работы и основные термодинамические процессы?

ТЕМА 6. ХАРАКТЕРИСТИЧЕСКИЕ ФУНКЦИИ И ДИФФЕРЕНЦИАЛЬНЫЕ СООТНОШЕНИЯ ТЕРМОДИНАМИКИ

Программа. Характеристические функции. Внутренняя энергия, энтальпия, свободная энергия (изохорно-изотермический потенциал) и свободная энтальпия (изобарно-изотермический потенциал). Дифференциальные соотношения термодинамики. Уравнения Максвелла и их значения для термодинамического исследования процессов. Термические коэффициенты и связь между ними. Зависимость изобарной и изохорной теплоемкостей от объема и давления. Связь между изобарной и изохорной теплоемкостями для веществ с любыми свойствами. Условия термодинамического равновесия.

Методические указания. Характеристические функции и дифференциальные соотношения составляют основу математического аппарата термодинамики, поэтому усвоение материала этого раздела является особенно важным. В том случае, когда система обменивается с окружающей средой теплотой и механической работой (термомеханическая система), имеются четыре характеристические функции: внутренняя энергия u , энтальпия h , свободная энергия (изохорно-изотермический потенциал) f и свободная энтальпия (изобарно-изотермический потенциал) ϕ . Характеристической называется такая функция состояния, частная производная которой по определенным образом выбранному параметру равна параметру с ним сопряженному. Сопряженными параметрами являются T и s ; p и v . Это значит, что одна и та же функция состояния, рассматриваемая как функция одной пары параметров, может быть характеристической, а при выборе другой - нет. Рассмотрим, например, внутреннюю энергию как функцию параметров: $u = u(s, v)$ и $u = u(T, v)$. Из выражения для полного дифференциала внутренней энергии $du = Tds - pdv$ непосредственно следует, что $\left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v = T$; $\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_s = -p$, т. е. в первом случае она является характеристической функцией. Во втором случае $\left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v = C_v \neq s$ и поэтому внутренняя энергия не будет характеристической функцией.

Характеристические функции получаются из внутренней энергии прибавлением к ее дифференциалу величин $d(pv)$, $-d(Ts)$ или обеих сразу (преобразование Лежандра). Например, энтальпия получается следующим образом: $dh = du + d(pv) = Tds + vdp$; $h = u + pv$. Характеристические функции являются удобными расчетными энергетическими функциями для некоторых процессов. Например, теплоту изобарного процесса обычно определяют как разность энтальпий в конечной и начальной точках. В термодинамической

теории равновесия используется принцип минимальности характеристических функций, согласно которому в состоянии равновесия соответствующая характеристическая функция принимает свое минимальное физически возможное значение. При этом выбор функции определяется условиями сопряжения системы с окружающей средой. И, наконец, на основе характеристических функций можно получить дифференциальные соотношения термодинамики.

Полные дифференциалы характеристических функций и соответствующие дифференциальные соотношения могут быть представлены следующим образом (уравнения Максвелла):

$$\begin{aligned} du = Tds - pdv & \quad \left(\frac{\partial T}{\partial v}\right)_s = -\left(\frac{\partial p}{\partial s}\right)_v \\ dh = Tds + pdv & \quad \left(\frac{\partial T}{\partial p}\right)_s = -\left(\frac{\partial v}{\partial s}\right)_p \\ df = -sdT - pdv & \quad \left(\frac{\partial s}{\partial v}\right)_T = \left(\frac{\partial p}{\partial T}\right)_v \\ du = -sdT + vdp & \quad \left(\frac{\partial s}{\partial p}\right)_T = -\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p \end{aligned}$$

Дифференциальные соотношения являются следствием независимости величины второй смешанной производной функции двух переменных от того порядка, в каком она вычисляется. Этот формальный математический результат в термодинамике имеет большое практическое значение, так как позволяет заменять одну частную производную другой, вычисляемой для условий совершенно иного термодинамического процесса. Чаще всего приходится заменять производные, содержащие энтропию, так как она не может быть непосредственно измерена и не входит в уравнение состояния.

Для изучения теоретических вопросов термодинамики или решения конкретных задач дифференциальные соотношения удобно применять по такой схеме.

1. Записать условие задачи в аналитической форме. Чаще всего здесь речь идет о значении какой-то частной производной.
2. Найти общее соотношение, из которого может быть вычислена эта производная.
3. Если полученное выражение содержит производную от энтропии, то необходимо с помощью соответствующего дифференциального соотношения заменить ее на другую производную.
4. С помощью заданного уравнения состояния вычислить значение искомой производной.

Например, выяснить вопрос о зависимости энтальпии идеального газа от давления можно следующим образом:

1. В общем случае энтальпия может рассматриваться как функция температуры и давления, т. е. $h = h(T, p)$. Если энтальпия идеального газа зависит от

давления, то $\left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T \neq 0$, если не зависит, то $\left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T = 0$

2. Запишем выражение для полного дифференциала энтальпии в виде $dh = Tds + vdp$. Тогда

$$\left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T = T\left(\frac{\partial s}{\partial p}\right)_T + v$$

3. В правой части полученного соотношения содержится производная $\left(\frac{\partial s}{\partial p}\right)_T$,

которая не может быть вычислена с помощью уравнения состояния идеального газа. Заменяя эту производную с помощью дифференциального соотношения

$$\left(\frac{\partial s}{\partial p}\right)_T = -\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p$$

имеем

$$\left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T = -T\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p + v$$

4. Вычисляя из уравнения состояния идеального газа $pv = RT$ производную

$$\left(\frac{\partial v}{\partial T}\right)_p = \frac{v}{T}, \text{ окончательно получаем}$$

$$\left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T = -T\frac{v}{T} + v \equiv 0,$$

т.е. энтальпия идеального газа от давления не зависит.

Литература: [1, гл. 4, § 4-1, 4-2, 4-3, 4-4; гл. 5, § 5-2], [7, гл. 4, § 22...25].

Вопросы для самопроверки. 1. Какая функция называется характеристической? 2. Перечислите характеристические функции и запишите выражения для их полных дифференциалов. 3. Получите дифференциальные соотношения термодинамики (уравнения Максвелла). 4. Дайте определение термических коэффициентов и вычислите их значения для идеального газа. 5. Получите уравнение связи между термическими коэффициентами. 6. Зависят ли изобарная и изохорная теплоемкости идеального газа от давления и объема?

7. Получите зависимости изобарной и изохорной теплоемкостей вещества от давления и объема в дифференциальной форме. 8. Зависит ли изохорная теплоемкость вещества, подчиняющегося уравнению Ван-дер-Ваальса, от объема? 9. Получите связь между изобарной и изохорной теплоемкостями для веществ с любыми свойствами. 10. На основе соотношения для веществ с любыми свойствами получите связь между изобарной и изохорной теплоемкостями для идеального газа (закон Майера). 11. Какой физический смысл имеет связь между изобарной и изохорной теплоемкостями для идеального газа? 12. Чем характеризуются соотношения устойчивого, неустойчивого и относительно устойчивого равновесия? 13. Каково условие равновесия для изолированной системы? 14. Сформулируйте принцип минимальности характеристических функций.

ТЕМА 7. ВЛАЖНЫЙ ВОЗДУХ

Программа. Влагосодержание влажного воздуха. Абсолютная и относительная влажность. Точка росы. Газовая постоянная и плотность влажного воздуха. Энтальпия влажного воздуха. *hd*-диаграмма для влажного воздуха, изображение и расчет основных термодинамических процессов (нагрева, охлаждения и адиабатного увлажнения) с использованием данных этой диаграммы. Температура мокрого термометра. Измерение относительной влажности и точки росы с помощью психрометра и гигрометра.

Методические указания. При изучении этой темы необходимо ознакомиться с основными формулами для расчета параметров влажного пара, приобрести навыки в пользовании *hd*-диаграммой.

Литература: [1; гл. 14, § 14-1, 14-2].

Вопросы для самопроверки. 1. Что называется влажным воздухом? 2. При каких условиях влажный воздух можно считать с достаточной степенью точности идеальным газом? 3. Как определяется массовое и мольное влагосодержание влажного воздуха? 4. В каком случае влажный воздух называется насыщенным, а в каком - ненасыщенным? 5. Как определяется энтальпия влажного воздуха? 6. Что такое относительная влажность? 7. Постройте линии $\varphi = \text{const}$; $t = \text{const}$; $h = \text{const}$ в *hd*-диаграмме влажного воздуха. 8. Почему в процессе испарения в идеальной сушилке энтальпию влажного воздуха можно считать постоянной? 9. Как определить состояние влажного воздуха с помощью психрометра? 10. Что такое точка росы?

ТЕМА 8. ТЕРМОДИНАМИКА ПОТОКА. ИСТЕЧЕНИЕ. ДРОССЕЛИРОВАНИЕ

Программа. Уравнение первого закона термодинамики для потока. Уравнение неразрывности потока. Уравнение механической энергии для потока (уравнение Бернулли). Располагаемая работа.

Адиабатные течения. Параметры полного адиабатного торможения потока. Сопло и диффузор. Скорость истечения газа (пара) из сужающегося сопла. Расход газа (пара) при истечении из сужающегося сопла. Максимальный расход и критическая скорость истечения. Критическое отношение давлений. Скорость звука, уравнение Лапласа. Зависимость скорости и расхода от отношения давлений. Условия перехода скорости потока через скорость звука. Комбинированное сопло Лаваля. Расчет скорости истечения водяного пара по изменению энтальпии. Истечение с учетом необратимости. Коэффициент скорости и расхода. Принцип обращения воздействия. Понятие о тепловом, механическом и расходном соплах. Течение с трением. Течение по длинным трубам. Смещение потоков газа.

Дросселирование. Уравнение процесса. Условное изображение процесса дросселирования на h - s -диаграмме. Изменение параметров при дросселировании. Дифференциальный адиабатный дроссель-эффект. Температура инверсии. Кривая инверсии. Использование процесса дросселирования в технике.

Методические указания. Расчетные соотношения для процессов течения строятся на основе уравнения первого закона термодинамики для потока, которое может быть представлено в двух формах: термической

$$dq = dh + \frac{dw^2}{2} + dl_{mex}$$

и механической (обобщенное уравнение Бернулли)

$$vdp + \frac{dw^2}{2} + dl_{mp} + dl_{mex} = 0$$

Большинство процессов при этом могут рассматриваться как адиабатные ($dq=0$), хотя для получения высоких скоростей стенки канала могут интенсивно охлаждаться. Однако чаще всего оказывается, что величина $q = Q/M \ll \Delta h$, так

как при высоких скоростях течения массовые расходы газа M также будут весьма большими ($M = wf/v$).

Скорость истечения реальных газов и паров следует рассчитывать по формуле $w = 44,72\sqrt{\Delta h}$, где Δh - перепад энтальпий. Эта формула, разумеется, справедлива и для идеального газа. Однако аналитические зависимости типа

$$w_2 = \sqrt{\frac{2k}{k-1} RT_1 \left[1 - \left(\frac{p_2}{p_1} \right)^{(k-1)/k} \right]},$$

полученные для идеального газа, не могут использоваться для расчета процессов с реальными газами. Кроме того, следует уяснить, в каких случаях происходит полное расширение пара или газа до давления окружающей среды, а в каких - неполное, как влияет форма канала на процесс течения, чем отличается расчет процессов течения с трением.

Процесс адиабатного дросселирования широко используется в технике, в частности в циклах холодильных машин. Поэтому необходимо хорошо представлять, в каких случаях в процессе дросселирования температура уменьшается, а в каких - остается неизменной. Проще всего это определять графически, анализируя выражение для дифференциального дроссель-эффекта с помощью Tv -диаграммы.

Литература: [1, гл. 8, § 8-1...8-7; гл. 7 § 7-6, 7-8]

Вопросы для самопроверки. 1. Получите выражение первого закона термодинамики для потока в термической и механической формах. 2. Что такое работа проталкивания? 3. Запишите уравнение неразрывности потока в дифференциальной форме. 4. Что такое располагаемая работа? 5. Для осуществления каких процессов используют сопла и диффузоры? 6. В каких случаях процесс течения можно считать адиабатным? 7. Почему в сужающемся сопле нельзя превзойти скорость звука? 8. Как связано изменение площади поперечного сечения с изменением скорости и числом Маха? 9. В каких случаях необходимо использовать комбинированное сопло Лавалея? 10. При каких условиях режим течения в сопле Лавалея становится нерасчетным? 11. Как учитывается влияние трения на скорость течения газа или пара? 12. В чем сущность принципа обращения воздействия? 13. Что такое тепловое, механическое и расходное сопла? 14. Какие предпосылки положены в основу идеализации процесса адиабатного дросселирования? 15. На что затрачивается работа расширения при дросселировании? 16. Получите выражение для

дифференциального дроссель-эффекта. 17. Изобразите кривую инверсии. Как и в зависимости от чего меняется температура реального газа при дросселировании? 18. Сопоставьте температурный эффект охлаждения при обратимом адиабатном расширении и адиабатном дросселировании. 19. Покажите с помощью hs -диаграммы, как изменяется состояние водяного пара при дросселировании. 20. Как изменяются параметры идеального газа при дросселировании?

ПРИЛОЖЕНИЕ А

Таблица 1. Мольные теплоемкости идеальных газов без учета их зависимости от температуры, кДж/(кмоль · К)

Газы	μC_v	μC_p
Одноатомные	12,5	20,8
Двухатомные	20,8	29,1
Трех- и многоатомные	29,1	37,4