

Реферат

Основные положения технической термодинамики

Введение

газ термодинамика политропный

Развитие науки и техники за последние несколько десятилетий характеризуется возросшим интересом к термодинамике и значительным расширением приложений ее к различным явлениям. В качестве примера можно указать на проблемы прямого и безмашинного получения электроэнергии в топливных элементах, термоэлектрических генераторах, термоэмиссионных преобразователях, магнетогазодинамических генераторах. Существенно увеличился также перечень рабочих тел и областей их использования, а в изучении свойств веществ были получены новые важные результаты. Все больше используются современные методы исследования и обработки их результатов на основе прикладных математических программ.

Современное состояние термодинамики позволяет производить исчерпывающий анализ всех этапов реального процесса превращения энергии тел в полезную работу. Термодинамика равновесных состояний позволяет характеризовать особенности каждого из возможных состояний равновесия и общий энергетический эффект равновесного процесса, а термодинамика необратимых процессов - оценить диссипацию энергии в любом из реальных процессов, а, следовательно, и действительный КПД (коэффициент полезного действия) данного процесса. Все это делает необходимым более глубокое изучение свойств веществ и систематизацию накопленных в этой области сведений.

1. Основные понятия

Техническая термодинамика в современном её понимании представляет собой раздел термодинамики, занимающийся приложениями законов термодинамики в теплоэнергетике, теплотехнике и хладотехнике.

В технической термодинамике рассматривают:

- технические приложения основных принципов термодинамики к процессам преобразования теплоты в работу или, наоборот, работы в теплоту в тепловых машинах - двигателях, турбинах, компрессорах, холодильниках и т.д.;
- рассматриваются теоретические основы работы тепловых машин и оценки эффективности их рабочих процессов;
- методы прямого преобразования теплоты в электрическую энергию;
- процессы теплообмена (теплопроводности, лучистого переноса и др.);
- теплотехнические свойства веществ.

2. Историческая справка

Главной задачей, которая стояла перед учёными и инженерами в XIX и начале XX века было создание теории работы тепловых машин, которая позволила бы поставить на научную основу расчёт и проектирование поршневых паровых машин, паровых турбин, двигателей внутреннего сгорания, холодильных машин и т.д.

Основу термодинамики как новой науки заложил Сади Карно в опубликованном в 1824 г. трактате «Размышления о движущей силе огня и о машинах, способных развивать эту силу». Основным содержанием работы Карно являлось исследование условий наиболее выгодной работы тепловых двигателей при наличии двух источников постоянных температур. В рассуждениях, содержащих решение этой задачи, Карно развивает идею о круговых процессах (циклах), разрабатывает схему цикла, носящего его имя, вводит понятие об обратимых процессах.

Румфорд в 1798 г., наблюдая за процессом сверления пушечных стволов, заметил, что во время совершения этой работы, которой сопутствует трение, непрерывно выделяется огромное количество тепла, и при этом никакого охлаждения окружающей среды (воздуха) не происходит. В 1799 г. Г. Дэви провёл опыт по трению между охлаждёнными ниже температуры плавления двумя кусками льда в безвоздушном пространстве, защищённом от солнечного и теплового излучения. При этом наблюдалось плавление льда, требующее больших затрат тепла. Таким образом было доказано, что выделение тепла при трении происходит за счёт затраченной работы. По-видимому, около 1830 г. Сади Карно впервые отчётливо сформулировал принцип эквивалентности тепла и работы, а также приблизительно установил величину теплового эквивалента работы. Однако, записки Карно остались незамеченными и были опубликованы только через сорок лет после его смерти.

В период 1842-1850 гг. целый ряд исследователей почти одновременно устанавливает величину теплового эквивалента работы:

- Фон Майер, Юлиус Роберт в 1842 г. - по разности теплоёмкостей газов при постоянном давлении и постоянном объёме, на основе воззрений «о сохранении силы» (энергии);
 - Джоуль в 1841-1843 гг. и Э. Ленц в 1844 - по тепловыделению в цепи электрического тока;
 - Кольдинг и Джоуль в период 1843-1850 гг. - по тепловыделению при трении и т.п.
- Установление принципа эквивалентности теплоты и работы было последним звеном на пути математического оформления первого начала термодинамики как общего закона сохранения энергии. Современная формулировка первого начала термодинамики для обратимых процессов и последующие построения принципиальных положений классической термодинамики, до второго начала термодинамики включительно, выполнены Рудольфом Клаузиусом (1850-1865) и Уильямом Томсоном (1851-1857). Усилиями этих учёных было произведено согласование выводов Карно с первым началом термодинамики. Кроме этого, Р. Клаузиус получил новые результаты, составившие содержание второго начала термодинамики. Важнейшим моментом в построении первого начала, последовавшим вслед за открытием принципа эквивалентности, является введение

понятия внутренней энергии тел (В. Томсон, 1851 г.). Внутренняя энергия тел вначале рассматривалась как сумма внутреннего тепла и внутренней работы тела, однако, подобное определение в настоящее время не может быть принято, так как, очевидно, что ни тепло, ни работа в теле не содержатся. Тепло и работа, полученные телом извне, обращаются на повышение его внутренней энергии и, наоборот, за счет уменьшения внутренней энергии тела от него могут быть получены тепло и работа в рамках одной и той же суммы, но в различных соотношениях.

Основным содержанием термодинамики XIX века было исследование термодинамических циклов с точки зрения их коэффициента полезного действия и поиска путей его повышения, изучение свойств паров и газов, разработка термодинамических диаграмм для теплотехнических расчетов. В XX веке важной задачей стала разработка теории течения и истечения паров и газов в связи с той ролью, которую начали приобретать паровые и газовые турбины. Здесь выдающуюся роль сыграли труды Х. Лоренца и Л. Прандтля. Это направление развития науки представляло собой техническую термодинамику. Существенный вклад в развитие технической термодинамики внесли У. Ренкин, В. Джон, Р. Молье, и Л. Рамзин.

На грани XIX и XX веков началась ревизия построений классической термодинамики, которая относится главным образом к проблеме второго начала термодинамики (Н.Н. Шиллер, 1900; К. Каратеодори, 1909; Т. Афанасьева-Эренфест, 1925; М. Планк).

Она продолжилась в трудах К. Путилова, М.А. Леонтовича, А.А. Гухмана и Н.И. Белокопя. XX век характеризуется активным проникновением термодинамики в другие науки. Возникают новые направления в термодинамике, такие как физическая или общая термодинамика, химическая термодинамика, биологическая термодинамика (теория клетки), термодинамика электрических и магнитных процессов, релятивистская, квантовая, космическая термодинамики и т.д.

Параллельно классической (феноменологической) термодинамике развивалась статистическая физика, которая сформировалась в конце XIX столетия на основании молекулярно-кинетической теории газов. Общим у этих двух наук является предмет изучения, но методы изучения совершенно различны. Если классическая термодинамика построена, в основном, на первом и втором, а также третьем началах термодинамики, то статистическая физика исходит из теорий строения вещества.

Основатели термодинамики

3. Параметры состояния идеального газа

Идеальный газ - математическая модель газа, в которой в рамках молекулярно-кинетической теории предполагается, что:

- потенциальной энергией взаимодействия частиц, составляющих газ, можно пренебречь по сравнению с их кинетической энергией;
- суммарный объем частиц газа пренебрежимо мал;
- между частицами нет дальнедействующих сил притяжения или отталкивания, соударения частиц между собой и со стенками сосуда абсолютно упруги;
- время взаимодействия между частицами пренебрежимо мало по сравнению со

средним временем между столкновениями.

Учение об идеальных газах восходит к открытым в XVII-XIX веках газовых законов: Бойля - Мариотта, Гей-Люссака и Шарля, а также сформулированному Клапейроном объединённому уравнению газового состояния. Газовые законы сохранились в термодинамике и в её технических приложениях как законы идеальных газов - предельных (практически недостижимых) состояний реальных газов. Под идеальными газами в классической термодинамике подразумеваются гипотетические (реально не существующие) газы, строго подчиняющиеся уравнению Клапейрона. Уравнение Клапейрона также было теоретически выведено при некоторых допущениях на основе молекулярно - кинетической теории газов (Августом Крёнигом в 1856 г. и Рудольфом Клаузиусом в 1857 г.)

Состояние идеального газа характеризуется тремя параметрами:

- абсолютным давлением;
- абсолютной температурой;
- удельным объемом (плотностью).

Давление - скалярная величина, характеризующая отношение силы, действующей по нормали к площадке, к величине этой площадки.

Температура - скалярная величина, характеризующая интенсивность хаотического поступательного движения молекул, и пропорциональная средней кинетической энергии этого движения.

Температурные шкалы:

- Эмпирическая шкала Цельсия;
- Эмпирическая шкала Фаренгейта;
- Абсолютная шкала Кельвина.

Удельный объем и плотность

- удельный объем - это объем вещества массой в 1 кг:
- плотность - это масса вещества объемом в 1 м³:

4. Начала термодинамики

Известно, что термодинамика - наука дедуктивная, черпающая главное своё содержание из двух исходных законов, которые носят название начал термодинамики.

Первое начало термодинамики является математическим выражением закона сохранения энергии. Основным и неизменным подтверждением закона сохранения энергии служат результаты многовекового опыта познания природы.

Второе начало термодинамики формулируется как объединённый принцип существования и возрастания некоторой функции состояния вещества - энтропии.

Под третьим началом термодинамики подразумевается теорема Нернста (1906-1911 г.), утверждающая недостижимость абсолютного нуля.

Первое начало термодинамики

Исходным постулатом первого начала термодинамики является закон сохранения энергии: «Энергия изолированной системы сохраняет постоянную величину при всех изменениях, происходящих в этой системе, энергия не возникает из ничего и не может обратиться в ничто».

Важнейшим моментом в построении первого начала термодинамики является введение понятия внутренней энергии термодинамической системы (В. Томсон, 1851 г.). С точки зрения кинетической теории строения вещества внутренняя энергия термодинамической системы измеряется уровнем кинетической энергии и энергии взаимодействия материальных частиц этой системы, однако подобные воззрения недостаточны для объяснения всех известных явлений выделения энергии (химические, внутриатомные, внутриядерные процессы, электромагнитные, гравитационные и другие взаимодействия.) Вопрос об истинной природе внутренней энергии тел тесно связан с изучением строения материи, причём решение этой специальной задачи, базирующееся на представлениях о природе непосредственно ненаблюдаемых явлений, выходит за рамки возможностей лишь одного закона сохранения энергии. Поэтому в основу построения основных принципов термодинамики может быть положено лишь такое общее определение внутренней энергии тел, которое не ограничивает возможностей строгого построения термодинамики на базе постулатов общечеловеческого опыта: «Внутренней энергией термодинамической системы называется полный запас энергии её внутреннего состояния, определяемый в зависимости от деформационных координат и температуры:

$$U=U(x_1, x_2, \dots, x_n, t)$$

Второе начало термодинамики

Исторически второе начало термодинамики возникло как рабочая гипотеза теплового двигателя, устанавливающая условия превращения теплоты в работу с целью достижения максимального эффекта такого превращения. Под тепловым двигателем понимается термодинамическая система, с помощью которой можно осуществлять процесс превращения тепла в работу. Анализ второго закона термодинамики показывает, что малая величина этого эффекта - коэффициента полезного действия - является следствием не технического несовершенства тепловых двигателей, а особенностью теплоты, которая ставит определённые ограничения в отношении его величины. Выбор принципа действия теплового двигателя основан на требовании непрерывности рабочего процесса и неограниченности его во времени. Это требование несовместимо с односторонне направленным изменением состоянием системы, при котором монотонно изменяются её параметры. Единственной, практически выполнимой, формой изменения системы, удовлетворяющей этому требованию, является периодически повторяющийся круговой процесс.

Круговыми процессами, или циклами тепловых машин в термодинамике называются замкнутые процессы, характеризующиеся возвратом термодинамических систем - рабочих тел - в исходное состояние.

Прямой цикл А используется в тепловом двигателе, схема которого представлена на рисунке 1. Тепло Q_1 подводится из источника высших температур - нагревателя T_1 и частично Q_2 отводится к источнику низших температур - холодильнику T_2 . Работа, полученная в тепловом двигателе, согласно первому началу термодинамики, А равна разности количеств подведённого и отведённого тепла:

$$A=Q_1 - Q_2$$

Тепловые машины

Коэффициентом полезного действия (КПД) теплового двигателя называется отношение полученной работы A к затраченному количеству тепла Q_1 :

Обратный (холодильный) цикл B используется в холодильных машинах и тепловых насосах. В этом цикле происходит перенос тепла от источника низших температур T_2 к источнику высших температур T_1 (рис. 1). Для осуществления этого процесса затрачивается внешняя работа, подводимая к холодильной машине.

Эффективность работы холодильной машины оценивается холодопроизводительностью - отношением перенесенного тепла Q_2 к затраченной работе A :

Различают циклы работы реальных тепловых машин и теоретические циклы обратимых машин, в которых температуры внешних источников и рабочего тела совпадают, а внутренний теплообмен отсутствует. Обратимые процессы тепловых машин при бесконечно малых разностях температур внешних источников и рабочего тела можно представить как бесконечно замедленные квазистатические равновесные процессы.

В исследованиях теоретических циклов тепловых машин принимается в качестве рабочего тела идеальный газ, количество которого на всех стадиях цикла остаётся неизменным.

Цикл Карно

Цикл Карно (рис. 2) в координатах PV - обратимый круговой процесс, осуществляемый между двумя внешними источниками тепла, имеющими разные температуры - нагревателем - T_1 и холодильником - T_2 , характеризуется следующей последовательностью процессов: изотермическое расширение (1 - 2) при температуре T_1 , адиабатическое расширение (2 - 3), изотермическое сжатие (3 - 4) при температуре T_2 и, замыкающее цикл, адиабатическое сжатие (4 - 1).

Теорема Карно утверждает, что КПД и холодопроизводительность термодинамического цикла Карно зависит от соотношения абсолютных температур рабочего тела в процессах сообщения и отъёма тепла, а, в случаях обратимого цикла, - от температур нагревателя и холодильника, и не зависит от вещества рабочего тела и конструкции тепловой машины. Коэффициент полезного действия термодинамического цикла Карно:

Цикл Карно (тепловая машина Карно)

Холодопроизводительность термодинамического цикла Карно:

В общем случае доказательство теоремы Карно возможно на основе использования принципа существования энтропии в рамках второго начала термодинамики.

Энтропия

Второе начало классической термодинамики традиционно формулируется как объединённый принцип существования и возрастания энтропии. Энтропия является термодинамической функцией состояния, характеризующей состояние системы.

Термин энтропия предложен Р. Клазиусом.

Принцип существования энтропии есть утверждение второго начала классической термодинамики о существовании некоторой функции состояния термодинамических систем - энтропии - S , дифференциал которой есть полный дифференциал dS , определяемый в обратимых процессах как величина отношения подведённого извне элементарного количества тепла к абсолютной температуре тела T :

Принцип возрастания энтропии есть утверждение второго начала классической термодинамики о неизменном возрастании энтропии изолированных систем во всех реальных (необратимых) процессах изменения состояния этих систем. (В обратимых процессах изменения состояния изолированных систем их энтропия не изменяется).

5. Термодинамические свойства газов и парогазовых смесей

Закон Бойля - Мариотта.

Роберт Бойль в 1662 г. сформулировал результаты своих экспериментов по сжатию воздуха при постоянной температуре следующим образом: давления и объёмы находятся в обратном отношении:

где p_1 и V_1 - начальные величины объёма и давления газа; p_2 и V_2 - конечные.

Независимо от Бойля к такому соотношению пришёл Эдм Мариотт в 1676 г.

Как закон физического состояния идеальных газов закон Бойля - Мариотта формулируется следующим образом: «Произведение абсолютного давления данной массы идеального газа при постоянной температуре сохраняет постоянную величину, или что то же, произведение абсолютного давления на объём данной массы идеального газа зависит только от температуры газа и от его химической природы».

Закон Бойля - Мариотта

Закон Гей-Люссака

«Объём данной массы идеального газа при постоянном давлении изменяется линейно с изменением температуры».

$$V = V_0(1 + \beta_0 t)$$

- где V - объём массы газа m при температуре $t^\circ\text{C}$ и постоянном давлении p ;
- V_0 - объём той же массы газа при температуре 0°C и при том же давлении;
- t - температура в градусах Цельсия;
- β_0 - температурный коэффициент объёмного расширения идеальных газов, одинаковый для всех идеальных газов при любых давлениях.

Абсолютная температура T :

«При неизменной массе газа и постоянном давлении объём газа прямо пропорционален абсолютной температуре».

Закон Гей - Люссака

Закон Шарля

«Давление p данной массы газа при постоянном объёме пропорционально абсолютной температуре».

при

Закон Шарля

Объединённое уравнение состояния идеального газа (уравнение Клапейрона)
Уравнение состояния идеальных газов Клапейрона может быть получено при некоторых допущениях на основе молекулярно-кинетической теории газов. Основной предпосылкой для такого вывода: идеальные газы представляют собой систему материальных точек не испытывающих воздействия сил взаимного притяжения, отталкивания и т.п. А газовые законы Бойля - Мариотта, Гей-Люссака и Шарля могут быть теоретически выведены из уравнения Клапейрона. Уравнение состояния идеальных газов в таком виде было выражено Д.И. Менделеевым и называется - уравнение Клапейрона - Менделеева.

6. Реальные газы

Реальный газ - газ, который не описывается уравнением состояния идеального газа Клапейрона - Менделеева.

Зависимости между его параметрами показывают, что молекулы в реальном газе взаимодействуют между собой и занимают определенный объём. Состояние реального газа часто на практике описывается обобщённым уравнением Менделеева - Клапейрона:

где p - давление; V - объём; T - температура; $Z_r(p, T)$ - коэффициент сжимаемости газа; m - масса; M - молярная масса; R - универсальная газовая постоянная.

Изотермы идеального газа

Синие - изотермы при температуре ниже критической. Зелёные участки на них - метастабильные состояния.

Участок левее точки F - нормальная жидкость.

Точка F - точка кипения.

Прямая FG - равновесие жидкой и газообразной фазы.

Участок FA - перегретая жидкость.

Участок F'A - растянутая жидкость ($p < 0$).

Участок AC - аналитическое продолжение изотермы, физически невозможен.

Участок CG - переохлаждённый пар.

Точка G - точка росы.

Участок правее точки G - нормальный газ.

Площади фигуры FАВ и GСВ равны.

Красная - критическая изотерма.

К - критическая точка.

Голубые - сверхкритические изотермы.

Физика реального газа

Чтобы подробнее установить условия, когда газ может превратиться в жидкость и наоборот, простых наблюдений за испарением или кипением жидкости недостаточно. Надо внимательно проследить за изменением давления и объёма реального газа при разных температурах.

Медленно будем сжимать газ в сосуде с поршнем, например сернистый ангидрид (SO_2). Сжимая его, мы выполняем над ним работу, вследствие чего внутренняя энергия газа увеличится. Когда мы хотим, чтобы процесс происходил при

постоянной температуре, то сжимать газ надо очень медленно, чтобы теплота успевала переходить от газа в окружающую среду.

Выполняя этот опыт, можно заметить, что сначала при большом объёме давление с уменьшением объёма увеличивается согласно закону Бойля - Мариотта. В конце концов, начиная с какого-то значения, давление не будет изменяться, несмотря на уменьшение объёма. На стенках цилиндра и поршня образуются прозрачные капли. Это означает, что газ начал конденсироваться, то есть переходить в жидкое состояние.

Продолжая сжимать содержимое цилиндра, мы будем увеличивать массу жидкости под поршнем и соответственно, будем уменьшать массу газа. Давление, которое показывает манометр, будет оставаться постоянным до тех пор, пока всё пространство под поршнем не заполнит жидкость. Жидкости мало сжимаемы. Поэтому дальше, даже при незначительном уменьшении объёма, давление быстро будет возрастать.

Поскольку весь процесс происходит при постоянной температуре T , кривую, что изображает зависимость давления p от объёма V , называют изотермой. При объёме V_1 начинается конденсация газа, а при объёме V_2 она заканчивается. Если $V > V_1$ то вещество будет в газообразном состоянии, а при $V < V_2$ - в жидком.

Опыты показывают, что такой вид имеют изотермы и всех других газов, если их температура не очень высокая.

В этом процессе, когда газ превращается в жидкость при изменении его объёма от V_1 к V_2 , давление газа остаётся постоянным. Каждой точке прямолинейной части изотермы 1-2 соответствует равновесие между газообразным и жидким состояниями вещества. Это означает, что при определённых T и V количество жидкости и газа над ней остаётся неизменным. Равновесие имеет динамический характер: количество молекул, которые покидают жидкости, в среднем равняется количеству молекул, которые переходят из газа в жидкость за одно и то же время.

Также существует такое понятие как критическая температура, если газ находится при температуре выше критической (индивидуальна для каждого газа, например для углекислого газа примерно 304 К), то его уже невозможно превратить в жидкость, какое бы давление к нему не прилагалось. Данное явление возникает вследствие того, что при критической температуре силы поверхностного натяжения жидкости равны нулю. Если продолжать медленно сжимать газ при температуре большей критической, то после достижения им объёма, равного приблизительно четырем собственным объёмам молекул, составляющих газ, сжимаемость газа начинает резко падать.

Точки Бойля. Кривая Бойля. Температура Бойля

Рассмотрим отклонение свойств реального газа от свойств идеального газа с помощью PV , P -диаграммы (рис. 8). Из уравнения Клапейрона - Менделеева следует, что изотермы идеального газа на такой диаграмме изображаются горизонтальными прямыми. Воспользуемся уравнением состояния реального газа в вириальной форме.
$$PV = RT + BP + CP^2 + DP^3 + \dots$$

где B , C , и D - соответственно второй, третий и четвёртый вириальные

коэффициенты, зависящие только от температуры.

PV, P-диаграмма идеального газа

Из вириального уравнения состояния следует, что на PV, P-диаграмме ось ординат ($P = 0$) соответствует идеально-газовому состоянию вещества: при $P = 0$ вириальное уравнение состояния превращается в уравнение Клапейрона - Менделеева и, следовательно, положения точек пересечения изотерм с ординатой на рассматриваемой диаграмме соответствуют значениям RT для каждой из изотерм.

Из вириального уравнения состояния находим:

Таким образом, в рассматриваемой системе координат наклон (т.е. угловой коэффициент касательной) изотермы газа в точке пересечения этой изотермы с осью ординат даёт значение второго вириального коэффициента.

На PV, P-диаграмме изотермы, соответствующие температурам, меньшим некоторого значения T_B (называемого температурой Бойля) имеют минимумы, называемые точками Бойля.

Некоторые авторы в понятие «точка Бойля» вкладывают другое содержание, а именно, они исходят из единственности точки Бойля, понимая под ней точку на PV, P-диаграмме с нулевым давлением и температурой, равной температуре Бойля.

В точке минимума:

что всегда справедливо для идеального газа. Иными словами, в точке Бойля сжимаемости реального и идеального газов совпадают. Участок изотермы слева от точки Бойля соответствует условиям, когда реальный газ более сжимаем, чем идеальный; участок справа от точки Бойля соответствует условиям худшей сжимаемости реального газа по сравнению с идеальным.

Линию, являющуюся геометрическим местом точек минимумов изотерм на PV, P-диаграмме, называют кривой Бойля. Точке пересечения кривой Бойля с осью ординат соответствует изотерма с температурой, равной температуре Бойля. Это означает, что при температуре Бойля второй вириальный коэффициент обращается в нуль и температура Бойля есть корень уравнения:

Ниже температуры Бойля второй вириальный коэффициент отрицателен, выше - положителен.

Для газа, подчиняющегося уравнению Ван-дер-Ваальса:

$$T_B = 3.375T_c$$

где T_c - критическая температура. Для многих веществ примерное значение температуры Бойля даёт следующее эмпирическое соотношение:

$$T_B = (2.5/2.75) T_c$$

Из PV, P-диаграммы видно, что начальный участок изотермы с температурой Бойля, соответствующий сравнительно невысоким давлениям, достаточно близок к горизонтальной прямой, т.е. при температуре газа, равной или близкой к температуре Бойля, реальный газ обладает свойствами, близкими к свойствам идеального газа.

7. Вода, водяной пар, воздух и их свойства

Вода и водяной пар как рабочее тело и теплоноситель получили широкое

использование в теплотехнике. Это объясняется тем, что вода и водяной пар имеют относительно хорошие термодинамические свойства и не влияют вредно на металл и живой организм. Пар образовывается из воды испарением и кипением.

Испарением называется парообразование, которое происходит только на поверхности жидкости. Этот процесс происходит при любой температуре. При испарении из жидкости вылетают молекулы, которые имеют относительно большие скорости, вследствие чего уменьшается средняя скорость движения молекул, которые остались, и уменьшается температура жидкости.

Кипением называется бурное парообразование по всей массе жидкости, происходящее при передаче жидкости через стенки сосуда определённого количества тепла.

Температура кипения воды зависит от давления, под которым находится вода, чем большее давление, тем выше температура, при которой начинается кипение воды. Чем больше давление, тем выше температура кипения, чем меньше давление, тем меньше температура кипения воды.

Если кипение жидкости происходит в закрытом сосуде, то над жидкостью образовывается пар, который имеет капельки влаги. Такой пар называется влажным насыщенным. При этом температура влажного пара и кипящей воды одинаковая и равна температуре кипения.

Если постоянно непрерывно подавать тепло, то вся вода, включая мельчайшие капли, превратится в пар. Такой пар называется сухим насыщенным.

Количество тепла, необходимого для преобразования в пар 1 кг жидкости, нагретой до температуры кипения t_K , называется скрытой теплотой парообразования (ккал/кг).

Скрытая теплота парообразования зависит от давления, при котором происходит процесс парообразования. Так, при атмосферном давлении 760 мм рт. ст. скрытая теплота парообразования $r = 540$ ккал/кг. Более высокому значению давления насыщенного пара соответствует меньшая скрытая теплота парообразования, а более низкому - большая скрытая теплота парообразования.

Пар бывает насыщенный и перегретый. Величина, определяющая количество сухого насыщенного пара в 1 кг влажного пара в процентах называется степенью сухости пара и обозначается буквой X (икс).

Влажность насыщенного пара в паровых котлах должна быть в пределах 1-3%, то есть степень её сухости $X = 100 - (1-3) = 99 - 97\%$.

Переход воды из жидкого состояния в газообразное называется парообразованием, а с газообразного в жидкое - конденсацией. Пар, температура которого для определённого давления превышает температуру насыщенного пара, называется перегретым. Разность температур между перегретым и сухим насыщенным паром при этом же давлении называется перегревом пара.

8. Основные термодинамические процессы в газах

Дросселирование

Дросселирование (от нем. drosseln - ограничивать, глушить) - понижение давления

газа или пара при протекании через сужение проходного канала трубопровода - дроссель, либо через пористую перегородку.

Дросселирование является близким к идеальному осуществлением процесса Джоуля-Томсона. Дросселирование можно рассматривать как изоэнтальпийный квазиравновесный процесс и проводить, основываясь на выражении дифференциального эффекта Джоуля-Томсона, интегрирование следующим образом: интегральный эффект Джоуля-Томсона.

Процесс дросселирования не квазистатический, равновесны только начальное и конечное, но не промежуточные состояния. Рассмотрение процесса дросселирования как квазистатического возможно только потому, что путь перехода из начального состояния в конечное здесь не важен, и можно заменить его некоторой теоретической квазистатической абстракцией.

При дросселировании происходит адиабатное расширение от давления P_1 до давления P_2 без совершения работы, то есть дросселирование - существенно необратимый процесс, сопровождающийся увеличением энтропии и объёма при постоянной энтальпии.

Эффект дросселирования применяется в промышленности в расходомерах переменного давления, в которых расход газа или пара измеряется по перепаду давления $P_1 - P_2$ перед и после сужения проходного канала (диафрагма или сопло в трубе Вентури) трубопровода.

Дросселирование применяется в компрессионных холодильниках в качестве средства обеспечения перепада давления для испарения сжиженного хладагента.

Политропный процесс

Политропный процесс, политропический процесс - термодинамический процесс, во время которого удельная теплоёмкость газа остаётся неизменной.

В соответствии с сущностью понятия теплоёмкости, предельными частными явлениями политропного процесса являются изотермический процесс $()$ и адиабатный процесс $()$.

В случае идеального газа, изобарный и изохорный процессы также являются политропными (удельные теплоёмкости идеального газа при постоянном объёме и постоянном давлении соответственно равны и не меняются при изменении термодинамических параметров).

Кривая на термодинамических диаграммах, изображающая политропный процесс, называется «политропа». Для идеального газа уравнение политропы может быть записано в виде:

,

где p - давление, V - объём газа, n - «показатель политропы».

,

здесь c - теплоёмкость газа в данном процессе, C_P и C_V - теплоемкости того же газа, соответственно, при постоянном давлении и объёме.

Различные значения показателя политропы n

Различные показатели политропы n

Когда показатель n лежит в пределах между любыми двумя значениями из

указанных выше (0, 1, г, или ?), то это означает, что график политропного процесса заключён между графиками соответствующих двух процессов.

Заключение

Техническая термодинамика изучает закономерности взаимного превращения теплоты и механической энергии в термодинамических системах, а также свойства рабочих тел, участвующих в этих превращениях. Главной задачей ее является отыскание предельных и наиболее рациональных способов взаимного превращения теплоты и работы.

Список используемой литературы

1. «Лекции по технической термодинамике» А.И. Бородин (Томск, 2007)
2. «Техническая термодинамика» В.Г. Злобин, С.В. Горбай, Т.Ю. Короткова (Санкт-Петербург, 2011)...