

ТЕПЛОФИЗИКА

ТЕПЛОТЕХНИКА

1. Кудинов, В. А. Теплотехника [Электронный ресурс] : учебное пособие / В. А. Кудинов, Э. М. Карташов, Е. В. Стефанюк ; Университетская библиотека онлайн (ЭБС). – Москва : Абрис, 2012. – 426 с. – Режим доступа: <http://www.biblioclub.ru/book/1176>.
2. Теплотехника. Техническая термодинамика [Текст] : учеб. пособие / сост.: И. Н. Полина, С. Г. Ефимова, Н. А. Корычев. – Сыктывкар : СЛИ, 2012. – 188 с.
3. Теплотехника. Техническая термодинамика [Электронный ресурс] : учеб. пособие / сост.: И. Н. Полина, С. Г. Ефимова, Н. А. Корычев. – Электрон. текстовые дан. – Сыктывкар : СЛИ, 2012. – on-line. – Режим доступа: <http://lib.sfi.komi.com/ft/301-000221.pdf>.
4. Теплотехника [Электронный ресурс] : сборник описаний лабораторных работ / сост.: С. Г. Ефимова, В. Т. Чупров. – Сыктывкар : СЛИ, 2012. – on-line.–Режим доступа: <http://lib.sfi.komi.com/ft/301-000252.pdf>.

Техническая термодинамика

Техническая термодинамика изучает физические (химические) свойства макроскопических тел, которые обусловлены их микроскопическим строением.

Предметом термодинамики – является тепловая форма движения материи.

Техническая термодинамика – учение о правилах согласно которым тела обмениваются энергией.

Техническая термодинамика – наука о силах, которые развиваются теплом.

Основные понятия термодинамики

Термодинамические параметры - физические величины количественно характеризующие макроскопические тела

Внешние параметры характеризуют внешние условия, в которых находится система, на которые система влиять не может

Внутренние параметры связаны с собственным состоянием системы, их значения определяются тем что представляет сама система. Внутренние параметры зависят от внешних

Пример, объем V и давление p . Рассмотрим ситуацию – есть цилиндр, он закрыт крышкой, объем фиксирован, в качестве **внешнего** параметра выступает V , он фиксирован, а **внутренний** параметр давление газа p .

Термодинамическое равновесие

Состояние системы – это набор параметров.

Термодинамическое равновесие – это состояние системы при котором параметры со временем не меняются (состояние стационарное) и отсутствуют потоки.

При термодинамическом равновесии все скорости становятся равными нулю.

При состоянии термодинамического равновесии, подразумевается, что внутренние параметры теряют свою самостоятельность, или оказываются функцией внешних.

Интенсивные и экстенсивные параметры

Интенсивные параметры – не зависят от массы системы. **Температура** (интенсивный параметр) половинки, такая же как у целого, **температура** не зависит от массы системы.

Экстенсивные параметры системы зависят от массы системы, причем зависимость определенная прямая пропорциональная массе. Если мы сохраняя значения всех интенсивных параметров прежними, увеличим массу систему в два раза, то и этот параметр (экстенсивный) увеличится в два раза.

Пример, **объем** (экстенсивный параметр) мы его можем поделить на две половинки, объем половины в 2 раза меньше целого.

Постулаты термодинамики

Стенка – некоторая граница между системой и окружающей средой. Стенка может быть **жесткая** или **податливая**.

Податливая стенка – это может быть поршень в цилиндре, тогда в системе меняется объем;

Жесткая – стенка которую нельзя сломать, механические воздействия на систему невозможно;

Система может быть **открытой** или **закрытой** в зависимости от того пропускает ли стенка вещество.

Открытая система, молекулы могут переходить границу между ними (граница между паром и жидкостью).

Закрытая система - если граница не пропускает вещество.

Дальше будем считать, что система **закрытая**, т.е. у нее не меняется масса.

Адиабатическая стенка пропускает только механическое воздействие, не пропускает тепло.

Изолирующая стенка – не пропускает ни тепло, ни механическое воздействие (например военный термос выполненный из металла сосуд Дюара, у него жесткая стенка, он не пропускает тепло и механическое воздействие).

Изолированная система ограничена жесткой стенкой (она не пропускает ни механическое воздействие, ни тепловое).

Постулат (общее начало): изолированная система обязательно приходит в состояние термодинамического равновесия и затем не может спонтанно (самопроизвольно) выйти из этого состояния.

Флуктуация – параметры не значительно меняют свои значения, но изменения пренебрежимо малы.

Чтобы систему привести в состояние равновесия не обязательно добиваться изоляции, можно поставить систему в состояние контакта с большой равновесной системой.

Воздействие третьего рода (теплоты) не связано ни с переносом вещества, ни с механическим воздействием. Стенка которая пропускает воздействие этого типа называется **диатермической стенкой** (позволяет одной части системы влиять на другую).

Тепловой контакт двух систем – системы взаимодействуют друг с другом через диатермическую стенку.

Постулат (нулевое начало): – представление о температуре.

Термические параметры состояния. Абсолютная температура, К

Абсолютная температура всегда величина положительная. При температуре абсолютного нуля ($T = 0 \text{ К}$) прекращается тепловое движение молекул.

Между температурами T , выраженными в Кельвинах и градусах Цельсия, имеется следующее соотношение:

$$T = t + 273,15$$

где t – температура, $^{\circ}\text{C}$.

Температура величина интенсивная. У частей равновесной системы температура одна и та же.

Температура внутренний параметр но может быть и внешним, например, погружая тело в термостат.

Абсолютное давление

Абсолютным давлением называют давление, отсчитываемое от абсолютного нуля давления или от абсолютного вакуума.

При определении абсолютного давления различают два случая:

- 1) когда давление в сосуде больше атмосферного, в этом случае абсолютное давление в сосуде равно сумме показаний манометра и барометра

$$P_{\text{абс}} = P_{\text{изб}} + P_{\text{бар}}$$

- 2) когда оно меньше атмосферного, тогда абсолютное давление в сосуде равно показанию барометра минус показание вакуумметра:

$$P_{\text{абс}} = P_{\text{бар}} - P_{\text{вак}}$$

Удельный объем, м³/кг

Удельный объем однородного вещества - величина, определяемая отношением объема к его массе:

$$v = \frac{V}{m},$$

где V – объем произвольного количества вещества, м³; m – масса вещества, кг.

Очевидно, что:

$$v \cdot \rho = 1.$$

Внутренняя энергия

Внутренняя энергия представляет собой сумму кинетической энергии теплового движения атомов и молекул, включающей энергию поступательного и вращательного движения молекул, а также колебательного движения атомов в самой молекуле; потенциальной энергии их взаимодействия; энергии электронов; энергии химических связей; энергии внутриядерного взаимодействия; энергии электромагнитного взаимодействия и др.:

$$U = U_{\text{кин}} + U_{\text{пот}} + U_{\text{хим}} + U_{\text{яд}} + \dots$$

В технической термодинамике рассматриваются термодинамические процессы, в которых изменяются только кинетическая и потенциальная составляющие внутренней энергии. Изменение внутренней энергии в любом термодинамическом процессе равно:

$$\Delta U = \Delta U_{\text{кин}} + \Delta U_{\text{пот}}$$

Кинетическая составляющая внутренней энергии определяется температурой тела $U_{\text{кин}} = f(T)$,

потенциальная составляющая при заданной температуре зависит от удельного объема (расстояния между молекулами)

$$U_{\text{пот}} = f(p, v),$$

полная внутренняя энергия будет являться функцией двух параметров $U = f(T, V)$.

Определим изменение удельной внутренней энергии рабочего тела, совершающего круговой процесс или цикл. Суммарное изменение внутренней энергии за цикл

$$\Delta u = \Delta u_{1n2} + \Delta u_{2k1}$$

$$\Delta u_{1n2} = u_2 - u_1;$$

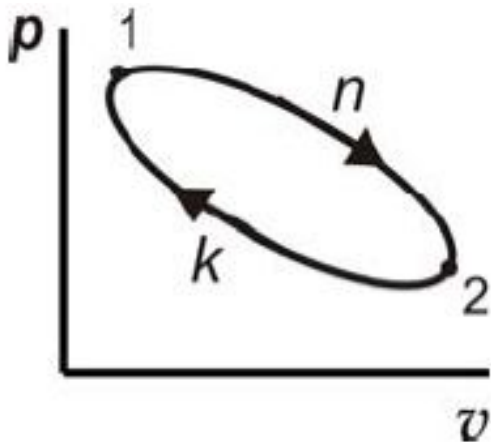
$$\Delta u_{2k1} = u_1 - u_2$$

Очевидно, что

$$\Delta u = 0.$$

В круговых процессах изменение внутренней энергии равно нулю:

$$u_2 - u_1 = \oint du = 0.$$



Приращение du , как и любого параметра, является полным дифференциалом.

Удельную внутреннюю энергию можно представить как функцию любых двух параметров состояния $u = f_1(T, v)$; $u = f_2(T, p)$; $u = f_3(p, v)$, или в виде полных дифференциалов удельной внутренней энергии:

$$du = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v dT + \left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T dv,$$

$$du = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_p dT + \left(\frac{\partial u}{\partial p}\right)_T dp,$$

$$du = \left(\frac{\partial u}{\partial p}\right)_v dp + \left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_p dv.$$

Удельная внутренняя энергия идеального газа, в котором отсутствуют силы взаимодействия между молекулами, не зависит от объема или давления

$$\left(\frac{\partial u}{\partial v}\right)_T = 0; \quad \left(\frac{\partial u}{\partial p}\right)_T = 0$$

а зависит только от температуры:

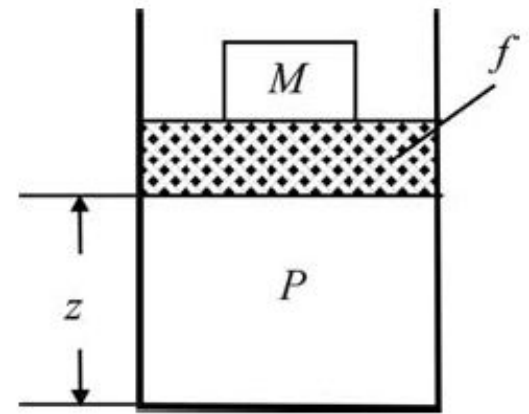
$$u = f(T).$$

Следовательно, производная от удельной внутренней энергии идеального газа по температуре есть полная производная:

$$\left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial u}{\partial T}\right)_v = \frac{du}{dT}.$$

Это положение было экспериментально доказано Джоулем в 1845 г.

Энтальпия



Энтальпия равна сумме внутренней энергии газа и потенциальной энергии давления.

На перемещающийся поршень в цилиндре с газом помещена гиря массой M , кг. Площадь поршня f , удельная внутренняя энергия рабочего тела u .

Запас энергии газа под поршнем:

$$H = U + Mgz = U + p f z = U + pV.$$

$$p = Mg/f$$

Удельная энтальпия, т.е. отношение энтальпии к массе тела, обозначается h и выражается в Дж/кг. По определению она представляет собой сложную функцию вида

$$h = u + pv.$$

Энтальпия относится к аддитивным или экстенсивным параметрам, так как ее величина пропорциональна массе.

Энтальпия идеального газа, так же как и внутренняя энергия, является функцией температуры и не зависит от других параметров. По аналогии с внутренней энергией имеем

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_v dT + \left(\frac{\partial h}{\partial v}\right)_T dv,$$

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_p dT + \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_T dp,$$

$$dh = \left(\frac{\partial h}{\partial p}\right)_v dp + \left(\frac{\partial h}{\partial v}\right)_p dv.$$

$$\left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial h}{\partial T}\right)_v = \frac{dh}{dT},$$

т.е. в любом процессе изменения состояния идеального газа производная от изменения энтальпии по температуре будет полной производной.

Энтропия

Энтропией называют такой параметр состояния, дифференциал которого равен отношению бесконечно малого количества теплоты, подведенной к системе или отведенной от нее в обратимом термодинамическом процессе при постоянной температуре T :

$$dS = \frac{dQ}{T}; \quad s = \frac{S}{m}; \quad q = \frac{Q}{m};$$

$$ds = \frac{dq}{T}, \quad \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$$

Энтропия – параметр состояния, изменение которого свидетельствует о наличии в системе энергетического взаимодействия в виде обмена теплотой с окружающей средой:

$$dq = T \cdot ds; \quad T > 0.$$

Уравнение состояния

Уравнением состояния называют зависимость, устанавливающую взаимосвязь между термодинамическими параметрами состояния:

$$F(p, v, T) = 0.$$

Пример термического уравнения состояния – зависимость силы P от внешних параметров и температуры.

Вид функции F зависит от термодинамической природы рабочего тела. Различают идеальные и реальные газы.

Идеальные газы

Идеальными газами называют газы, для которых можно пренебречь собственным объемом молекул и силами взаимодействия между ними. Все реальные газы при высоких температурах и малых давлениях почти полностью подходят под понятие «идеальный газ» и по свойствам практически не отличаются от него.

Уравнением состояния для идеального газа является уравнение Менделеева-Клапейрона:

$$\frac{p\nu}{T} = R = \text{const} ,$$

где R – удельная газовая постоянная, зависящая от химической природы вещества и не зависящая от его состояния, Дж/ кг · К . Отношение для всех газов одинаково.

Физический смысл газовой постоянной

Физический смысл газовой постоянной: удельная газовая постоянная есть работа (в Дж), совершенная газом массой 1 кг при изменении температуры на 1 °С в изобарных условиях.

$$R = \frac{R_{\mu}}{\mu} = \frac{8314}{\mu}, \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot \text{К}}$$

где $R_{\mu} = 8314 \frac{\text{Дж}}{\text{кмоль} \cdot \text{К}}$ - универсальная (молярная) газовая постоянная;

μ - масса 1 кмоль газа, выраженная в килограммах, кг/кмоль.

Реальные газы

Для описания свойств реальных газов используют уравнение Ван-дер-Ваальса, учитывающее силы взаимодействия между молекулами и реальные размеры частиц:

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT,$$

где a и b – постоянные, зависящие от химической природы вещества, определяются по критическим параметрам:

$$a = 27b^2 p_{\text{кр}}; b = \frac{1}{8} \frac{RT_{\text{кр}}}{p_{\text{кр}}}.$$

Работа

Работа - передача энергии от одного тела к другому, связанную с изменением объема рабочего тела, с перемещением его во внешнем пространстве или изменением его положения

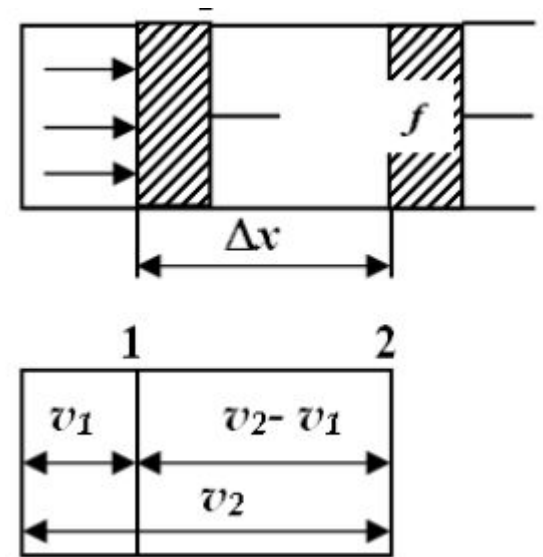
(работа – способ воздействия который можно назвать макроскопическим, у молекул появляется импульс (скорость) в сторону движения поршня)

Если сообщить газу некоторое количество теплоты, то он будет расширяться при постоянном давлении и перемещать поршень от положения 1 до 2.

Сила, действующая на поршень, равна $p \cdot f$.
Путь перемещения поршня Δx .

Удельная работа, совершенная газом, равна

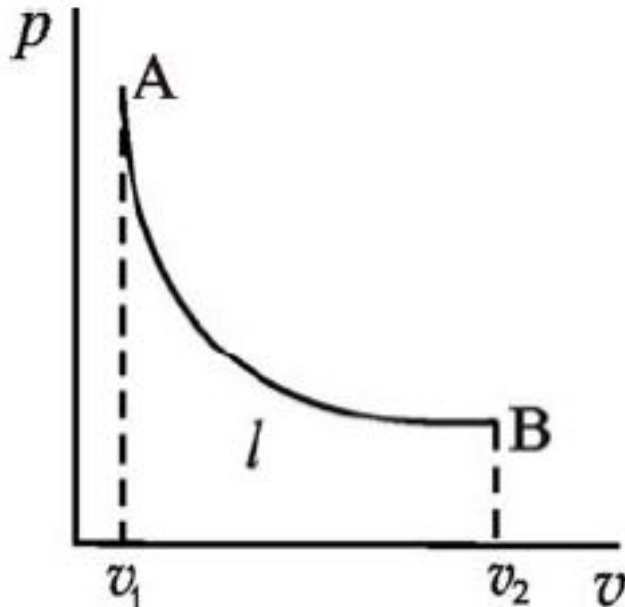
$$l = p \cdot f \cdot \Delta x = p(v_2 - v_1) = p \cdot \Delta v.$$



Удельная работа l , совершаемая системой при конечном изменении ее объема в произвольном равновесном процессе равна

$$l = \int_{v_1}^{v_2} p dv$$

и графически определяется по диаграмме координатах p - v как площадь фигуры под кривой процесса АВ.



Работа изменения объема может быть как положительной, так и отрицательной величиной.

При расширении газа ($\Delta v > 0$) газ сам совершает работу, в этом случае работа положительна $l > 0$.

При сжатии ($\Delta v < 0$) совершается работа над газом, в этом случае работа отрицательна $l < 0$.

Для произвольной массы m газа:

$$L = m \int_{v_1}^{v_2} p dv$$

Теплота

Теплота – микроскопический способ воздействия, не приводит к видимым движениям, горячее приводим в соприкосновение с холодным, энергичные молекулы горячего делятся своей энергией с молекулами холодного тела.

Количество теплоты, передаваемое системе в термодинамическом процессе, может быть определено двумя способами:

1) через энтропию:

$$ds = \frac{dq}{T}; \quad q = \int_1^2 T ds .$$

Теплота имеет не только абсолютное значение, но и знак:

при подводе теплоты энтропия возрастает: $T > 0$, $\Delta s > 0$, $q > 0$.

При отводе тепла $\Delta s < 0$, $q < 0$.

2) через понятие теплоемкости газа.

Под **средней теплоемкостью вещества** понимают то **количество тепла**, которое нужно сообщить рабочему телу, чтобы повысить его температуру на один градус:

$$C_{xm} \Big|_{t_1}^{t_2} = \frac{q_x}{t_2 - t_1} = \frac{q_x}{\Delta t} .$$

Истинной теплоемкостью C_x называют предел отношения $\frac{q_x}{\Delta t}$:

$$C_x = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{q_x}{\Delta t} = \frac{dq_x}{dt} .$$

Удельная теплоемкость рабочего тела (газа) – это это количество тепла, которое нужно сообщить единице количества газа (1 кг, 1 м³, 1 кмоль), чтобы повысить его температуру на 1 градус.

В зависимости от выбора единицы количества вещества различают три вида теплоемкостей:

массовую c , Дж/кг·К;

объемную c' , Дж/м³·К

мольную μc , Дж/кмоль·К.

Связь между различными видами теплоемкости для нормальных физических условий выражается соотношениями:

$$c = \frac{\mu c}{\mu}, \quad c' = \frac{\mu c}{22,4}, \quad c = c' \cdot \nu = \frac{c'}{\rho}.$$

μ - масса 1 кмоль газа, выраженная в кг, кг/кмоль.

В зависимости от вида термодинамического процесса различают теплоемкости при постоянном объеме c_v и при постоянном давлении c_p . Связь между этими теплоемкостями для идеального газа устанавливается уравнением Майера:

$$c_p - c_v = R$$

$$\mu c_p - \mu c_v = R_\mu$$

Отношение c_p к c_v называется **показателем адиабаты** или коэффициентом Пуассона:

$$k = \frac{c_p}{c_v}$$

Для идеального газа эта величина не зависит от химической природы вещества и параметров состояния, а определяется лишь количеством атомов в молекуле.

Для одноатомных газов (инертных) $k = 1,67$.

Для 2-х атомных газов (O_2 , H_2 , N_2 , CO) $k = 1,4$.

Для многоатомных газов (CO_2 , H_2O , NH_3) $k = 1,3$.

Из приведенных выше уравнений, связывающих величины c_p и c_v , получим

$$c_v = \frac{R}{k-1}; \quad c_p = \frac{k}{k-1}R.$$

Количество теплоты, участвующей в процессе, можно определить через среднюю или истинную теплоемкость

$$q = \int_{t_1}^{t_2} c dt = \int_0^{t_2} c dt - \int_0^{t_1} c dt.$$

Или в общем случае

$$q = \int_{t_1}^{t_2} f(t) dt.$$

В системе координат t – c количество тепла, подведенное к рабочему телу или отведенное от него, выражается площадью, ограниченной линией теплоемкости и перпендикулярами, восстановленными в точки, соответствующим начальной (t_1) и конечной (t_2) температурам

Для практических целей при расчетах обычно пользуются табличными данными, в которых приводятся значения средних теплоемкостей для различных температурных интервалов с шагом от 5 до 50 °С фиксированным нижним пределом 0 °С.

Тогда

$$q = c_m^{t_1} (t_2 - t_1) = c_m^{t_2} t_2 - c_m^{t_1} t_1.$$

Смесь идеальных газов.

Основные свойства газовых смесей

Под газовой смесью понимается смесь отдельных газов, не вступающих между собой ни в какие химические реакции. Каждый газ в смеси независимо от других газов полностью сохраняет все свои свойства и ведет себя так, как если бы он один занимал весь объем смеси.

Газовая смесь идеальных газов подчиняется закону Дальтона, который гласит: общее давление смеси газов равно сумме парциальных давлений отдельных газов, составляющих смесь:

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \sum_1^n p_i$$

где p_1, p_2, \dots, p_n - парциальные давления

Парциальное давление p_i - это давление компонента газовой смеси, которое он оказывал бы, занимая один весь объем смеси $V_{см}$ и находясь при температуре смеси.

Приведенным, или парциальным объемом данного компонента V_p , называется объем, который он имел бы, если бы находился при давлении и температуре смеси.

Согласно закону Амага

$$V_{см} = V_1 + V_2 + \dots + V_n = \sum_1^n V_i,$$

где $V_{см}$ - полный объем смеси газов, V_1, V_2, \dots, V_n - парциальные объемы компонентов, приведенные к условиям $p_{см}$ и $T_{см}$.

Для определения любого параметра состояния смесей газов требуется знать состав смеси, т.е. для смеси газов в качестве независимых переменных добавляется величина, определяющая ее состав z .

Параметры газовой смеси могут быть вычислены по уравнению Клапейрона

$$pV = mRT$$

где все величины, входящие в уравнение, относятся к смеси газов.

Способы задания смеси газов

Газовая смесь может быть задана массовыми, объемными и молярными долями.

Массовой долей называется отношение массы каждого компонента к общей массе смеси:

$$g_1 = \frac{m_1}{m}; g_2 = \frac{m_2}{m} \dots g_n = \frac{m_n}{m},$$

где $g_1, g_2 \dots g_n$ – массовые доли; $m_1, m_2 \dots m_n$ – масса каждого газа; m – масса всей смеси.

Сумма массовых долей равна единице:

$$g_1 + g_2 + \dots + g_n = \sum_1^n g_i = 1.$$

Объемной долей называется отношение парциального (приведенного) объема каждого компонента V_i к общему объему смеси $V_{\text{см}}$:

$$r_1 = \frac{V_1}{V}; r_2 = \frac{V_2}{V} \dots r_n = \frac{V_n}{V},$$

где $r_1, r_2 \dots r_n$ — объемные доли; $V_1, V_2 \dots V_n$ — парциальные (приведенные) объемы каждого газа; V — объем всей смеси.

Парциальным объемом газа называется объем, который занимал бы этот газ, если бы его температура и давление равнялись температуре и давлению смеси газов.

Парциальный объем каждого газа можно определить по закону Бойля-Мариотта. При постоянной температуре ($T = \text{const}$) имеем:

$$V_1 = \frac{p_1 V}{p}; V_2 = \frac{p_2 V}{p} \dots V_n = \frac{p_n V}{p}.$$

Сложив уравнения, получим

$$V_1 + V_2 + \dots + V_n = \sum_1^n V_i = \frac{p_1 V}{p} + \frac{p_2 V}{p} + \dots + \frac{p_n V}{p} = V.$$

Сумма парциальных объемов газов, составляющих смесь, равна объему смеси газов.

Газовая постоянная смеси газов

Удельная газовая постоянная смеси газов равна сумме произведений массовых долей каждого газа на его удельную газовую постоянную.

$$R = \sum g_i R_i = g_1 R_1 + g_2 R_2 + \dots + g_n R_n$$

$$R = \sum g_i R_i = 8314,2 \left(\frac{g_1}{M_1} + \frac{g_2}{M_2} + \dots + \frac{g_n}{M_n} \right)$$

$$R = \frac{8314,2}{M}$$

$$g_i = \frac{R}{R_i} r_i \text{ и } \sum g_i = R \sum \frac{r_i}{R_i} = 1.$$

$$R = \frac{1}{\sum \frac{r_i}{R_i}} = \frac{1}{\frac{r_1}{R_1} + \frac{r_2}{R_2} + \dots + \frac{r_n}{R_n}}.$$

Средняя молярная масса смеси газов

Средняя молярная масса представляет собой условную величину и относится к такому однородному газу, у которого число молекул и общая масса равны числу молекул и массе смеси газов.

$$M = \frac{8314,2}{R}$$

$$M = \frac{8314,2}{g_1 R_1 + g_2 R_2 + \dots + g_n R_n}.$$

Если смесь задана объемными долями, то

$$R = \frac{1}{\sum r_i R_i} = \frac{8314,2}{\sum r_i M_i}.$$

$$R = \frac{8314,2}{M},$$

Средняя молярная масса смеси газов равна сумме произведений объемных долей на молярные массы компонентов смеси.

$$M = \sum r_i M_i = r_1 M_1 + r_2 M_2 + \dots + r_n M_n$$

Теплоемкость смесей идеальных газов

Если смесь задана массовыми долями, удельная теплоемкость смеси определяется как сумма произведений массовых долей на удельную теплоемкость каждого компонента смеси:

$$c_{v\text{см}} = g_1 c_{v1} + g_2 c_{v2} + \dots + g_n c_{vn} = \sum_1^n g_i c_{vi}$$

$$c_{p\text{см}} = g_1 c_{p1} + g_2 c_{p2} + \dots + g_n c_{pn} = \sum_1^n g_i c_{pi}$$

Если смесь газа задана объемными долями, то объемная теплоемкость смеси равна сумме произведений объемных долей на объемную теплоемкость каждого газа:

$$c'_{v_{\text{см}}} = r_1 c'_{v1} + r_2 c'_{v2} + \dots + r_n c'_{vn} = \sum_1^n r_i c'_{vi}$$

$$c'_{p_{\text{см}}} = r_1 c'_{p1} + r_2 c'_{p2} + \dots + r_n c'_{pn} = \sum_1^n r_i c'_{pi}$$

Молярная теплоемкость смеси газов равна произведению объемных долей на молярные теплоемкости составляющих смесь газов:

$$C_{mv\text{см}} = r_1 C_{mv1} + r_2 C_{mv2} + \dots + r_n C_{mvn} = \sum_1^n r_i C_{mvi}$$

$$C_{mp\text{см}} = r_1 C_{mp1} + r_2 C_{mp2} + \dots + r_n C_{mpn} = \sum_1^n r_i C_{mpi}$$

Первый закон

термодинамики

Полная энергия термодинамической системы в конце любого термодинамического процесса равна алгебраической сумме ее энергии в начале процесса и количества энергии, подведенной к системе и отведенной от нее в ходе процесса.

Применительно к рассматриваемым в технической термодинамике процессам энергия подводится к рабочему телу или отводится от него лишь в форме тепла или механической работы. Поэтому

$$Q = \Delta U + L,$$

где Q – суммарное количество подведенного к термодинамической системе тепла; ΔU – изменение внутренней энергии термодинамической системы; L – суммарная работа изменения объема термодинамической системы

Применительно к 1 кг рабочего тела эта формула принимает вид:

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

или в дифференциальной форме

$$dq = du + dl.$$

В развернутом виде эти уравнения записывают следующим образом:

$$Q = U_2 - U_1 + \int_{V_1}^{V_2} p dV,$$

$$q = u_2 - u_1 + \int_{v_1}^{v_2} p dv,$$

$$dq = du + p dv$$

Для вывода второй математической записи 1-го закона термодинамики воспользуемся определением энтальпии

$$dh = du + d(pv) = du + pdv + vdp,$$

так как $pdv = dl$, $du + dl = dq$, то

$$dh = dq + vdp,$$

$$dq = dh - vdp.$$

Рассмотрим 1-ый закон термодинамики применительно к термодинамической системе, работающей по круговому циклу:

$$\oint dq = \oint du + \oint dl. \text{ Так как } \oint du = 0, \text{ то } \oint dq = \oint dl.$$

Воспользуемся уравнениями 1-го закона термодинамики для вывода двух важных соотношений:

1. Если $v = \text{const}$, $dv = 0$,

$$dq = du + dl = du + pdv$$

$$dq_v = du, \quad dq_v = c_v dT.$$

$$du = c_v dT$$

$$\Delta u = u_2 - u_1 = c_v(T_2 - T_1)$$

2. Если $p = \text{const}$, $dp = 0$,

$$dq = dh - vdp$$

$$dq_p = dh = c_p dT.$$

$$\Delta h = h_2 - h_1 = c_p(T_2 - T_1)$$

Основные термодинамические процессы идеального газа

В технической термодинамике изучаются следующие основные термодинамические процессы:

изохорный,

изобарный,

изотермический,

адиабатный

политропный.

Охарактеризуем по приведенной выше схеме каждый из перечисленных термодинамических процессов.

Изохорный процесс

Процесс, протекающий при постоянном объеме, называется **изохорным**.

Кривая процесса называется **изохорой**.

1) Уравнение процесса $v = const$.

2) Связь параметров вытекает из уравнения Клапейрона-Менделеева, записанного для двух состояний:

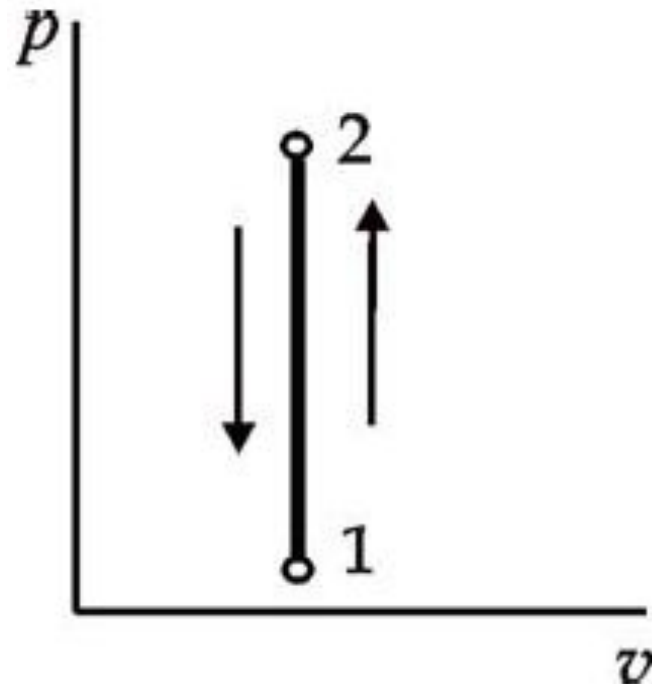
$$p_1 v_1 = RT_1, p_2 v_2 = RT_2.$$

Откуда:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

Закон Шарля

3) По графику процесса в координатах p - v видно, что площадь под изохорой равна нулю. На графике процесс 1-2 – подвод тепла; процесс 2-1 – отвод тепла.



Аналитический метод определения работы газа при $v = \text{const}$ дает тот же результат - работа равна нулю, так как $dv = 0$:

$$l = \int_{v_1}^{v_2} p dv = 0.$$

4) Изменение внутренней энергии из

$$\Delta u = c_v(T_2 - T_1).$$

5) Изменение энтальпии

$$\Delta h = c_p(T_2 - T_1).$$

6) Изменение энтропии

$$ds = \frac{dq}{T} = \frac{dh}{T} = \frac{c_p dT}{T};$$

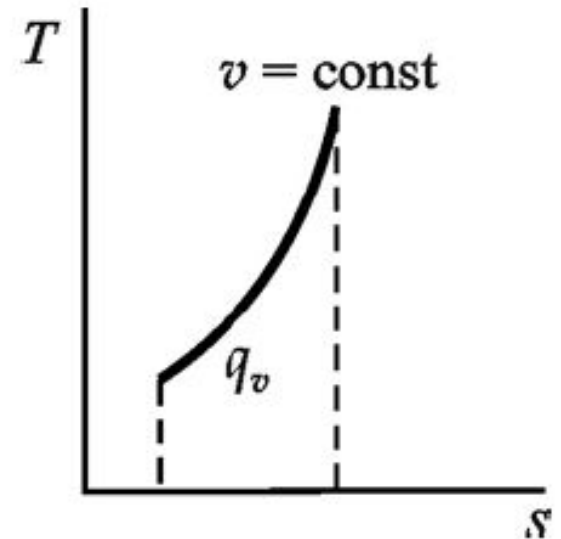
$$\Delta s = s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_p \frac{dT}{T} = c_p \ln \frac{T_2}{T_1}.$$

7) По первому закону термодинамики количество теплоты, участвующее в процессе:

$$dq = du + dl.$$

Так как $dl = 0$, $dq = du$; $q = \Delta u$

Графический метод определения количества теплоты, участвующей в процессе, предусматривает построение графика процесса в координатах $T - s$. Количество теплоты, подведенной (или отведенной) к системе в изохорном процессе, численно равно площади под изохорой.



Изобарный процесс

Процесс, протекающий при постоянном давлении, называют **изобарным**.

Кривая процесса называется **изобарой**.

- 1) Уравнение процесса $p = const$;
- 2) Связь параметров вытекает из уравнения Клапейрона-Менделеева, записанного для двух состояний:

$$p_1 v_1 = RT_1, p_2 v_2 = RT_2$$

Откуда:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad \text{Закон Гей-Люссака}$$

3) По графику процесса в координатах p - v работа изменения объема численно равна площади под изобарой. На графике:

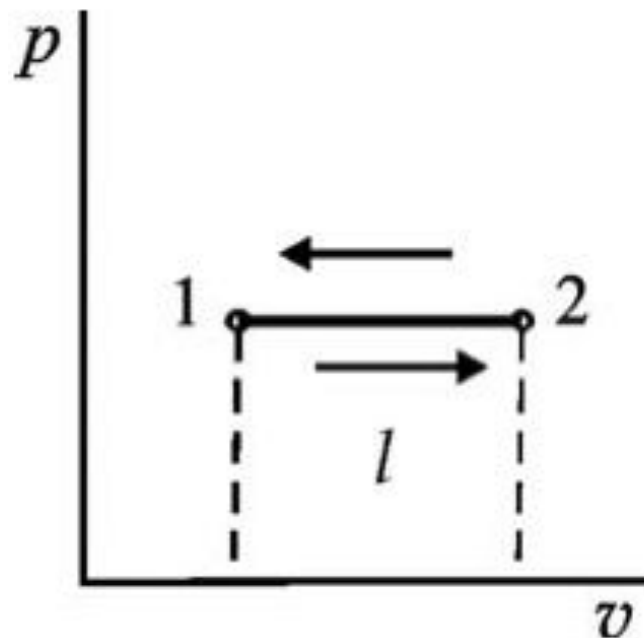
процесс 1-2 – подвод тепла;

процесс 2-1 – отвод тепла.

Аналитический метод определения удельной работы газа

при $p = const$:

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



4) Изменение внутренней энергии

$$\Delta u = c_v(T_2 - T_1).$$

5) Изменение энтальпии

$$\Delta h = c_p(T_2 - T_1).$$

6) Изменение энтропии

$$ds = \frac{dq}{T} = \frac{dh}{T} = \frac{c_p dT}{T};$$

$$\Delta s = s_2 - s_1 = \int_{T_1}^{T_2} c_p \frac{dT}{T} = c_p \ln \frac{T_2}{T_1}.$$

7) По первому закону термодинамики количество теплоты участвующее в процессе:

$$dq = dh - vdp.$$