

ТЕПЛОТЕХНИКА

```
graph TD; A[ТЕПЛОТЕХНИКА] --> B[Теоретические основы]; A --> C[Теплосиловое оборудование];
```

**Теоретические
основы**

**Теплосиловое
оборудование**

Теоретические основы теплотехники

Техническая термодинамика

Термодинамика - наука,
изучающая законы
превращения энергии
и особенности
процессов этих
превращений.

Основы теплообмена

Теплопередача
(теория теплообмена)
наука изучающая процессы
передачи
теплоты между телами,
распространение теплоты
в пространстве и
и распределение температуры
в твердых, жидких и
газообразных телах.

**Теплосиловое
оборудование**

**Компрессорные
машины**

**Криогенные и
Холодильные машины**

**Паросиловые
установки**

**Двигатели
Внутреннего
сгорания**

**Котельные
установки**

**Газотурбинные
установки**

**Поршневые
двигатели**

Основные определения и понятия

Термодинамическая система

Под понятием системы подразумевается тело или совокупность тел .

Система называется **закрытой**, если она сохраняет постоянное количество вещества при всех происходящих в ней изменениях; если нет, то систему принято называть **открытой**.

Если между системой и окружающей ее средой нет каких-либо энергетических взаимодействий (обмен работой и теплотой), то такую систему принято называть **изолированной** системой.

Если отсутствует теплообмен систему называют **адиабатической** **изолированной**.

Термодинамической системой принято называть закрытую систему, внутреннее состояние которой определяется значениями определенного количества независимых переменных, которые принято называть параметрами состояния. Если состояние термодинамической системы и ее параметры не изменяются во времени, то говорят, что система находится в равновесном состоянии.

Равновесным состоянием системы называется такое тепловое, химическое, механическое состояние системы, которое может существовать сколь угодно долго при отсутствии внешнего воздействия.

Простейшей термодинамической системой или **простым телом** называется равновесная система, физическое состояние которой определяется значениями двух независимых переменных.

Идеальным газом называется система, физическое состояние которой определяется значением одной независимой переменной, а именно значением абсолютной температурой (T).

Параметры состояния

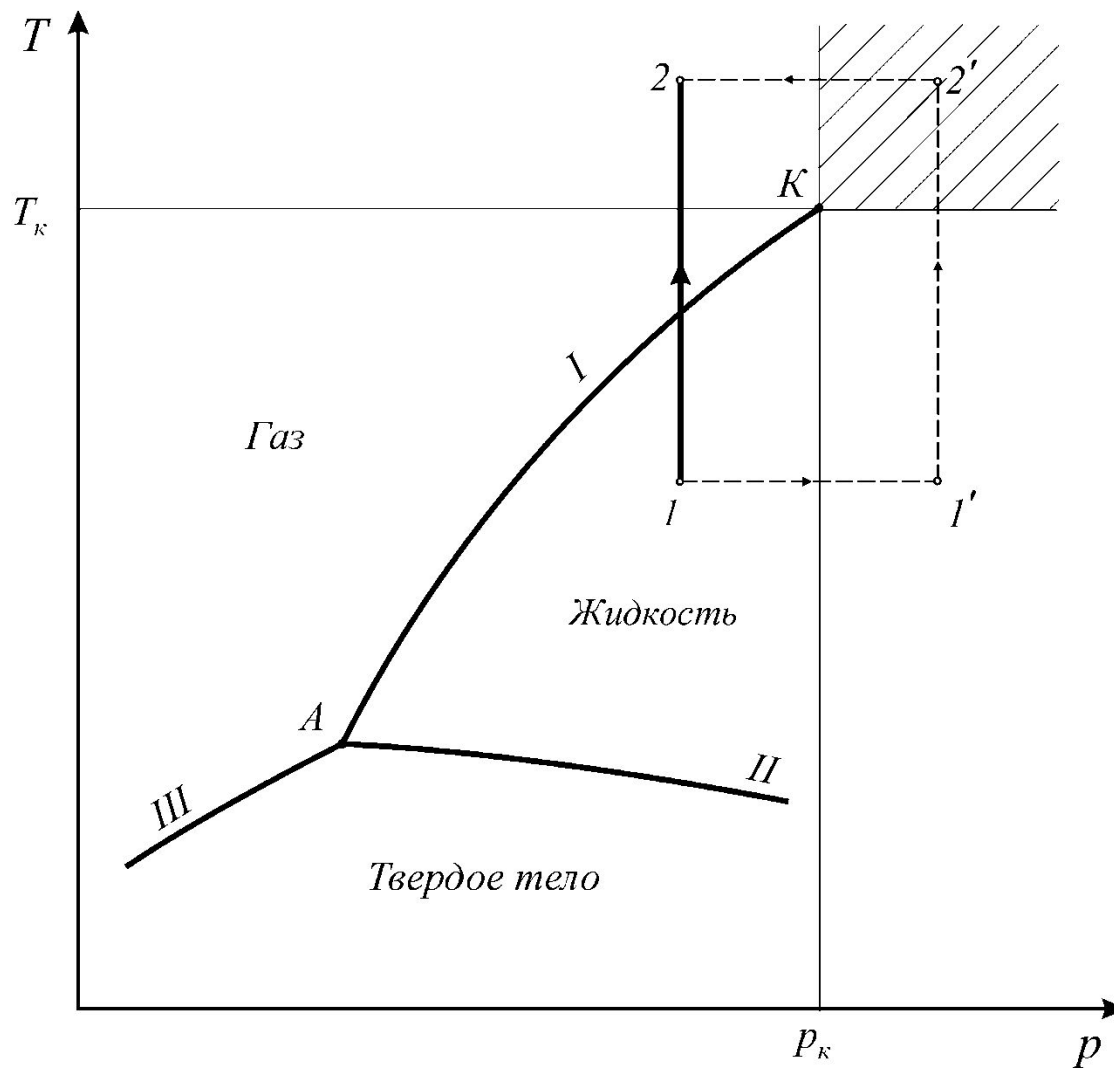
Параметры состояния - физические величины, характеризующие внутреннее состояние термодинамической системы.

К простейшим термодинамическим параметрам состояния относятся: удельный объем (v), давление (p) и температура (T).

Удельный объем - это объем единицы массы вещества, а величина, обратная удельному объему, называется плотностью вещества.

Связь между параметрами, характеризующими состояние простого тела, называется уравнением состояния $F(p, v, T) = 0$.

Диаграмма фазовых состояний чистого вещества



Физическое состояние вещества

Различают три агрегатных состояния простых систем: твердое, жидкое и газовое.

Линии фазовых превращений (испарение - I, плавление - II, сублимации - III) отображают термодинамическое равновесие двухфазных систем и делят диаграмму на области различных агрегатных состояний.

Так как процессы испарения и плавления протекают при постоянной температуре, то теплоты испарения, плавления и сублимации есть теплоты изотермических превращений. *Теплота фазового перехода* обозначается символом r .

Критическая температура – это температура, при которой и выше которой газ никаким сжатием не может быть переведен в жидкое состояние.

Критическое давление – это такое давление, при котором и выше которого жидкость невозможно перевести в газообразное состояние никаким изменением температуры, а критический объем представляет собой максимальный объем данного количества вещества в жидком состоянии.

В закритической области ($p > p_k; T > T_k$) вещество может находиться только в однофазном состоянии.

Степень удаления от критической точки определяется с помощью приведенных параметров:

приведенного давления $\pi = \frac{p}{p_K}$

приведенной температуры $\tau = \frac{T}{T_K}$

приведенного объема $w = \frac{v}{v_K}$

Уравнения состояния

Уравнения, выражающие связь между параметрами равновесного состояния термодинамической системы, называются уравнениями состояния.

Уравнение состояния термодинамической системы, связывающее значения давления, температуры и удельного объёма рабочего тела, можно представить в виде функциональной зависимости $F(p, v, T) = 0$, описывающее любое однофазное состояние вещества.

В термодинамических системах в качестве рабочего тела часто рассматривается *идеальный* газ.

Уравнение состояния идеальных газов - уравнение *Клапейрона*:

Уравнение состояния идеальных газов

для 1 кг газа

$$p\nu = RT$$

для G кг газа

$$pV = GRT$$

для l кмоля газа

$$p\bar{\nu} = \bar{R}T$$

для \bar{G} кмолей газа

$$pV = \bar{G}\bar{R}T$$

R – характеристическая постоянная газа;

T – абсолютная температура газа;

$\mu R = \bar{R} = 8314$ (Дж/кмоль К) – универсальная газовая постоянная, не зависящей от природы газов.

Физический смысл характеристической газовой постоянной можно определить продифференцировав уравнение Клапейрона при постоянном давлении.

$$\delta l_p = p dv = R dT \qquad R = \frac{\delta l_p}{dT}$$

Характеристическая газовая постоянная R – термодинамическая работа 1 кг газа в изобарном процессе ($p = \text{idem}$) при изменении температуры на один градус.

Уравнение состояния Ван-дер-Ваальса

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

a, b – экспериментально полученные константы, зависящие от природы вещества (T_K и P_K).

a/v^2 – поправка на силы молекулярного сцепления;

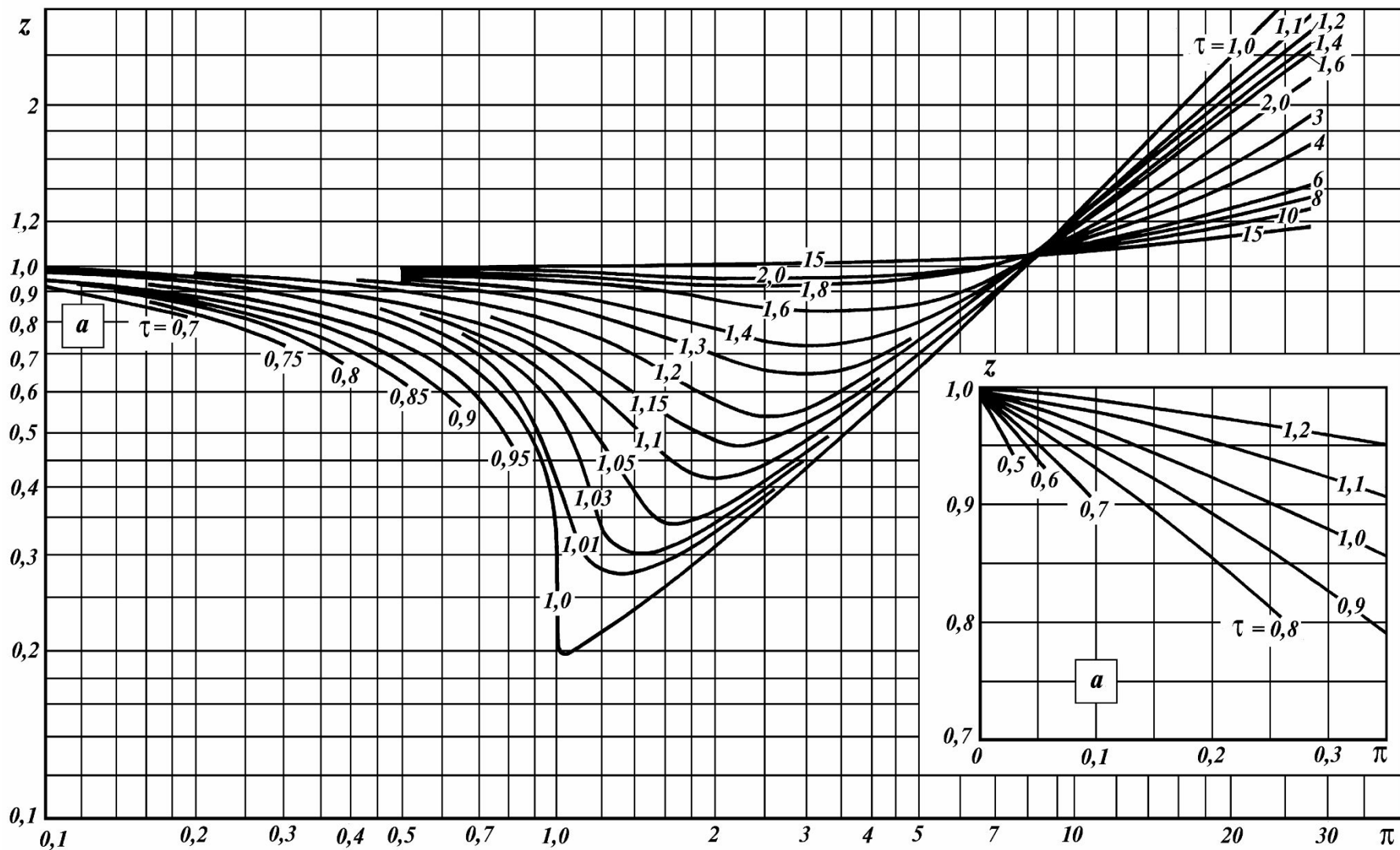
b – поправка на объем молекул.

В инженерных расчетах часто пользуются уравнением состояния идеального газа с введением в него поправочного коэффициента (z), называемого **коэффициентом сжимаемости**

Коэффициент сжимаемости (z) учитывает различие между идеальным и реальными газами (для идеального газа $z = 1$).

$$p\nu = zRT$$

Зависимость коэффициента сжимаемости углеводородных газов



Термодинамические процессы

Изменение состояния системы называется **процессом**.

Равновесный процесс - это непрерывная последовательность равновесных состояний системы.

Обратимым процессом называется такой равновесный процесс, который допускает возможность возврата этой системы из конечного состояния в исходное путем обратного процесса. В результате прямого и обратного обратимых процессов в системе и во внешней среде не происходит каких либо остаточных конечных изменений.

Термодинамическим процессом принято считать обратимый равновесный процесс.

Термодинамическая работа

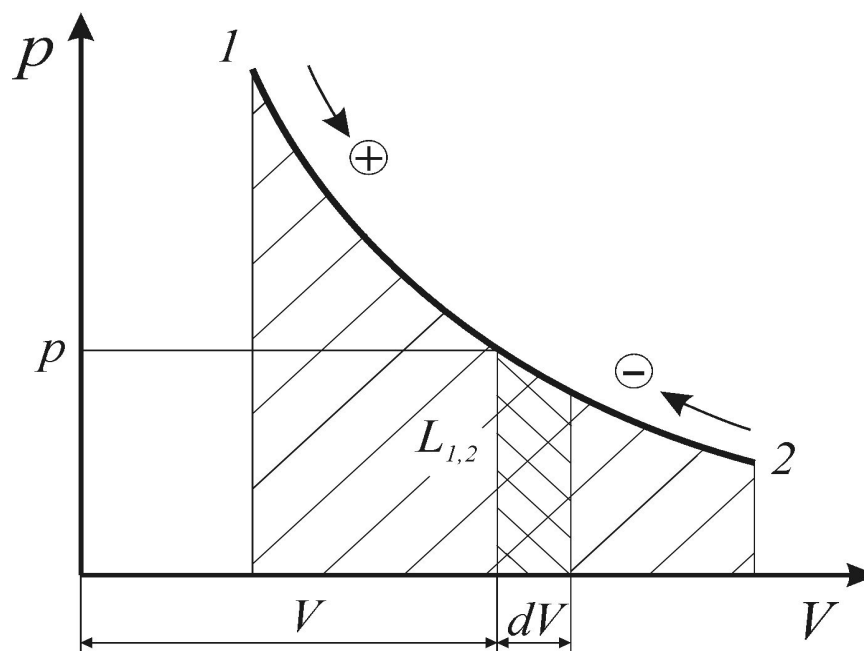
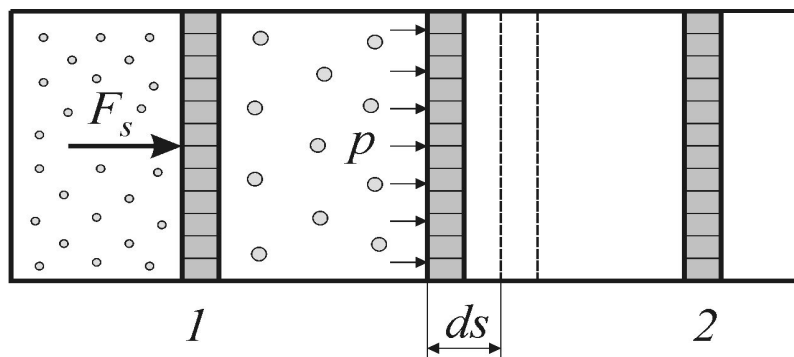
В простейшем случае элементарная термодинамическая работа δL (Дж) простых тел определяется в зависимости от величины давления и изменения объема

$$\delta L = F_s \cdot ds = p \cdot f \cdot ds = p \cdot dV$$

Удельная элементарная термодинамическая работа обратимого изменения объема δl (Дж/кг) определяется соотношением

$$\delta l = \frac{\delta L}{G} = \frac{p dV}{G} = p dv$$

Термодинамическая работа обратимого изменения объема



Поскольку термодинамическая работа зависит от пути (вида) процесса, для вычисления интегральных значений полной ($L_{1,2}$), или удельной ($l_{1,2}$) работы должны быть заданы уравнения процессов изменения состояния тела в форме $\varphi(p, V) = 0$, либо его графическое изображение в диаграммах состояния $p-V$ или $p-v$.

Как следует из рисунка термодинамическая работа определяется площадью под кривой процесса независимо от вида рабочего тела и его свойств.

В силу этого координаты $p-V$ и $p-v$ называются универсальными координатами работы.

Работа расширения считается положительной ($dv > 0, \delta l > 0$), а работа сжатия – отрицательной ($dv < 0, \delta l < 0$).

Потенциальная (техническая) работа

Потенциальной (технической) работой называется работа по перемещению сплошных масс (газа, пара или жидкости) из области одного давления (p_1) в область другого давления (p_2), т.е. потенциальная работа - это работа обратимого изменения давления.

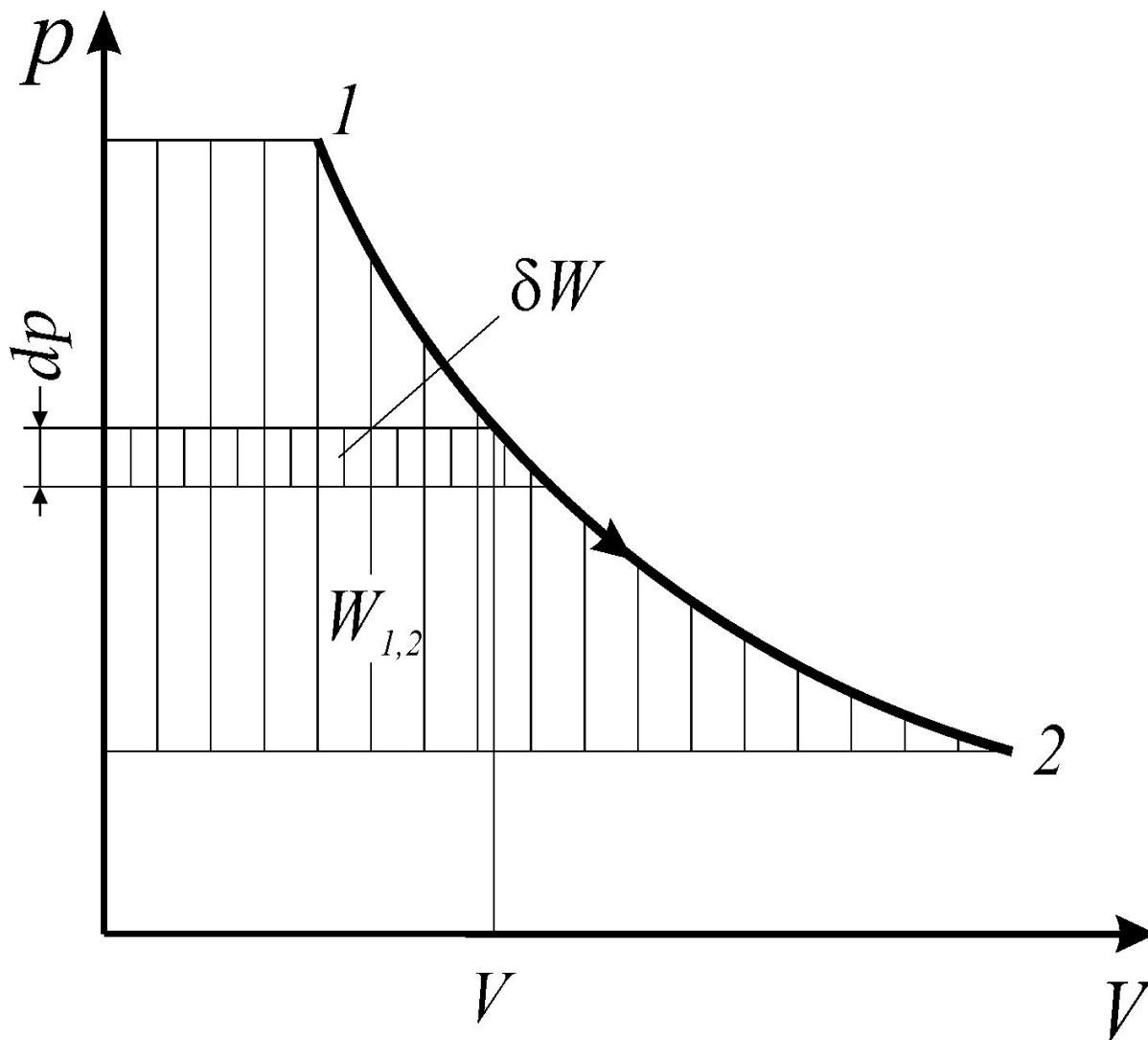
Элементарная потенциальная работа простого тела определяется из соотношения

$$\delta W = -V dp$$

Удельная потенциальная работа в элементарном процессе определяется по формуле

$$\delta w = \frac{\delta W}{G} = -v dp$$

Потенциальная работа обратимого изменения давления



Для определения интегральных значений полной ($W_{1,2}$) или удельной ($w_{1,2}$) работы надо знать уравнение процесса изменения состояния рабочего тела или его графическое изображение в диаграммах состояния $p-V$ или $p-v$.

Как и в случае термодинамической работы, потенциальная работа определяется в координатах $p-V$ площадью между кривой процесса и осью абсцисс независимо от вида рабочего тела и его свойств.

Термодинамическая и потенциальная работы в обратимом процессе есть сумма эффективной работы и необратимых потерь работы

$$\delta L = \delta L^* + \delta L^{**} , \quad \delta W = \delta W^* + \delta W^{**}$$

Необратимые потери термодинамической (δL^{**}) и потенциальной (δW^{**}) работ превращаются в теплоту внутреннего теплообмена (δQ^{**}).

Внутренняя энергия тела

Внутренняя энергия представляет собой полный запас энергии тела и состоит из энергии поступательного и вращательного движения молекул, энергии внутримолекулярных колебаний, потенциальной энергии сил сцепления между молекулами, внутримолекулярной энергии, внутриатомной энергии.

Внутренняя энергия U является функцией состояния, она не зависит от пути процесса, а ее элементарное изменение обозначается символом полного дифференциала (dU).

Внутренняя энергия измеряется в джоулях (*Дж*), а удельная внутренняя энергия (u) - в *Дж/кг*.

Для простых тел внутренняя энергия определяется как функция двух переменных (p, T ; p, v или T, v).

Теплота

Теплота - количество энергии, передаваемой от одного тела к другому посредством теплопроводности, конвективного или лучистого теплообмена. Процесс передачи теплоты называется теплообменом.

Количество теплоты Q получаемое телом в результате теплообмена, зависит от вида термодинамического процесса и аналогично работе является функцией процесса. Поэтому, элементарное количество теплоты не является полным дифференциалом (δQ).

Количество теплоты измеряется в джоулях (Дж), а удельное количество теплоты

$$q = Q / G \text{ в Дж/кг.}$$

Теплоемкость

Истинной теплоемкостью называется количество теплоты, которое надо сообщить единице количества вещества в термодинамическом процессе ($z=idem.$), чтобы его температура повысилась на 1 градус.

$$c_z = \frac{\delta q_z}{dt}$$

Различают массовую теплоемкость c , измеряемую в Дж/(кг · К), молярную \bar{c} – Дж/(кмоль · К) и объемную c' – Дж/(м³ · К).

Связь между массовой, молярной и объемной теплоемкостью представлена следующими соотношениями:

$$\bar{c} = c \cdot \mu \qquad c' = \rho \cdot c$$

Экспериментальное определение теплоемкости обычно проводится в двух процессах: при постоянном объеме $z=v=idem$. (изохорная теплоемкость c_v) и постоянном давлении $z=p=idem$. (изобарная теплоемкость c_p).

Теплоемкость реального газа зависит от температуры и давления. Теплоемкость идеального газа зависит только от температуры.

Для практических расчетов вводится понятие средней теплоемкости в интервале температур от t_1 до t_2 , значение которой принимается неизменной для всего рассматриваемого интервала температур (c_{zm}).

Из выражения истинной теплоемкости следует, что количество теплоты, подведенной к телу (или отведенной от него) в изобарном или изохорном процессе 1-2, определяется соотношением

$$q_{1,2} = \int_1^2 c_z dt = c_{zm} \cdot (t_2 - t_1)$$

Отсюда следует выражение средней теплоемкости газа

$$c_{zm} = \frac{q_{1,2}}{(t_2 - t_1)} = \frac{1}{(t_2 - t_1)} \int_1^2 c_z dt$$

Для некоторых газов в определенном интервале температур истинная теплоемкость изменяется по линейному закону $c_z = a_z + b_z t$

тогда

$$c_{zm} = \frac{\int_1^2 (a_z + b_z t) \cdot dt}{(t_2 - t_1)} = a_z + b_z \cdot \frac{(t_1 + t_2)}{2}$$

c_{zm} - первая средняя теплоемкость. Она численно равна истинной теплоемкости при среднеарифметической температуре процесса.