

# **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**



```
graph TD; A[Теплосиловое оборудование] --- B[Компрессорные машины]; A --- C[Криогенные и Холодильные машины]; A --- D[Паросиловые установки]; A --- E[Двигатели Внутреннего сгорания]; A --- F[Котельные установки]; E --- G[Газотурбинные установки]; E --- H[Поршневые двигатели]
```

The diagram is a hierarchical tree structure. At the top is a box labeled 'Теплосиловое оборудование'. A vertical line descends from this box and branches into three horizontal lines. The left branch leads to 'Компрессорные машины', the middle to 'Двигатели Внутреннего сгорания', and the right to 'Котельные установки'. From 'Двигатели Внутреннего сгорания', another vertical line descends and branches into two horizontal lines leading to 'Газотурбинные установки' and 'Поршневые двигатели'. A horizontal line also connects 'Компрессорные машины' and 'Криогенные и Холодильные машины'.

**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

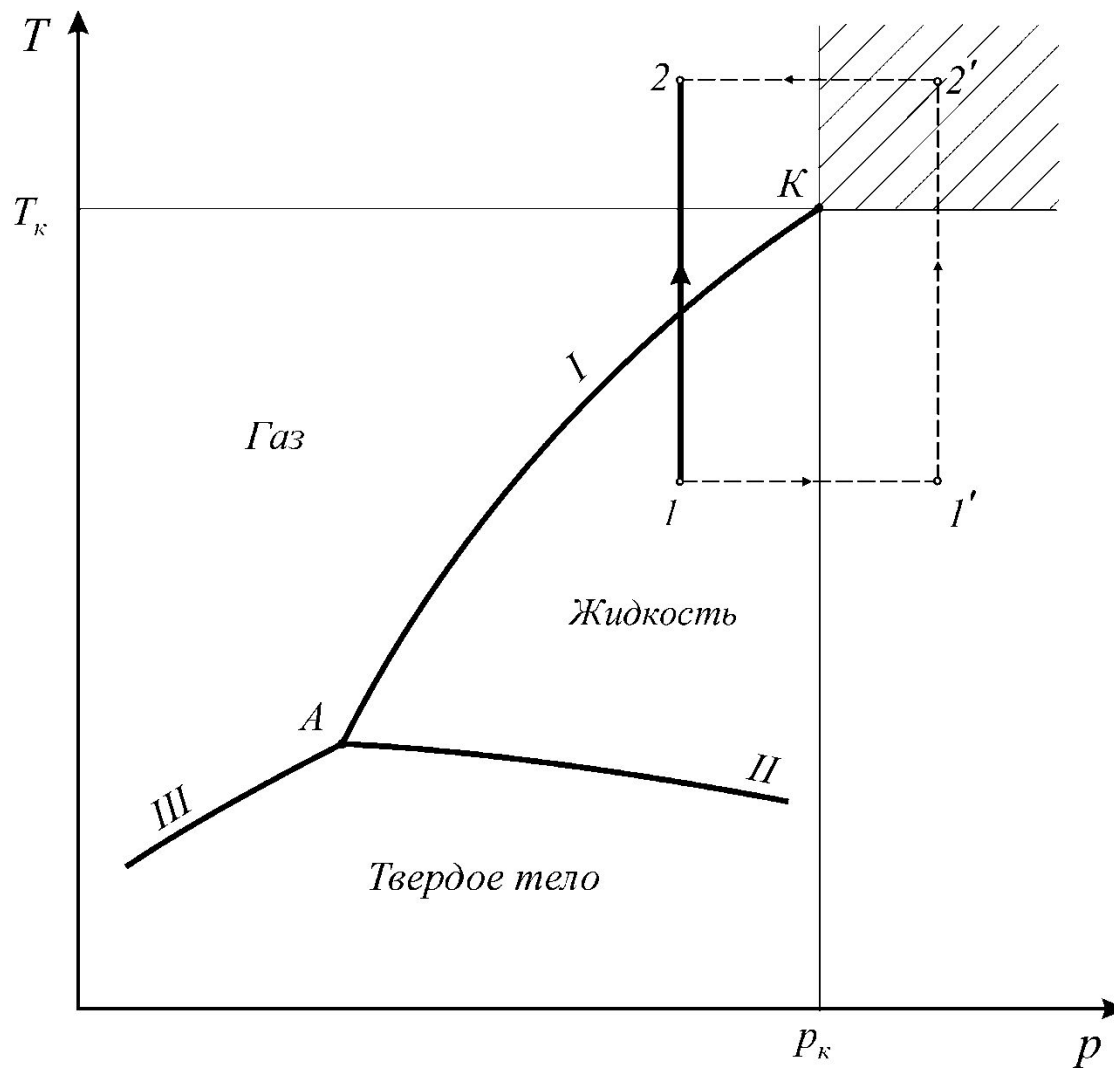
**Параметры состояния** - физические величины, характеризующие внутреннее состояние термодинамической системы.

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.

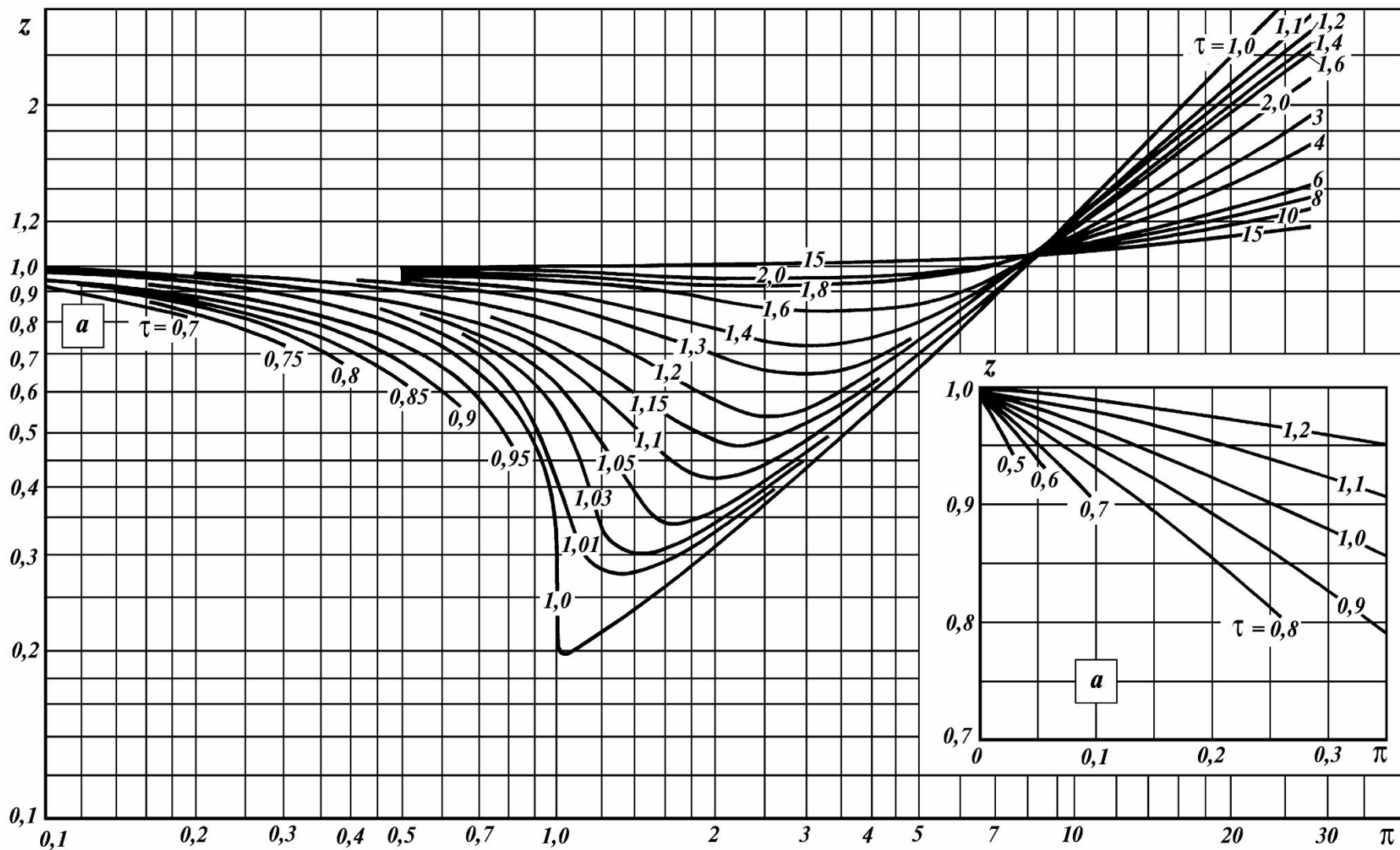
В инженерных расчетах часто пользуются уравнением состояния идеального газа с введением в него поправочного коэффициента ( $z$ ), называемого **коэффициентом сжимаемости**

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

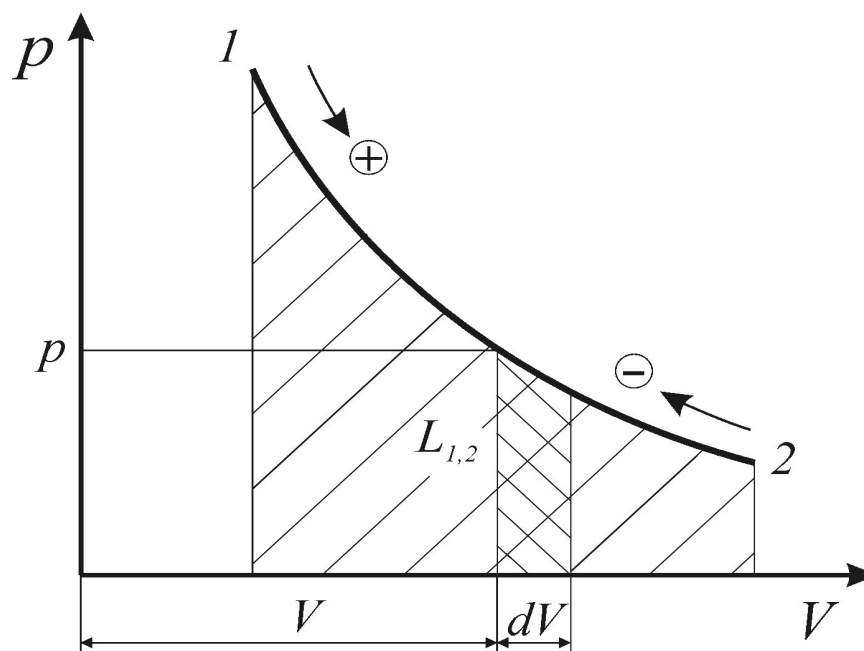
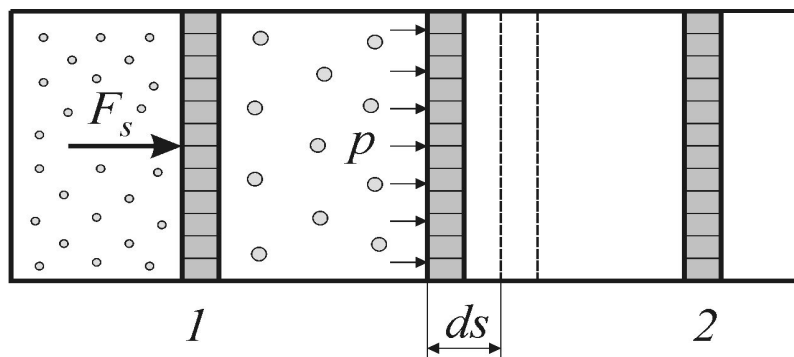
В простейшем случае элементарная термодинамическая работа  $\delta L$  (Дж) простых тел определяется в зависимости от величины давления и изменения объема

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

Удельная элементарная термодинамическая работа обратимого изменения объема  $\delta l$  (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.

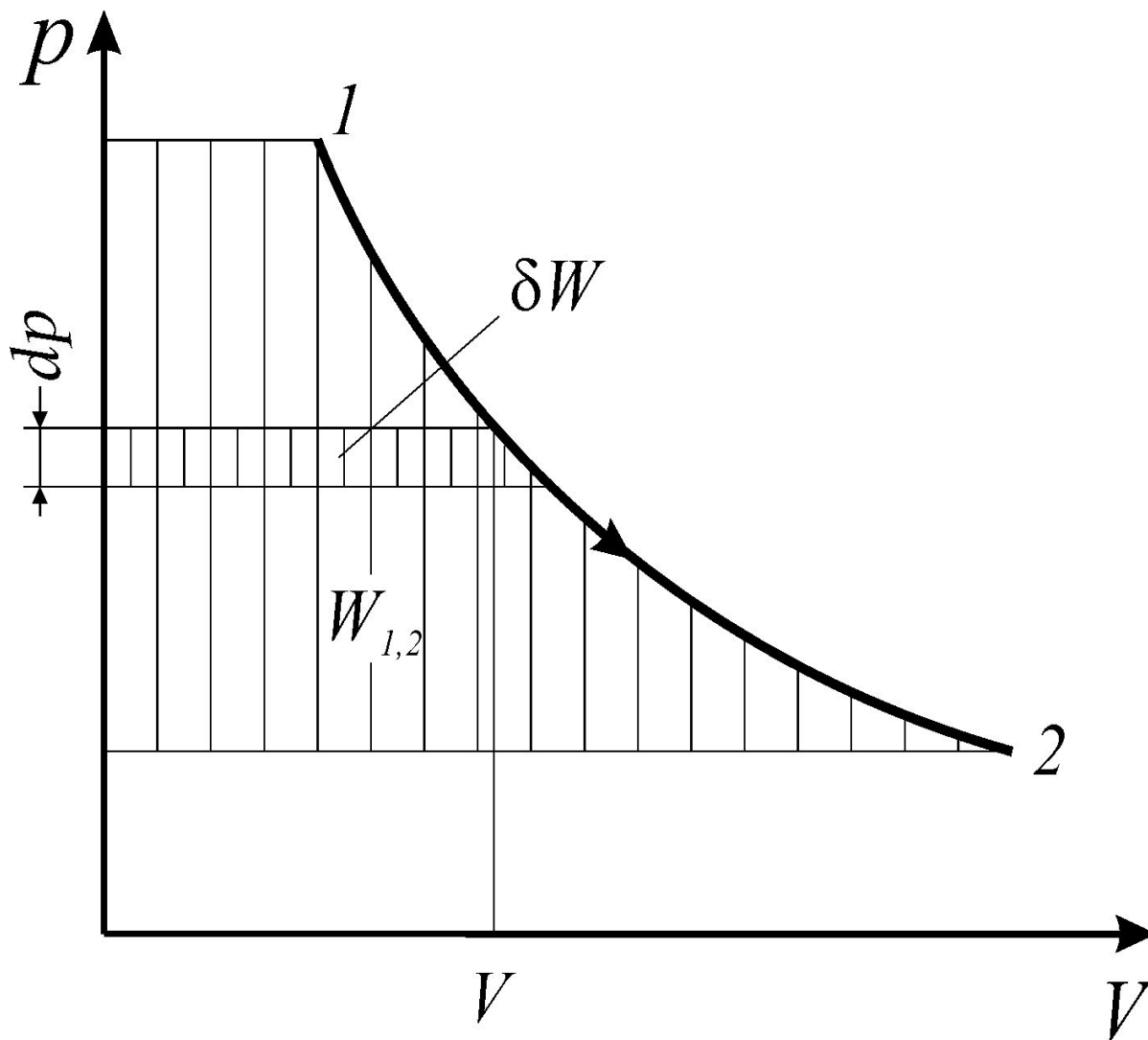
Элементарная потенциальная работа простого тела определяется из соотношения

$$\delta W = -V dp$$

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 ( $\delta L^{**}$ ) и потенциальной ( $\delta W^{**}$ ) работ превращаются в теплоту внутреннего теплообмена ( $\delta Q^{**}$ ).

# 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 ( $\delta Q$ ).

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/(м<sup>3</sup> · 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

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

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