

# **ТЕПЛОТЕХНИКА**

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

**Теоретические  
основы**

**Теплосиловое  
оборудование**

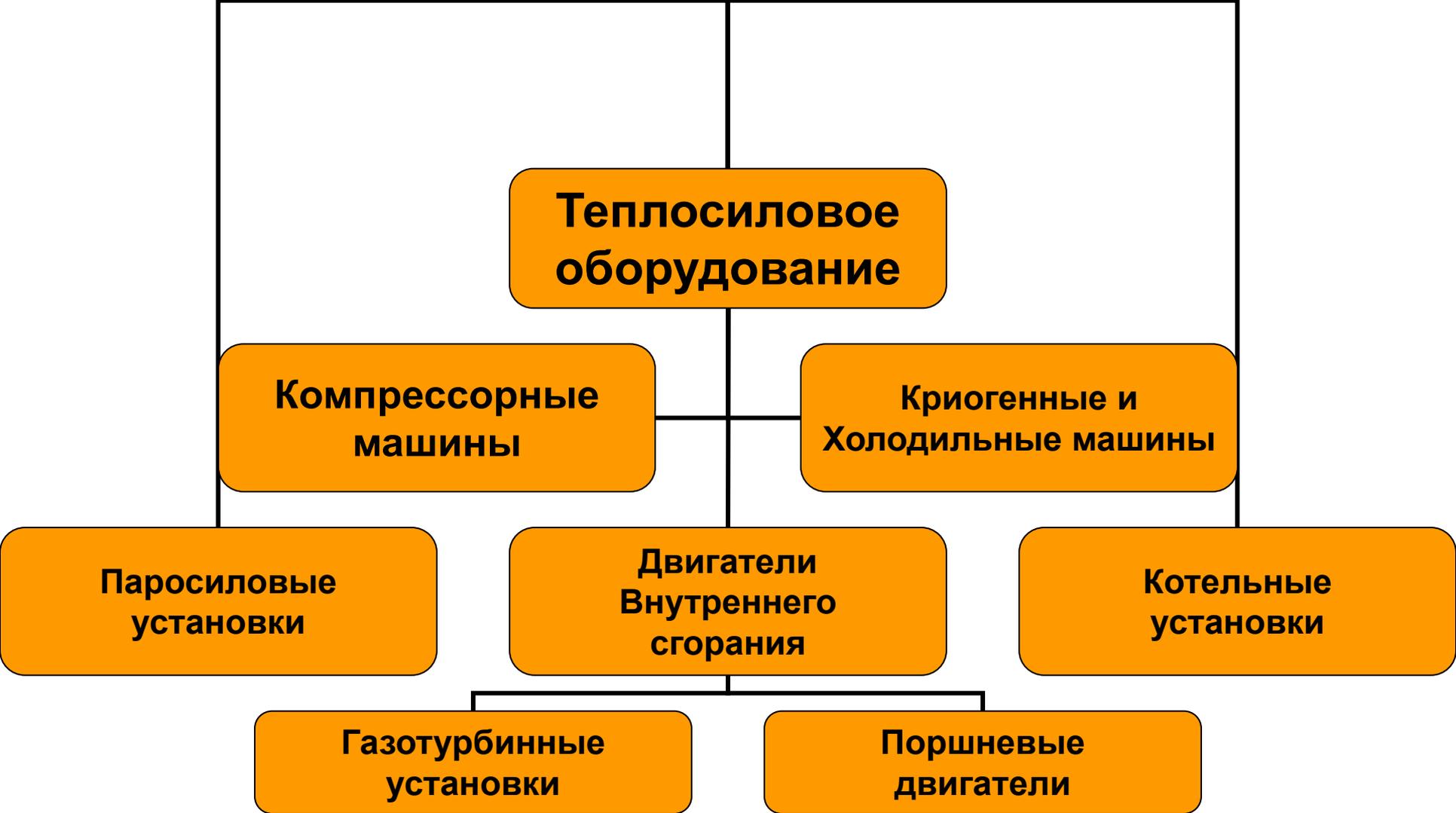
# Теоретические основы теплотехники

## 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.



# 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

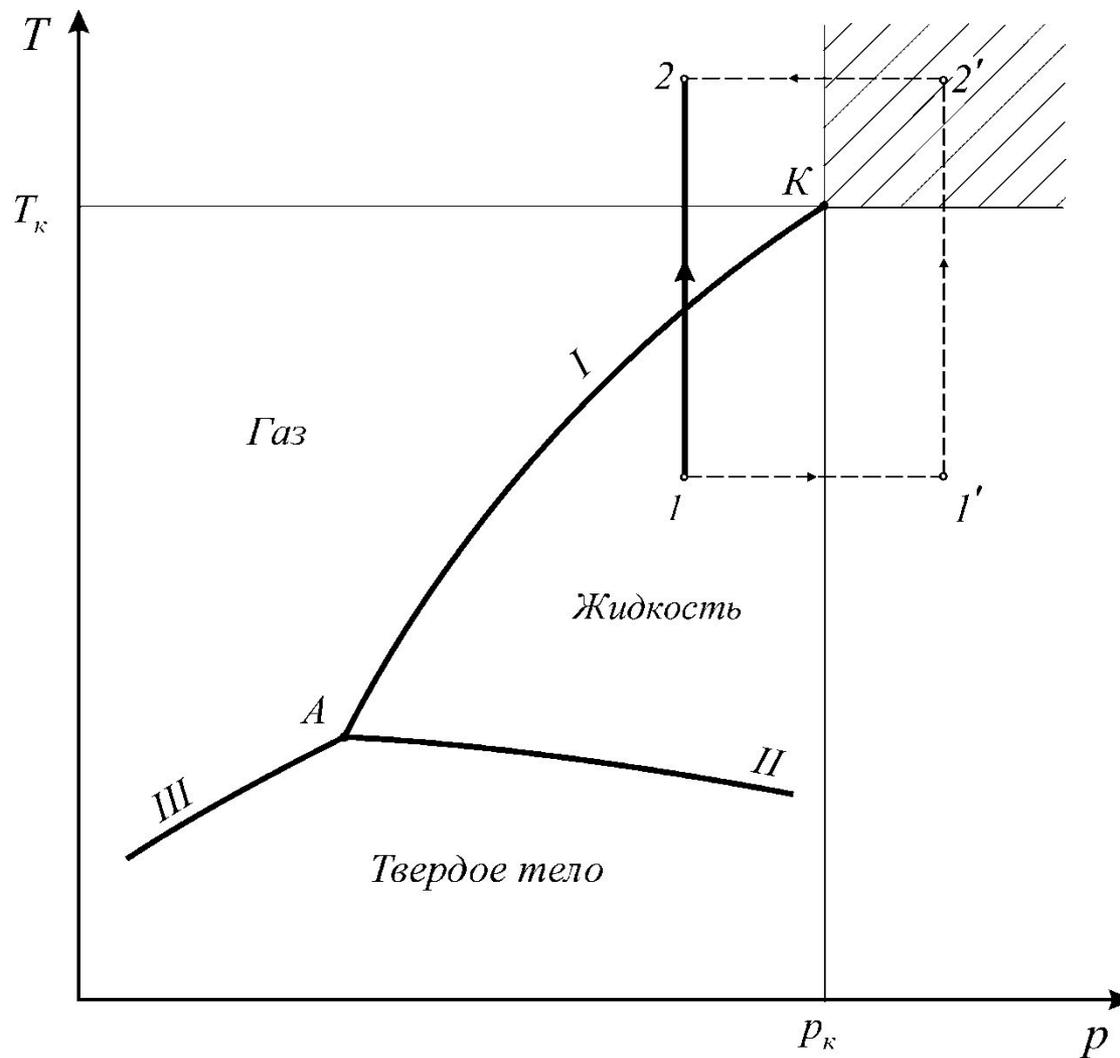
**Параметры состояния** - физические величины, характеризующие внутреннее состояние термодинамической системы.

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  $z = 1$ ).

$$p\nu = zRT$$



# 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

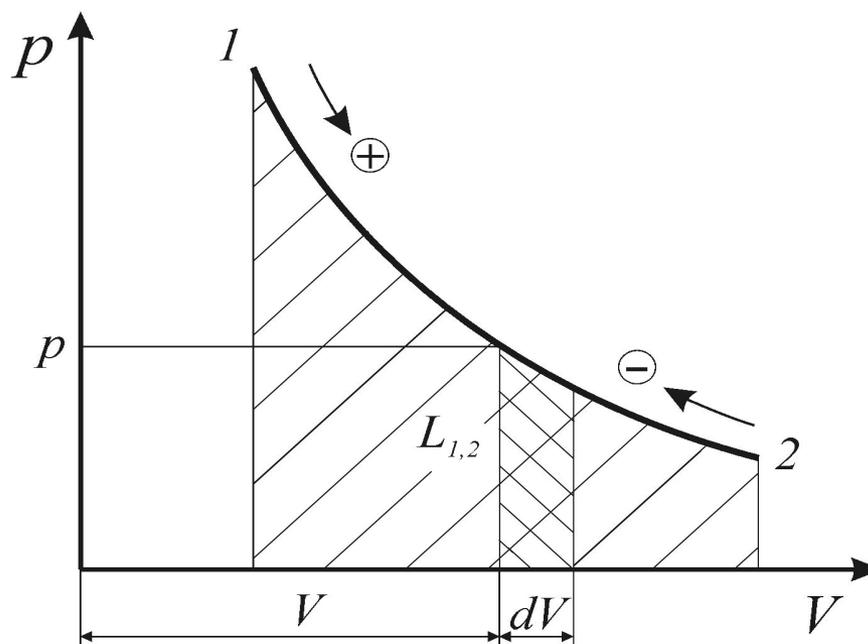
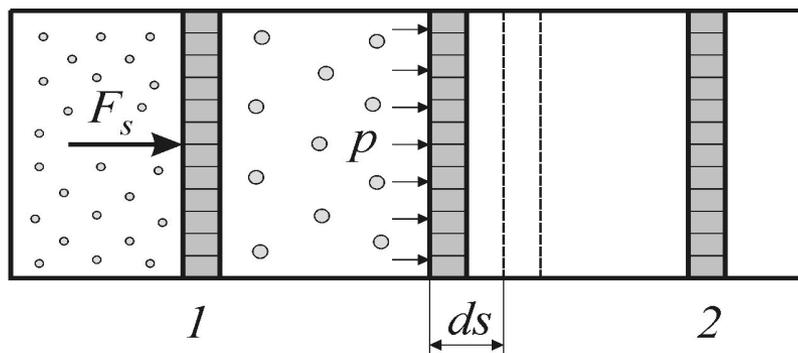
В простейшем случае элементарная термодинамическая работа  $\delta L$  (Дж) простых тел определяется в зависимости от величины давления и изменения объема

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

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.

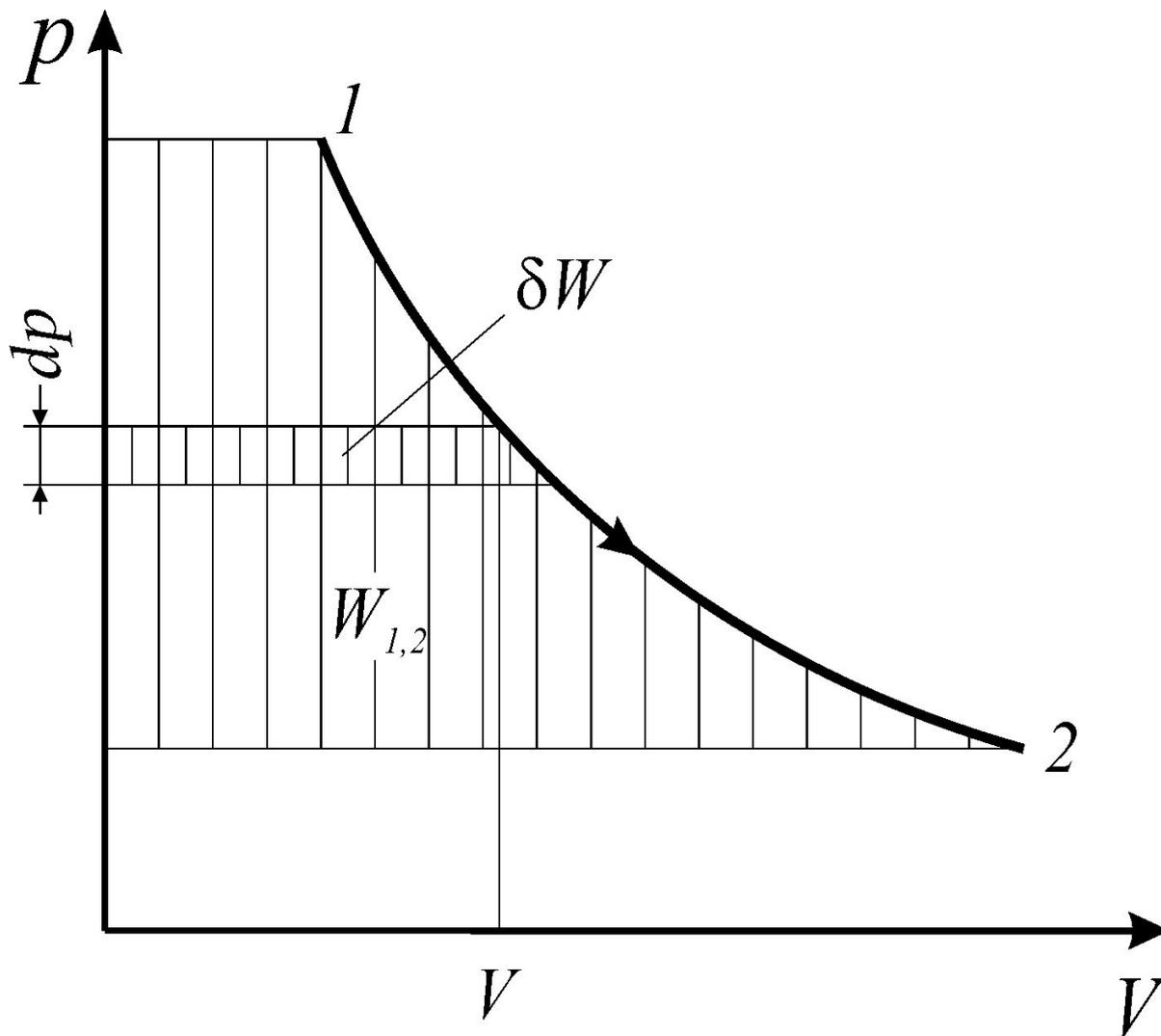
Элементарная потенциальная работа простого тела определяется из соотношения

$$\delta W = -Vdp$$

Удельная потенциальная работа в элементарном процессе определяется по формуле

$$\delta w = \frac{\delta W}{G} = -vdp$$

# 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

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

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