

**10-11 классы, подготовка к теоретическому туру  
олимпиады школьников «Робофест» по физике  
Теоретический обзор к занятию 6 (03.02.2018).**

**Тема: «ТЕПЛОВЫЕ МАШИНЫ»**

Способы обмена энергией между телами подразделяют на механические (связанные с совершением *работы*) и *теплообмен*.

Понятие *количества теплоты* позволяет распространить представление о сохранении энергии на ситуации, когда механическая энергия макроскопических тел не сохраняется, переходя в энергию микроскопических движений, то есть в энергию молекул тел. Традиционно будем считать количество теплоты положительным, если в процессе теплообмена энергия передается изучаемому телу, и отрицательным, если энергия у этого тела отнимается. При теплообмене с окружающими телами температура тела может изменяться. Для описания «температурной инертности» (то есть способности тела сохранять температуру при теплообмене) тела вводят специальную характеристику – *теплоемкость* тела, равную отношению количества тепла, сообщенного телу в некотором процессе, к изменению температуры тела в этом же процессе:

$C \equiv \frac{\Delta Q}{\Delta T}$ . Обычно теплоемкость тела в одном и том же процессе пропорциональна количеству

вещества, поэтому для характеристики тепловых свойств вещества вводят такие величины, как удельная теплоемкость  $c$  (то есть теплоемкость единицы массы данного вещества) и молярная теплоемкость  $c_\mu$  (теплоемкость одного моля данного вещества). Ясно, что

$$C = m \cdot c = \nu \cdot c_\mu.$$

В соответствии с **первым Началом термодинамики** сообщаемое термодинамической системе тепло идет на совершение этой системой работы и на изменение ее внутренней энергии:

$$Q = A + \Delta U.$$

Поэтому ключевыми моментами в исследовании энергообмена в любой термодинамической системе являются вычисления двух из трех величин, входящих в это соотношение.

Изменение внутренней энергии системы определяется только начальным и конечным ее состояниями, а вот совершаемая в некотором процессе работа зависит от хода процесса. Поэтому количество теплоты, а вместе с ним и **теплоемкость тела зависит от вида процесса, в котором совершается теплообмен**. Рассмотрим ситуацию подробнее на примере *идеального газа*.

Обычно одной из величин, которые удобно вычислять, является **изменение внутренней энергии**. Внутренняя энергия идеального газа есть сумма кинетических энергий его молекул (потенциальная энергия их взаимодействия пренебрежимо мала). В общем случае энергия каждой молекулы газа есть сумма энергий поступательного и вращательного движений, и зависит от числа независимых степеней свободы. Например, у одноатомных молекул есть только три степени свободы, отвечающие трем независимым направлениям поступательного движения. У жестких двухатомных молекул добавляются две вращательные степени свободы, и так далее:

$$i = \begin{cases} 3, & \text{для одноатомных молекул} \\ 5, & \text{для жестких двухатомных молекул} \\ 6, & \text{для жестких многоатомных молекул} \end{cases}.$$

Поскольку в соответствии с теоремой Больцмана на каждую степень свободы приходится энергия  $kT/2$  ( $k \approx 1.38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К – постоянная Больцмана), то внутренняя энергия идеального газа пропорциональна абсолютной температуре

$$U = N \cdot \frac{i}{2} kT = \frac{i}{2} \nu N_A kT = \frac{i}{2} \nu RT$$

(здесь  $\nu$  - количество молей газа). С помощью уравнения состояния идеального газа (уравнения Менделеева-Клапейрона) внутреннюю энергию можно выразить через давление и объем газа:

$$pV = \nu RT \Rightarrow U = \frac{i}{2} pV.$$

Работа газа при малом изменении объема

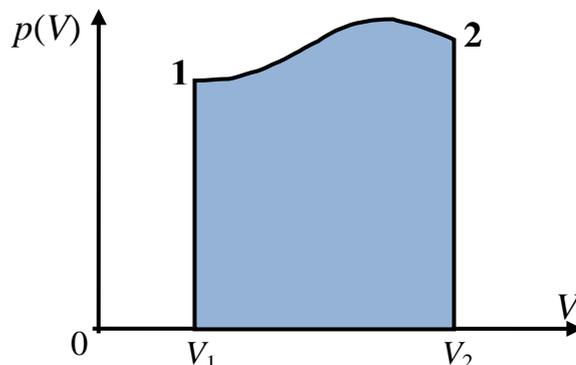
$$\Delta A = p \Delta V.$$

В каждом процессе полная работа может быть вычислена как сумма таких «элементарных» работ, и поэтому она равна **площади под диаграммой процесса в координатах  $p-V$** , взятой со знаком «+» (для расширения) или «-» (для сжатия).

$$A_{12} = \begin{cases} +S_{pV}, & V_2 > V_1 \\ -S_{pV}, & V_2 < V_1 \end{cases}.$$

Те, кто знаком с **интегрированием**, должны понимать, что «площадь под кривой» есть не что иное, как определенный интеграл:

$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV.$$



Вычисление количества теплоты чаще всего производится на базе уравнения первого Начала. Исключение – процессы с известной теплоемкостью (или с известной зависимостью теплоемкости от температуры). В соответствии с определением при бесконечно малом изменении температуры

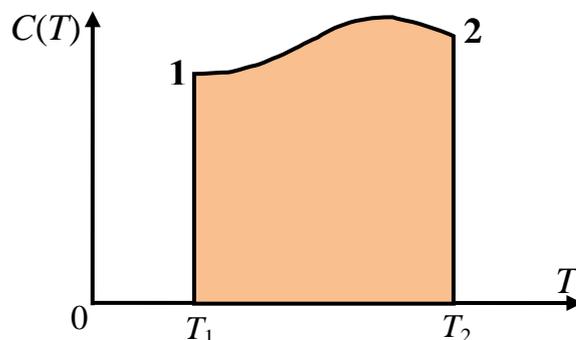
$$\delta Q = C \Delta T = \nu c_{\mu} \Delta T = mc \Delta T,$$

поэтому в общем случае количество теплоты есть **площадь под диаграммой процесса в координатах  $C-T$** , взятой с соответствующим знаком (теплоемкость бывает как положительной, так и отрицательной!):

$$Q_{12} = \pm S_{CT}.$$

(или с помощью интегрирования

$$Q_{12} = \int_{T_1}^{T_2} C(T) dT).$$



Координаты «теплоемкость – температура» иногда используют в задачах, и, как видно, они замечательны именно тем, что в них довольно просто вычисляется количество теплоты.

Перечислим, например, теплоемкости  $\nu$  молей идеального газа в «стандартных» процессах. Для изменения внутренней энергии, работы и количества теплоты построим таблицу:

процесс	$\Delta U$	$A$	$Q = \Delta U + A$
изохорический	$\frac{i}{2} \nu R \Delta T = \frac{i}{2} V \Delta p$	0	$\frac{i}{2} \nu R \Delta T$
изобарический	$\frac{i}{2} \nu R \Delta T = \frac{i}{2} p \Delta V$	$p \Delta V = \nu R \Delta T$	$\frac{i+2}{2} \nu R \Delta T$
изотермический	0	$\nu R T \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right)$	$\nu R T \ln \left( \frac{V_2}{V_1} \right)$
адиабатический	$\frac{i}{2} \nu R \Delta T = \frac{i}{2} \Delta(pV)$	$-\frac{i}{2} \nu R \Delta T$	0

Соответственно теплоемкости идеального газа в изохорном, изобарном, изотермическом и адиабатическом процессах:

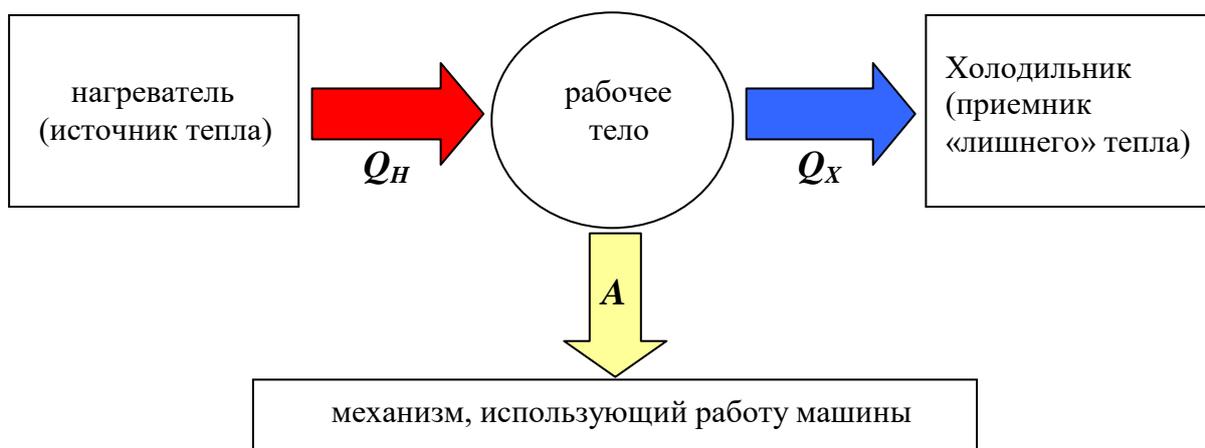
$$C_V = \frac{i}{2} \nu R, C_p = \frac{i+2}{2} \nu R, C_T = \pm\infty, C_{ad} = 0.$$

Удобно также рассматривать молярные теплоемкости. Для одноатомного идеального газа они равны соответственно:

$$c_V = \frac{3}{2} R, c_p = \frac{5}{2} R, c_T = \pm\infty, c_{ad} = 0.$$

Как видно даже из этого примера, теплоемкость идеального газа в принципе может принимать любое значение – от  $-\infty$  (изотермическое сжатие) до  $+\infty$  (изотермическое расширение). В более сложных случаях теплоемкость может **изменяться** в ходе процесса.

Наиболее стандартные задачи по данному разделу – это задачи о **тепловых машинах** и **холодильных установках**.



Тепловые машины – устройства, совершающие механическую работу за счет полученного количества теплоты. Они включают в себя три подсистемы: *нагреватель* (который отдает количество теплоты  $Q_H$ ), *рабочее тело* (совершающее полезную работу  $A$  за счет тепла, полученного от нагревателя) и *холодильник* (получающих теплоту  $Q_X$  от рабочего тела при возвращении его в исходное состояние). Ясно, что  $Q_H = A + Q_X$ . Эффективность работы тепловой машины характеризуется коэффициентом полезного действия (КПД)

$$\eta \equiv \frac{A}{Q_H} = 1 - \frac{Q_X}{Q_H} = \frac{A}{A + Q_X}.$$

Как видно, для вычисления КПД нужно определить любые две из трех величин  $A$ ,  $Q_H$ ,  $Q_X$ . При заданном цикле рабочего тела КПД определяется температурами холодильника и нагревателя (обычно это минимальная и максимальная температура в цикле рабочего тела). Максимальный КПД при заданных температурах  $T_{H,X}$  имеет «идеальная» тепловая машина, циклом рабочего тела которой является *цикл Карно*, состоящий из двух изотерм и двух адиабат:

$$\eta_C = 1 - \frac{T_X}{T_H}.$$

Холодильные установки – устройства, забирающие тепло  $Q_X$  у более холодного тела (холодильника) и передающее тепло  $Q_H$  более нагретому (теплосборнику) за счет совершения работы  $A$  рабочим телом. Характеристика эффективности работы холодильной установки – *холодильный коэффициент*

$$\kappa \equiv \frac{Q_X}{A} = \frac{Q_H}{A} - 1 = \frac{Q_X}{Q_H - Q_X}.$$

В отличие от КПД тепловой машины, холодильный коэффициент может быть больше 1 (100%). Более того – у большинства реальных холодильных установок он действительно больше 1.