

11 класс, Экспресс-подготовка к ЕГЭ по физике

Теоретический обзор к занятию 5.

Темы: молекулярная физика и теплота.

В этой теме можно выделить четыре взаимосвязанных раздела, каждый из которых имеет свои особенности.

Молекулярно-кинетическая теория строения веществ.

Эта теория основана на системе достаточно простых положений, которые очень важно четко понимать, так как на них базируются все остальные результаты молекулярной физики:

I) Все вещества состоят из молекул.

II) Между молекулами действуют силы притяжения и отталкивания.

III) Молекулы находятся в состоянии непрерывного хаотического движения.

Большинство нейтральных молекул на больших (заметно превосходящих их размеры) расстояниях притягиваются друг к другу с силами, быстро убывающими с ростом расстояния. На расстояниях меньше их собственных размеров молекулы испытывают сильное отталкивание. Типичная скорость движения молекул в условиях, близких к нормальным, порядка $10^2 \div 10^3$ м/с. Они непрерывно сталкиваются (даже в газах при нормальных условиях молекула за 1 с испытывают порядка 10^{11} столкновений), поэтому величина и направление скорости отдельной молекулы непрерывно меняются, хотя **в среднем** молекулы данного вещества в равновесном состоянии имеют примерно одинаковую скорость. Отметим два важных соображения. Во-первых, свойства молекулярных систем можно исследовать, опираясь на **статистические** закономерности. Дело в том, что ошибка, вносимая в описание системы при замене индивидуальных характеристик отдельных молекул на средние, уменьшается при увеличении числа молекул. Число же молекул в реальных изучаемых системах чрезвычайно велико (напомним, что один моль вещества содержит $N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул), поэтому в молекулярных системах точность «статистического» описания весьма высока. Во-вторых, со средними характеристиками молекул связаны макроскопические параметры состояния вещества. Например, именно интенсивность движения молекул определяет «нагретость» вещества. В самом деле, равенство температур двух тел мы фиксируем по наступлению теплового равновесия (по прекращению теплообмена). Такое состояние достигается, когда при столкновении молекул тел на границе их соприкосновения в среднем передача энергии отсутствует. По законам механики это произойдет только в том случае, если средние кинетические энергии молекул первого и второго тела равны. Таким образом, равенству температур всегда соответствует равенство средних кинетических энергий молекул. Любая величина, пропорциональная средней кинетической энергии поступательного движения молекул, может считаться температурой, измеренной по некоторой шкале: $\theta \equiv \alpha \cdot \bar{E}_K$. Видно, что температура θ обращается в ноль при прекращении теплового движения молекул, а величина единицы измерения определяется выбором коэффициента α . Значит, можно подобрать α так, чтобы θ совпадало с **абсолютной температурой**: $\alpha = \frac{2}{3k} \Rightarrow \theta = T$, $\bar{E}_K = \frac{3}{2} kT$ (напомним, что

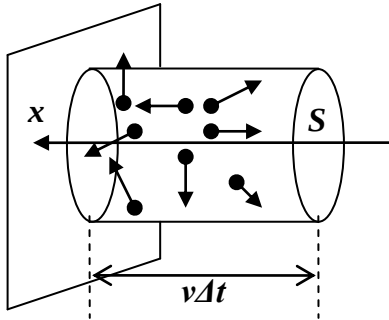
абсолютная температура T была введена на основании анализа изменения давления газов в постоянном объеме при охлаждении). Константу $k \approx 1,38 \cdot 10^{-23}$ называют постоянной Больцмана. Этот результат связан с первым основным результатом молекулярно-кинетической теории – **теоремой Больцмана**, согласно которой в состоянии теплового равновесия на каждую степень свободы системы в среднем приходится энергия, равная $\frac{1}{2} kT$. Для одноатомных газов кинетическая энергия молекулы определяется только тремя

степенями свободы поступательного движения, что и дает полученное выше соотношение.

Для газообразных состояний вещества в рамках модели **идеального газа** можно получить второй основной результат – **основное уравнение МКТ**. Если рассмотреть элемент

площади поверхности, ограничивающей область, занятую идеальным газом и рассмотреть упругие столкновения молекул со стенкой, то легко понять, что сила нормального давления равна отношению суммарного изменения импульса всех испытавших соударение за малый

интервал времени молекул к величине этого интервала: $F_x = \frac{\sum \Delta p_x}{\Delta t} \approx \Delta p_x \cdot \frac{\Delta N}{\Delta t}$. Изменение импульса отдельной молекулы при нормальном упругом отражении равно $\Delta p_x = 2mv_x$. Так как молекулы газа двигаются одинаково во всех направлениях, то **в среднем** 1/6 из тех, что содержатся в объеме $S v \Delta t$, двигаются по направлению к стенке (см. рисунок 1).



Поэтому число соударений за время Δt : $\Delta N = \frac{1}{6} n \cdot S v \Delta t$. Таким образом,

$$p = \frac{F_x}{S} = \frac{1}{3} n m v^2 = \frac{2}{3} n \bar{E}_K.$$

Задания по этому разделу в материалах ЕГЭ – преимущественно теоретические (чаще всего в первой части).

Газовые законы.

Если объединить полученные на основе МКТ результаты, можно получить:

$$pV = \frac{2}{3} n \cdot \frac{3}{2} kT \cdot V = N kT = \frac{m}{\mu} N_A kT = \frac{m}{\mu} RT \Rightarrow k = \frac{R}{N_A}.$$

Тем самым мы вывели уравнение Менделеева – Клапейрона в рамках модели идеального газа и установили связь между константой Больцмана и универсальной газовой постоянной. Из этого уравнения можно вывести и остальные эмпирические газовые законы:

Закон Бойля-Мариотта: Для постоянной массы газа при постоянной температуре произведение давления газа на его объем остается неизменным:

$$m = \text{const}, T = \text{const} \Rightarrow p \cdot V = \text{const}$$

(процесс, проходящий при постоянной температуре, называют **изотермическим**).

Закон Гей-Люссака: Для постоянной массы газа при постоянном давлении объем газа пропорционален его абсолютной температуре:

$$m = \text{const}, p = \text{const} \Rightarrow \frac{V}{T} = \text{const}$$

(**изобарический** процесс).

Закон Шарля: Для постоянной массы газа при постоянном объеме давление газа пропорционально его абсолютной температуре:

$$m = \text{const}, V = \text{const} \Rightarrow \frac{p}{T} = \text{const}$$

(**изохорический** процесс).

Соединение этих результатов позволяет построить **объединенный газовый закон**: Для постоянной массы газа произведение давления на объем пропорционально его абсолютной

температуре: $m = \text{const} \Rightarrow \frac{pV}{T} = \text{const}$. Эмпирические исследования позволили установить,

что с хорошей точностью константа в объединенном законе пропорциональна количеству

газа, причем коэффициент пропорциональности для любого газа имеет одно и то же значение $\frac{p \cdot V}{T \cdot \nu} = \text{const} \equiv R \approx 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ (таким образом, уравнение Менделеева-

Клапейрона выводится теоретически из модели идеального газа и получается в том же виде из анализа данных экспериментов). Величину R назвали **универсальной газовой постоянной**.

Естественным следствием модели идеального газа является еще один эмпирический газовый закон – **закон Дальтона**: давление смеси газов равно сумме парциальных давлений компонентов смеси.

Процессы, происходящие в газах, удобно изображать на **диаграммах состояния**. В общем случае газ описывается четырьмя параметрами: массой, объемом, давлением и температурой. Если в процессе один из параметров (обычно это масса газа – если в процессе участвует постоянное количество газа, или его объем – если процесс происходит в «жестком» сосуде) постоянен, то при описании каждого из состояний газа в ходе процесса этот параметр можно не указывать. Поскольку три оставшихся параметра связаны уравнением Менделеева-Клапейрона, то, задав любые два параметра, из этого уравнения можно определить третий. Поэтому каждое состояние можно изображать точкой на **двумерной** диаграмме. Для $m = \text{const}$ можно использовать координаты (p, V) , (p, T) или (V, T) . Или любые другие два параметра, однозначно связанные с любой из указанных пар.

Среди заданий по этому разделу в материалах ЕГЭ встречаются и «простые вопросы», и задачи с развернутым ответом. Это задачи «о равновесии поршней» и задачи на анализ изменения некоторых параметров состояния газов (давлений, объемов, температур) по изменению других параметров.

Общая схема решения таких задач может быть описана следующим образом:

Шаг 0: Определить характер описанных в условии процессов, разобрать, какие состояния каких газов необходимо рассмотреть для решения задачи.

Шаг 1: Записать для всех этих состояний уравнения Менделеева-Клапейрона, и, исключая «ненужные» величины, получить из них соотношения между параметрами этих состояний. Для смеси газов использовать уравнения для каждого газа и закон Дальтона. Примечание: часто (но не всегда!) эти соотношения можно получить быстрее из уравнений процессов, связывающих эти состояния (если это изотермический, изобарический или изохорический процессы). Но, как мы видели выше, уравнения этих процессов очень легко выводятся из уравнения Менделеева-Клапейрона, которое «срабатывает» всегда.

Шаг 2: Записать, используя те же параметры состояния, прочую информацию, заданную в условии. Обычно это информация геометрического (например, соотношения объемов или площадей) характера или механического (в заданиях ЕГЭ это условия равновесия поршней или перегородок, очень редко – уравнения движения).

Шаг 3: Из записанных соотношений выразить искомую величину.

Термодинамика:

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_μ (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: $i = 3$. У жестких двухатомных молекул добавляются две вращательные степени свободы (всего $i = 5$), у жестких «многоатомных» - три вращательные (всего $i = 6$; сразу отметим, что в заданиях ЕГЭ обычно рассматриваются только одноатомные идеальные газы). 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 с i степенями свободы пропорциональна абсолютной температуре

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

(здесь ν - 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 бесконечно малом изменении объема

$$dA = p dV.$$

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).

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

(здесь считается, что давление – величина положительная; обычно это именно так, но иногда встречаются ситуации, когда оно отрицательно – тогда знак работы изменяется). С помощью методов математического анализа работу можно вычислить как 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. В соответствии с определением при изменении температуры $Q = C \cdot \Delta T = \nu c_{\mu} \Delta T = mc \Delta T$.

Определим в качестве примера теплоемкости «стандартных» процессов с участием ν молей **одноатомного** идеального газа:

процесс	ΔU	A	$Q = \Delta U + A$
изохорический	$\frac{3}{2} \nu R \Delta T = \frac{3}{2} V \Delta p$	0	$\frac{3}{2} \nu R \Delta T$
изобарический	$\frac{3}{2} \nu R \Delta T = \frac{3}{2} p \Delta V$	$p \Delta V = \nu R \Delta T$	$\frac{5}{2} \nu R \Delta T$
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	$\frac{3}{2} \nu R \Delta T = \frac{3}{2} \Delta(pV)$	$-\frac{3}{2} \nu R \Delta T$	0

Соответственно теплоемкости одноатомного идеального газа:

$$C_V = \frac{3}{2} \nu R, C_p = \frac{5}{2} \nu R, C_T = \pm \infty, C_{ad} = 0.$$

Как видно даже из этого примера, теплоемкость идеального газа в принципе может принимать любое значение – от $-\infty$ (изотермическое сжатие) до $+\infty$ (изотермическое расширение).

Этот раздел широко представлен в материалах ЕГЭ во всех типах заданий. Обычно это задания на вычисление работы, количества теплоты или внутренней энергии газа. Наиболее стандартные задачи по данному разделу – это задачи о **тепловых машинах**.

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:

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

Существуют устройства, в некотором смысле противоположные по действию тепловым машинам: это **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 (**в материалах ЕГЭ заданий о таких устройствах нет**). 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.

Общая схема решения термодинамических задач:

Шаг 0: Определить характер описанных в условии процессов, где совершается работа изучаемой системы и где – работа над системой, направление теплообмена, разобрать, какие состояния каких газов необходимо рассмотреть для решения задачи.

Шаг 1: Записать для всех этих состояний уравнения Менделеева-Клапейрона, и, исключая «ненужные» величины, получить из них соотношения между параметрами этих состояний. Для смеси газов использовать уравнения для каждого газа и закон Дальтона.

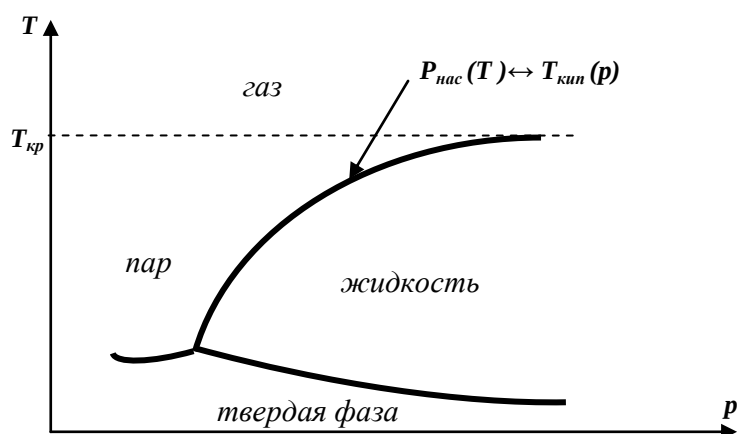
Шаг 2: Записать, используя те же параметры состояния, прочую информацию, заданную в условии. Обычно это информация геометрического (например, соотношения объемов или площадей) характера или механического (в заданиях ЕГЭ это условия равновесия поршней или перегородок, очень редко – уравнения движения).

Шаг 3: Записать соотношения для определения двух из трех величин, входящих в уравнение I Начала термодинамики для нужного процесса или цикла процессов, из уравнения I Начала выразить при необходимости третью.

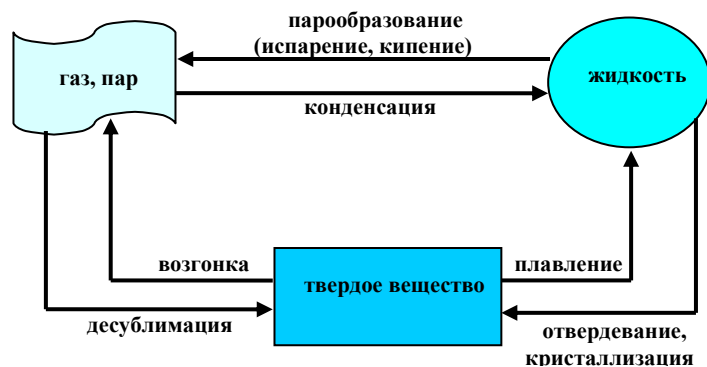
Шаг 4: Из записанных соотношений выразить искомую величину.

Фазовые переходы:

Обычно для каждого конкретного вещества задание параметров состояния однозначно определяет и его **агрегатное состояние**. Например, вода при температуре 10^0C и давлении 10^5Па должна (в устойчивом равновесном состоянии) быть жидкой, а при температуре 150^0C и том же давлении – газообразной. Исключения составляют состояния *фазового равновесия*, в которых возможно сосуществование двух или даже более фаз (агрегатных состояний). Эти состояния отвечают совершенно определенным комбинациям значений параметров состояния, поэтому по одному из них определяются остальные. В качестве примера снова обратим внимание на воду, для которой при нормальном атмосферном давлении 10^5Па сосуществование жидкой и газообразной фаз возможно только при температуре 100^0C . Точки фазового равновесия и области, отвечающие одной определенной фазе, можно изобразить на *фазовой диаграмме* вещества. Изобразим типичную такую диаграмму в координатах $p - T$.



Переходы осуществляются между всеми фазами. Например, в программе ЕГЭ рассматриваются характеристики трех фаз (агрегатных состояний) веществ и переходы между ними (см. рисунок 3).



Энергетика каждого фазового перехода характеризуется **удельной теплотой перехода** – количеством теплоты, отдаваемой (поглощаемой) единицей массы данного вещества, совершающего этот фазовый переход при неизменной температуре. Удельные теплоты противоположных процессов равны (например, удельная теплота плавления равна удельной теплоте кристаллизации и т.д.).

В качестве примера рассмотрим более детально наиболее часто встречающиеся в материалах ЕГЭ переходы – испарение и конденсацию. Кривая, проходящая через точки равновесия жидкой и газообразной фазы, является графиком зависимости *температуры кипения* жидкости от давления. На этой диаграмме можно выделить так называемую критическую температуру, выше которой кривая равновесия этих фаз не поднимается. Это означает, что при температурах выше критической вещество нельзя перевести в жидкую фазу изотермическим сжатием – при любом давлении свойства вещества будут качественно отличаться от свойств жидкостей. Будем называть далее *газом* газообразное состояние вещества при температуре выше критической, а *паром* – газообразное состояние вещества при температуре ниже критической. Пар, находящийся в равновесии с жидкой фазой того же вещества, называют *насыщенным*. Значения параметров состояния для насыщенного пара определяются условием фазового равновесия, поэтому при заданной температуре давление насыщенного пара данного вещества имеет строго определенное значение. Графиком зависимости $p_{\text{нас}}(T)$ является все та же кривая равновесия жидкой и газообразной фазы на фазовой диаграмме.

Для описания состояния паров часто используют характеристики, называемые *абсолютной* и *относительной влажностью*. Абсолютная влажность характеризует содержание газообразной формы вещества в единице объема и равна плотности пара данного вещества

$$D \equiv \rho_{\text{пара}} = \frac{m_{\text{пара}}}{V},$$

Относительная влажность характеризует степень насыщенности паров данного вещества и равна отношению давления пара к давлению насыщенного пара этого вещества при данной температуре:

$$r \equiv \frac{p_{\text{пара}}}{p_{\text{нас}}(T)}.$$

Относительную влажность часто выражают в процентах. Отметим сразу, что эти понятия могут относиться не только к парам воды, но и к парам любого вещества. Довольно часто на практике и в задачах возникает необходимость анализа состояний систем, представляющих из себя смесь газа (вещества, для которого рассматриваемые температуры выше критической), пара и (возможно) жидкости. Наиболее типичным примером подобной системы является *влажный воздух* – смесь сухого воздуха и водяного пара при «бытовых» температурах. Такие температуры оказываются выше критической для основных компонент сухого воздуха (азота и кислорода), и поэтому они во всех процессах сохраняют газообразное состояние. Для воды эти температуры ниже критической, и поэтому при сжатии или охлаждении может начаться *конденсация* пара, а при расширении и нагревании – *испарение* жидкости. Для газов во всех состояниях можно использовать уравнение состояния идеального газа – уравнение Менделеева-Клапейрона, в то время как для паров это можно делать только до достижения насыщения. Параметры состояния насыщенного пара

определяются из условия фазового равновесия. В частности, при изотермическом сжатии насыщенного пара его давление не растет, а остается постоянным. При этом масса газа уменьшается благодаря конденсации – вплоть до того момента, когда весь пар сконденсируется. Отметим, что задание относительной влажности пара при известной температуре фактически означает задания давления этого пара. Например, водяной пар с относительной влажностью 60% при температуре 100°C создает давление $p = r \cdot p_{\text{нас}}(T) \approx 6 \cdot 10^4 \text{ Па}$.

Задания по этому разделу довольно четко разделяются на два типа: задачи **на составление уравнения теплового баланса** и задачи **«о влажном воздухе»**.

Первый тип – это задачи об анализе теплообмена в ходе процессов нагревания (остывания) веществ, фазовых переходов и химических реакций. Общая схема решения таких задач:

Шаг 0: Определить характер описанных в условии процессов, определить, какие из них идут с выделением, а какие – с поглощением тепла (см. таблицу ниже).

Шаг 1: Записать для всех этих процессов выражение для количества выделенного (поглощенного) тепла. Определить (если это возможно) конечное состояние системы, если невозможно – выбрать «разумное» предположение о характере этого состояния

Шаг 2: Записать уравнение теплового баланса: в замкнутой системе сумма выделившихся количеств тепла равна сумме поглощенных.

Шаг 3: Из этого уравнения выразить искомую величину, проверить (если нужно) справедливость предположения о конечном состоянии.

ВЫДЕЛЕНИЕ ТЕПЛА	ПОГЛОЩЕНИЕ ТЕПЛА
остывание вещества от t_H до t_K : $Q = cm(t_H - t_K)$	нагревание вещества от t_H до t_K : $Q = cm(t_K - t_H)$
фазовый переход массы m вещества: $Q = \lambda m$ для конденсации, отвердевания.	фазовый переход массы m вещества: $Q = \lambda m$ для парообразования, плавления.
Экзотермическая реакция с расходом реагента m : $Q = qm$	Эндотермическая реакция с расходом реагента m : $Q = qm$

Задачи, посвященные изучению смесей пара, газа и жидкости, решаются как обычные задачи, посвященные газовым законам, термодинамике или тепловому балансу, но с использованием понимания особенностей поведения паров до и после достижения насыщения. К системе уравнений при этом обычно добавляются соотношения, следующие из определений абсолютной или (и) относительной влажностей.