

10-11 классы, подготовка к теоретическому туру

олимпиады школьников «Робофест» по физике

Теоретический обзор к вводному занятию 5.

Тема: «Молекулярная физика».

Молекулярная физика описывает свойства веществ, основываясь на знании их молекулярного строения. Еще в XIX веке было установлено, что многие свойства веществ, находящихся в газообразном, жидком или твердом состоянии, могут быть описаны на основании **молекулярно-кинетической теории (МКТ) 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.

Сейчас мы знаем, что эти положения верны – методы современной физики позволяют не только различать отдельные молекулы, но и исследовать их атомарное строение (например, методами *рентгено-структурного анализа*, то есть с помощью «просвечивания» молекул рентгеновскими лучами). Теперь мы можем выделить в каждом *агрегатном состоянии* заданного вещества несколько различных *фаз* с немного отличающимися свойствами (причем они отличаются друг от друга именно размещением, взаимодействием и движением молекул). Знаем о существовании других агрегатных состояний – например, состояния веществ, составленных не из нейтральных молекул, а из электрически заряженных *ионов* и электронов (такие агрегатные состояния называются *плазменными*). В школьной физике сосредотачиваются на изучении «обычных» агрегатных состояний, причем наиболее подробно изучается газообразное состояние.

Молекулы очень малы – «обычный» размер молекул от 10^{-10} м до 10^{-9} м. Массы молекул также очень малы: в таблице элементов Менделеева, которую изучают в школьном курсе химии, массы атомов, из которых состоят молекулы, указаны в «углеродных» *атомных единицах массы* (а.е.м.). $1 \text{ а.е.м.} \approx 1,66 \cdot 10^{-24}$ г. Все свойства вещества зависят от строения молекул, их расположения относительно друг друга, взаимодействие и движение. Например, в *газах* молекулы находятся на расстояниях, значительно превышающих их размеры, и большую часть времени почти не взаимодействуют (точнее, они взаимодействуют только в «редкие» для себя моменты соударений). В жидкостях и твердых телах молекулы «прижаты» друг к другу.

Пример 1. Сравним количество молекул в 1 л воздуха и в 1 л жидкой воды. Примем, что масса молекулы воздуха равна 29 а.е.м. (на самом деле воздух в основном состоит из азота – 78%, масса молекулы 28 а.е.м. – и кислорода – 21 %, масса молекулы 32 а.е.м, поэтому и вводят такую «среднюю» массу «молекулы воздуха»), масса молекулы воды равна 18 а.е.м., плотность воздуха при «комнатных» условиях (давление равно нормальному атмосферному, температура 24°C) равна $1,2 \text{ кг/м}^3$, плотность жидкой воды 10^3 кг/м^3 .

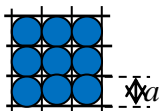
Так как $1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$, то масса одного литра воздуха равна $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, а масса одной молекулы воздуха $29 \text{ а.е.м.} \approx 4,8 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$. Поэтому число молекул в одном литре воздуха

примерно равно $N_1 \approx \frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{4,8 \cdot 10^{-26}} = 2,5 \cdot 10^{22}$! Масса 1 л воды равна 1 кг, а масса молекулы

воды – $18 \text{ а.е.м.} \approx 3 \cdot 10^{-26} \text{ кг}$, так что в 1 л воды молекул более чем в 1000 раз больше:

$$N_2 \approx \frac{1}{3 \cdot 10^{-26}} \approx 3,3 \cdot 10^{25}.$$

Пример 2. Поскольку в жидкой воде молекулы прижаты друг к другу, предыдущий расчет позволяет нам оценить размер молекулы воды: если упаковать в кубический ящик со стороной L шарики радиусом a , сложив их одинаковыми слоями в «кубическом» порядке (см. рисунок, на котором изображен «один слой»), то



в ящике поместится $N = \left(\frac{L}{a}\right)^3$ шариков, то есть $a = \frac{L}{\sqrt[3]{N}}$. Значит, размер молекулы воды

(литр – это объем куба со стороной 10 см): $a = \frac{10\text{см}}{\sqrt[3]{3,3 \cdot 10^{25}}} \approx 3 \cdot 10^{-8}$ см. У воздуха размеры

молекул значительно меньше, чем расстояния между ними, поэтому аналогичное вычисление позволяет нам оценить среднее расстояние между молекулами воздуха при

«комнатных» условиях: $l = \frac{10\text{см}}{\sqrt[3]{2,5 \cdot 10^{22}}} \approx 3,4 \cdot 10^{-7}$ см.

Естественной мерой количества вещества является количество молекул, но такие числа для «обычных» количеств вещества получаются очень большими. Используется другая единица измерения – 1 моль. Это количество вещества, масса которого в граммах (то есть *молярная масса* данного вещества μ) численно равна массе молекулы в а.е.м. В 1 моле любого вещества содержится одно и то же количество молекул, которое называют числом Авогадро $N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул. Значит, количество молей в массе вещества m можно найти как $\nu = \frac{m}{\mu}$, а количество молекул – как $N = \nu N_A = \frac{m}{\mu} N_A$.

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. Число же молекул в реальных изучаемых системах чрезвычайно велико. Поэтому описать поведение молекулярной системы на механическом уровне практически невозможно: даже самые мощные современные суперкомпьютеры могут справиться с задачей о просчете молекулярной системы, состоящей не более чем из 10^5 молекул. Но «большие числа», которые соответствуют количеству молекул в изучаемых системах, позволяют нам исследовать их свойства, 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, и поэтому в молекулярных системах точность «статистического» описания весьма высока. Например, как мы видели выше, скорости всех молекул непрерывно изменяются, но **в среднем** молекулы данного вещества в равновесном состоянии имеют примерно одинаковую скорость. Расчет многих характеристик вещества можно проводить, опираясь на модель, в которой все молекулы имеют одинаковую скорость, равную средней.

Со средними характеристиками молекул связаны макроскопические параметры состояния вещества (физические величины, с помощью измерения которых мы определяем *состояние*). 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**:

$$\alpha = \frac{2}{3k} \Rightarrow \theta = T, \quad \bar{E}_K = \frac{3}{2}kT. \quad \text{Константу } k \approx 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К называют постоянной}$$

Больцмана, а сам результат связан с **теоремой Больцмана**, согласно которой в состоянии теплового равновесия на каждую степень свободы системы в среднем приходится энергия, равная $\frac{1}{2}kT$.

Напомним, что *абсолютная температура* T была введена на основании анализа изменения давления газов в постоянном объеме при охлаждении: с изменением температуры давление падало по линейному закону. Продолжая графики зависимостей $p(t)$ для разных объемов разных газов, физики обнаружили, что **все** они пересекаются **в одной точке** на оси температур: при $t \approx -273^\circ\text{C}$ давления всех газов должно обращаться в ноль!. С точки зрения МКТ это означает, что стремится к нулю скорость теплового движения молекул, и поэтому они перестают наносить удары по стенкам сосуда, что и приводит к «исчезновению» давления. Температуру, при которой должно прекратиться тепловое движение молекул, назвали абсолютным нулем температуры, а температурную шкалу, в которой началом отсчета является абсолютный ноль, а величина градуса равна градусу шкалы Цельсия (то есть температура кипения воды и температура плавления льда при нормальном атмосферном давлении отличаются ровно на 100 градусов), и назвали шкалой абсолютных температур (шкалой Кельвина). Единица измерения на этой шкале названа *кельвином* (К).

Пример 3. Найдем абсолютную температуру кипения воды и температуру плавления галлия ($t_{\text{пл}}^{\text{Ga}} \approx 30^\circ\text{C}$) при нормальном атмосферном давлении. Как видно из определения абсолютной температуры, ее связь с температурой по шкале Цельсия формулой $T \approx t + 273(\text{K})$. Поэтому температура кипения воды $T_{\text{кин}}^{\text{H}_2\text{O}} \approx 373\text{K}$, а температура плавления галлия $T_{\text{пл}}^{\text{Ga}} \approx 303\text{K}$.

Пример 4. Чему примерно равна средняя скорость движения молекулы азота при комнатной температуре $t = 24^\circ\text{C}$? Чему равна кинетическая энергия всех молекул в 1 литре азота при этой температуре и давлении 10^5 Па? Скорость молекулы определяется по кинетической энергии ее поступательного движения. Ясно, что у молекулы три степени свободы поступательного движения (вдоль трех независимых осей в пространстве). Поэтому для

средних значений примерно справедливо равенство $\frac{mv^2}{2} \approx \frac{3}{2}kT \Rightarrow v \approx \sqrt{\frac{3kT}{m}}$. С учетом того,

что молярная масса связана с массой молекулы $\mu = mN_A$, а константа Больцмана – с универсальной газовой постоянной, находим: $v \approx \sqrt{\frac{3RT}{\mu}} \approx 514$ м/с. В общую кинетическую

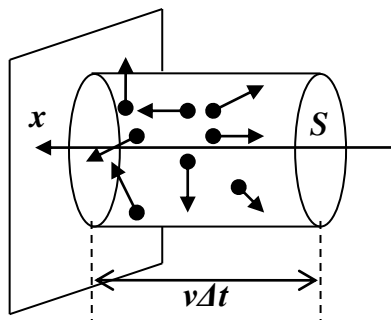
энергию молекулы азота входит также энергия вращения. У двухатомной молекулы две вращательные степени свободы, поэтому полная энергия (равная кинетической энергии):

$$U = N \cdot \frac{5}{2}kT = \frac{5}{2}vN_A kT = \frac{5}{2}vRT = \frac{5}{2}pV = 250 \text{ Дж.}$$

Для газообразных состояний вещества обычно используют модель **идеального газа**: считается, что размеры молекул пренебрежимо малы по сравнению с расстоянием между ними, а средняя величина потенциальной энергии их взаимодействия пренебрежимо мала по сравнению со средней кинетической энергией. В этой модели с помощью **статистического подхода** можно получить еще один важный 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:

$F_x = \frac{\sum \Delta p_x}{\Delta t} \approx \Delta p_x \cdot \frac{\Delta N}{\Delta t}$. Будем считать, что молекулы **в среднем** имеют одинаковую скорость v . 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).



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

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

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 $pV = \frac{m}{\mu} RT$ в рамках модели

идеального газа и установили связь между константой Больцмана и универсальной газовой постоянной, которая была определена экспериментально: $R \approx 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$. 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:

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

(такой процесс называют **изотермическим**).

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

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

(**изобарный** процесс).

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

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

(**изохорный** 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). Поэтому 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.

Пример 5. Определить давление смеси 14 г азота и 5 г водорода в баллоне объемом 50 л при температуре 28°C. Молярные массы азота и водорода $\mu_1 = 28$ г/моль и $\mu_2 = 2$ г/моль.

Из уравнения Менделеева-Клапейрона выражаем давление газа: $pV = \frac{m}{\mu}RT \Rightarrow p = \frac{\nu RT}{V}$. С

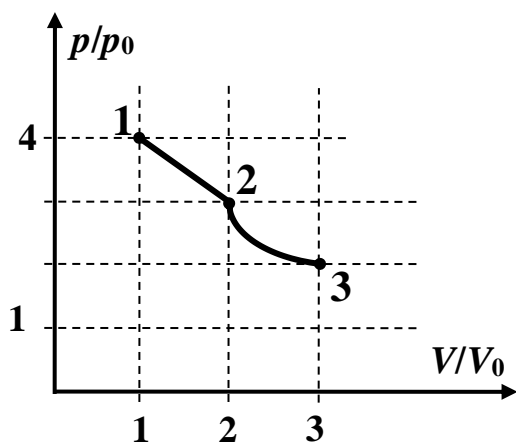
учетом закона Дальтона, давление смеси двух газов, находящихся в одном и том же объеме

$p = (\nu_1 + \nu_2) \frac{RT}{V}$. В баллоне находятся $\nu_1 = \frac{m_1}{\mu_1} = 0,5$ моля азота и $\nu_2 = \frac{m_2}{\mu_2} = 2,5$ моля

водорода, поэтому $p = (\nu_1 + \nu_2) \frac{RT}{V} \approx 1,5 \cdot 10^5$ Па.

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) постоянен, то при описании каждого из состояний газа в ходе процесса его можно не указывать, а три оставшихся параметра связаны уравнением Менделеева-Клапейрона – задав любые два, из этого уравнения можно определить третий. Поэтому каждое состояние можно изображать точкой на двумерной диаграмме. Для $m = const$ можно использовать координаты (p, V) , (p, T) или (V, T) .

Пример 6. На рисунке показана диаграмма процесса с постоянным количеством идеального газа в координатах давление-объем. Температура газа в состоянии 1 равна 320 К. Найдите его температуру в состоянии 3.



Выразим искомую величину (температуру) через величины отложенные по осям, с помощью уравнения Менделеева-Клапейрона: $pV = \frac{m}{\mu}RT \Rightarrow T = \frac{\mu}{m}pV$. Тогда ясно, что

$$\frac{T_3}{T_1} = \frac{p_3 V_3}{p_1 V_1} = \frac{2 \cdot 3}{4 \cdot 1} = 1,5. \text{ Значит, } T_3 = 1,5T_1 = 480 \text{ К.}$$

Общая схема решения задач по этой теме 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.

Уравнение теплового баланса.

Отметим еще один важный факт. Поскольку, как мы уже поняли, изменение температуры пропорционально изменению средней кинетической энергии молекул тела, то количество теплоты, которое необходимо передать телу для увеличения его температуры, должно быть пропорционально изменению температуры и количеству молекул тела. Количество молекул тела, сделанного из определенного вещества, пропорционально его массе. Поэтому количество теплоты пропорционально произведению массы тела на разность конечной и начальной температур, а коэффициент пропорциональности зависит от материала тела. Этот коэффициент называют *удельной теплоемкостью* вещества и обозначают символом c . Итак, $Q = c \cdot m \cdot (t_k - t_n)$. Если конечная температура *ниже* начальной (тело *охлаждается*), то эта формула приведет нас к результату, что тело «получает» отрицательное количество теплоты. Конечно, это мы должны понимать, что на самом деле в этом случае тело *отдает* такое же по абсолютной величине количество теплоты при охлаждении. Произведение удельной теплоемкости на массу вещества называют просто «*теплоемкостью*» соответствующего тела: $C = c \cdot m$, и $Q = C \cdot (t_k - t_n)$. Для тел со сложным составом (из разных веществ) проще вводить именно теплоемкость как коэффициент пропорциональности между количеством тепла и изменением температуры для данного тела.

Пример 7: 1 литр воды нагрели от 20°C до 40°C . Какое количество теплоты ей было сообщено? Удельная теплоемкость воды равна $4200 \text{ Дж}/(\text{кг} \cdot ^\circ\text{C})$.

Ясно, что масса воды равна 1 кг. Надо сразу воспользоваться формулой:

$$Q = c \cdot m \cdot (t_k - t_n) = 4200 \frac{\text{Дж}}{\text{кг} \cdot ^\circ\text{C}} \cdot 1 \text{ кг} \cdot (40 - 20)^\circ\text{C} = 84 \text{ кДж}.$$

В более сложных примерах на основе этой формулы можно составлять уравнения:

Пример 8: В термосе содержится $M = 200 \text{ г}$ воды с температурой $t_1 = 20^\circ\text{C}$. Туда бросают оловянного солдатика массой $m = 40 \text{ г}$, нагретого до $t_2 = 50^\circ\text{C}$. Какая температура будет у содержимого термоса после установления равновесия? Удельная теплоемкость воды равна $c_1 = 4,2 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot ^\circ\text{C})$, удельная теплоемкость олова $c_2 = 0,23 \text{ Дж}/(\text{г} \cdot ^\circ\text{C})$, теплоемкостью термоса можно пренебречь.

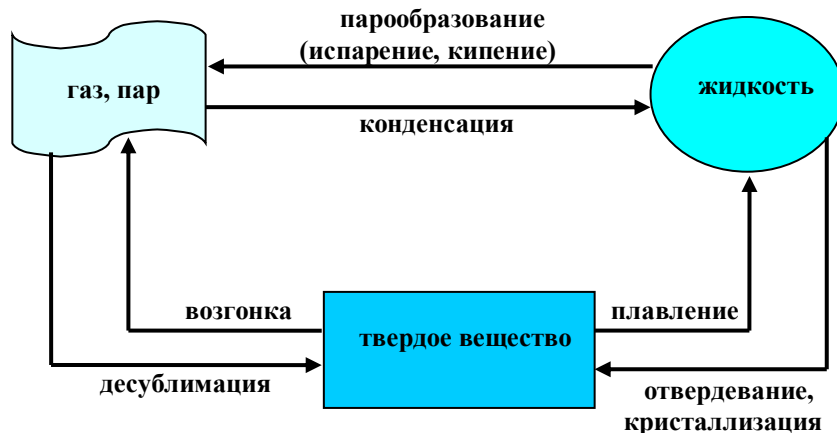
В самом деле, вода нагревается от $t_1 = 20^\circ\text{C}$ до конечной температуры t , получая тепло. Это же количество теплоты отдает оловянный солдатик, остывая от $t_2 = 50^\circ\text{C}$ до t . Значит,

$$c_1 \cdot M \cdot (t - t_1) = c_2 \cdot m \cdot (t_2 - t), \text{ откуда следует, что } t = \frac{c_1 M t_1 + c_2 m t_2}{c_1 M + c_2 m} \approx 20,3^\circ\text{C}.$$
 Как видно,

из-за небольшой массы и низкой удельной теплоемкости олова, вода почти не нагрелась.

Уравнения, подобные тем, что мы использовали в этом примере, называют *Уравнениями Теплового Баланса*. В общем случае оно записывается следующим образом: в теплоизолированной системе сумма выделившихся (отданных) количеств теплоты равна сумме поглощенных (полученных). Для составления такого уравнения нам нужно четко разделять процессы, приводящие к выделению или поглощению тепла.

Вещества, как мы знаем, могут находиться в различных *агрегатных состояниях*: в школе изучают газообразное, жидкое и твердое состояние. Возможные переходы между ними показаны на диаграмме:



При каждом таком переходе изменяется относительное расположение молекул, и, как следствие – энергия их взаимодействия. Поэтому при каждом переходе молекулы отдают или получают энергию, которую мы считаем выделяемым или поглощаемым количеством теплоты. Величина этого количества теплоты пропорциональна количеству молекул, изменивших свою энергию, то есть массе вещества. Поэтому для описания «энергетики» перехода вводят **удельную теплоту перехода** – количество теплоты, отдаваемой (поглощаемой) единицей массы данного вещества, совершающего этот фазовый переход при неизменной температуре. Тогда формула для количества теплоты, выделившейся (поглощенной) при переходе, записывается так: $Q = \lambda \cdot \Delta m$. Удельные теплоты противоположных процессов равны (например, удельная теплота плавления равна удельной теплоте кристаллизации и т.д.). Аналогично фазовым переходам можно рассматривать и химические реакции (например, сгорание топлива), идущие с выделением (экзотермические) или поглощением (эндотермические) тепла. Для них вводят удельную теплоту реакции (например, удельную теплоту сгорания топлива): $Q = q \cdot m$. Если фазовый переход не происходит, то говорят, что агрегатные состояния вещества находятся *в равновесии*. Как правило, равновесие двух (или даже трех) агрегатных состояниях возможно только при определенных сочетаниях давления и температуры. Например, устойчивое равновесие льда и жидкой воды при нормальном атмосферном давлении возможно только при $t = 0^\circ\text{C}$. На самом деле именно это равновесие было выбрано для определения нуля шкалы температур Цельсия!

Перечислим разные процессы, сопровождающиеся выделением и поглощением тепла:

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 Δm вещества: $Q = \lambda \Delta m$ для конденсации, отвердевания.	фазовый переход массы Δm вещества: $Q = \lambda \Delta m$ для парообразования, плавления.
Экзотермическая реакция с расходом реагента m : $Q = qm$	Эндотермическая реакция с расходом реагента m : $Q = qm$

Пример 9: В кастрюле находились $M_1 = 500$ г воды и $M_2 = 100$ г льда в равновесии. Кастрюля стоит на газовой плите. Какую массу природного газа нужно сжечь, чтобы растопить лед и нагреть воду до температуры $t = 20^\circ\text{C}$? Удельная теплота плавления льда $\lambda = 340$ Дж/г, удельная теплота сгорания природного газа $q = 44$ кДж/г. Считать, что содержимое кастрюли получает 50% от количества теплоты, выделяющегося при сгорании газа.

Поскольку вначале вода и лед были в кастрюле в равновесии, то их температура была равна 0°C . На плавление льда нужно израсходовать $Q_1 = \lambda M_2 = 34$ кДж. Затем общую массу воды нужно нагреть от 0°C до $t = 20^\circ\text{C}$: $Q_2 = c \cdot (M_1 + M_2) \cdot t = 50,4$ кДж. При сгорании газа, в

соответствии с условием, должно выделиться в два раза большее количество теплоты. Итак, уравнение теплового баланса $Q_1 + Q_2 = \lambda M_1 + c \cdot (M_1 + M_2) \cdot t = 0,5 \cdot qm$ позволяет найти требуемую массу газа: $m = 2 \frac{\lambda M_1 + c \cdot (M_1 + M_2) \cdot t}{q} \approx 3,8 \text{ г.}$

Общая схема решения задач с использованием УТБ:

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.