**Теоретическая справка к лекции 3**

***Основы молекулярно-кинетической теории (МКТ)***

Газы принимают форму сосуда и полностью заполняют объём, ограниченный непроницаемыми для газа стенками. Стремясь расшириться, газ оказывает давление на стенки сосуда или любого другого тела, с которым он соприкасается.

*Размер атомов* составляет для всех веществ величину порядка $10^{-10}$ *м*.

*Моль любого вещества содержит одно и то же число атомов и молекул.* Это число обозначается $N_A$ и называется *постоянной Авогадро*. Значение постоянной Авогадро составляет $N_A = 6{,}022 \cdot 10^{23}$ *моль*$^{-1}$.

*Молярной массой* $M$ называют массу данного вещества, взятого в количестве одного моля. Молярная масса равна произведению массы $m_0$ одной молекулы данного вещества на постоянную Авогадро:

$$M = m_0 N_A.$$

Масса $m$ тела, состоящего из $N$ одинаковых молекул равна $m = m_0 N$. Тогда, используя выражения для $m$ и молярной массы $M$, для *количества вещества* ν в теле можно записать

$$\nu = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M}.$$

*Идеальный газ*. Молекулы газа считаются твёрдыми, абсолютно упругими шариками, причем размеры молекул малы по сравнению со средним расстоянием между ними. Взаимодействие между молекулами проявляется только при непосредственном столкновении их друг с другом.

*Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеального газа.* Пусть в сосуде объёма $V$ находится $N$ одинаковых молекул идеального газа, а $m_0$ - масса одной молекулы. Давление $P$ газа определяется выражением

$$P = \frac{1}{3} m_0 n \overline{v^2} = \frac{2}{3} n \bar{E}, \quad \bar{E} = \frac{m_0 \overline{v^2}}{2},$$

где $n = N / V$ - концентрация молекул газа, $\overline{v^2}$ - среднее значение квадрата скорости молекулы, $\bar{E}$ - средняя кинетическая энергия поступательного движения молекулы.

В МКТ идеальных газов температура по шкале Кельвина $T$ (абсолютная температура) связана со значением $\bar{E}$ соотношением

$$\bar{E} = \frac{3}{2} kT,$$

где $k = 1{,}38 \cdot 10^{-23}$ *Дж/К* - постоянная Больцмана. Связь между температурой $T$ по шкале Кельвина и температурой $t$ по шкале Цельсия даётся формулой: $T = t + 273$. Скорость хаотического (теплового) движения молекул характеризуется *средней квадратичной скоростью*

$$v_{ср.кв} = \sqrt{\overline{v^2}} = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}.$$

Уравнение состояния идеального газа в МКТ

$$P = nkT.$$

### *Уравнение состояния идеального газа*

В состоянием *термодинамического равновесия* давление $P$ и температура $T$ газа принимают значения постоянные по всему объёму $V$ сосуда. Связь между тремя параметрами состояния идеального газа (объёмом $V$, давлением $P$ и температурой $T$) описывается *уравнением состояния (или законом) Менделеева-Клапейрона.*

$$PV = \nu RT = \frac{m}{M} RT,$$

Здесь $m$ и $M$ - масса и молярная масса газа.

### *Закон Авогадро*

При *нормальных условиях* $\left(P = 1\ атм = 10^5\ Па,\ T = 273\ K\right)$ 1 моль любого идеального газа занимает объем $22{,}4 \cdot 10^{-3}\ м^3, \left(22{,}4\ л\right)$.

### *Закон Дальтона*

Давление $P$ смеси газов, химически невзаимодействующих между собой, равно сумме парциальных давлений компонентов смеси: $P = P_1 + P_2 + ... + P_N$, где $N$ - число газов в смеси, $P_i$ - парциальное давление $i$-го газа $\left(i = 1,2,...,N\right)$, т.е. давление, которое производил бы каждый из газов, составляющих смесь, если удалить остальные газы из сосуда.

### *Квазистатические процессы*

Каждое равновесное состояние газа данной массы $m$ можно изобразить точкой на координатной плоскости $P, V$ (вместо координат $P, V$ можно использовать и другие пары $P, T$ или $V, T$). Любой равновесный процесс, происходящий с газом, представляется на такой плоскости в виде линии. Неравновесный процесс невозможно изобразить графически.

Процессы, протекающие при постоянной массе газа и неизменном значении одного из параметров состояния газа (давление, объём или температура), принято называть

*изопроцессами.* Например, процесс, происходящий при постоянной температуре, называется *изотермическим*, при постоянном объёме – *изохорическим*, при постоянном давлении – *изобарическим*. Графики изотермических, изохорных и изобарных процессов в различных координатах представлены рисунках 1, 2 и 3, соответственно.

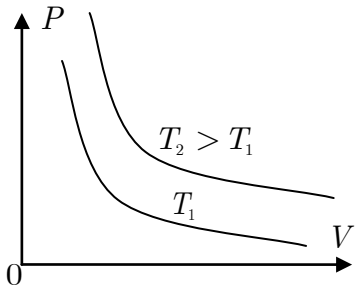


Рис.1

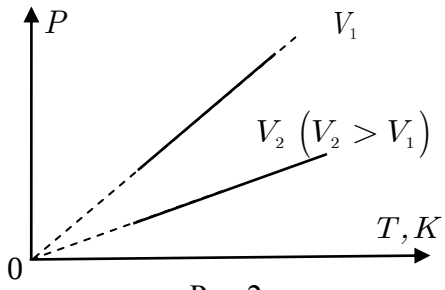


Рис.2

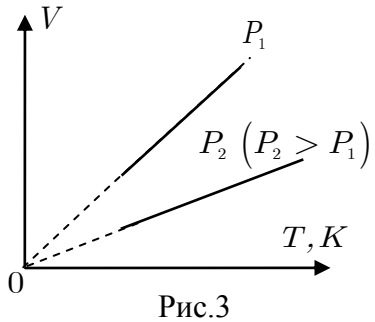


Рис.3

***Внутренняя энергия идеального газа*** $U$**.**

Внутренняя энергия идеального газа $U$ зависит только от температуры $T$ и определяется формулой

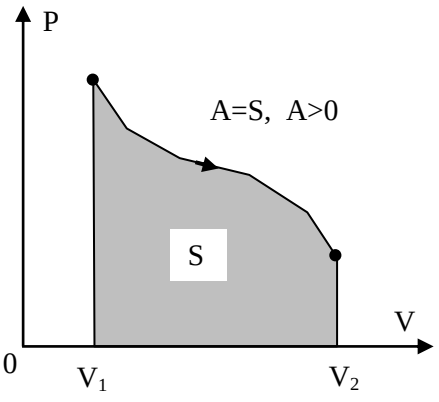
$$U = \frac{i}{2} \cdot \nu \cdot R \cdot T,$$

где $\nu$ - количество моль газа, $R$ - универсальная газовая постоянная, $T$ - абсолютная температура газа, $i$ - число степеней свободы молекулы газа. Для одноатомных газов (гелий, неон) $i = 3$, для двухатомных газов (водород $H_2$, азот $N_2$) $i = 5$, для многоатомных газов (водяной пар $H_2O$, метан $CH_4$) $i = 6$. Если температура идеального газа изменяется от начального значения $T_1$ до конечного $T_2$, то изменение внутренней энергии $\Delta U$ определяется выражением

$$\Delta U = U_2 - U_1 = \frac{i}{2} \nu R (T_2 - T_1).$$

***Работа газа в тепловом процессе*** $A$**.**

Для произвольного равновесного теплового процесса, описываемого некоторой зависимостью давления газа от объема $P(V)$, работа газа определяется «площадью» $S$ под графиком процесса (см.рис.) в координатах $P,V$ (площадь криволинейной трапеции, ограниченной прямыми $V = V_1$, $V = V_2$, $P = 0$ и графиком функции $P(V)$). При расширении газа $(V_2 > V_1)$ работа газа



положительна: $A=+S$. При сжатии газа $(V_2<V_1)$ работа газа отрицательна: $A=-S$. В изохорном процессе $(V=const)$ работа газа равна нулю $(A=0)$. Следует различать работу газа $A$ и работу внешних сил над газом $A_{внеш}$. Для одного и того же процесса $A=-A_{внеш}$.

***Количество теплоты*** $Q$ **(или** $\Delta Q$**).**

Энергию, полученную телом в процессе теплообмена, называют количеством теплоты. Будем считать, что $Q>0$, если тело получает теплоту, и $Q<0$, если тело теплоту отдает.

***Теплоемкость.***

Пусть при проведении теплового процесса тело получает (или отдает) количество теплоты $\Delta Q$ и его температура изменяется при этом на величину $\Delta T$. Теплоемкостью тела в данном тепловом процессе называется величина

$$C=\frac{\Delta Q}{\Delta T}.$$

Теплоемкость одного и того же тела зависит от характера процесса. Молярной теплоемкостью тела называется величина

$$C_{\mu}=\frac{\Delta Q}{\nu\Delta T}.$$

Здесь $\nu$ - число молей тела. Для процесса, в котором теплоемкость остается постоянной: $Q=C\cdot\Delta T=C_{\mu}\cdot\nu\cdot\Delta T$.

***Первый закон термодинамики.***

Внутренняя энергия тела может изменяться при совершении работы и в процессе теплопередачи. Закон сохранения и превращения энергии, применительно к тепловым процессам, называется первым законом термодинамики и записывается в виде

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

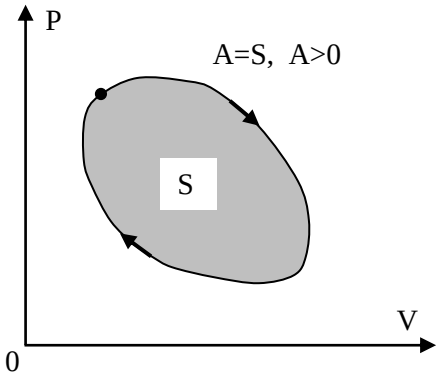
Первое начало термодинамики и молярная теплоемкость для процессов с участием идеального газа

| Процесс | Первый закон термодинамики | Молярная теплоемкость |
|---|---|---|
| Изохорный | $Q=\Delta U,\ A=0$ | $C_{\mu}=C_V=\frac{i}{2}R$ |
| Изобарный | $Q=\Delta U+A,\ A=P\cdot\Delta V$ | $C_{\mu}=C_P=\frac{i}{2}R+R$ |
| Изотермический | $Q=A,\ \Delta U=0$ | $C_{\mu}=\infty$ |

| | | |
|---|---|---|
| Адиабатный | $Q=0,\ A=-\Delta U$ | $C_{\mu}=0$ |

## ***Тепловые машины***

*Круговым процессом* (или циклом) называется термодинамический процесс с телом, в результате совершения которого тело, пройдя ряд промежуточных состояний, возвращается в исходное состояние. Графиком равновесного цикла является замкнутая кривая.




В равновесном цикле работа тела (газа) за цикл $A_{ЦИКЛ}$ по модулю равна «площади» фигуры, ограниченной графиком процесса в координатах $P, V$. Работа газа положительна, если цикл проходит по часовой стрелке (такой цикл называется прямым) и отрицательна, если направление обхода цикла противоположное.

В круговом процессе газ возвращается в исходное состояние, т.е. в состояние с начальной внутренней энергией. Изменение внутренней энергии за цикл равно нулю $\Delta U_{ЦИКЛ}=0$.

На некоторых участках прямого цикла тело (газ) получает теплоту от окружающих тел («нагревателя»), а на некоторых участках отдает теплоту «холодильнику». Из первого закона термодинамики следует, что работа тела (газа) за цикл $A_{ЦИКЛ}$ связана суммарными количествами полученной теплоты $Q^{+}\ (Q^{+}>0)$ и отданной теплоты $Q^{-}\ (Q^{-}>0)$ соотношением

$$A_{ЦИКЛ}=Q^{+}-Q^{-}.$$

*Коэффициентом полезного действия* (КПД) прямого цикла называется величина

$$\eta=\frac{A_{ЦИКЛ}}{Q^{+}}=\frac{Q^{+}-Q^{-}}{Q^{+}}=1-\frac{Q^{-}}{Q^{+}}.$$

Французский ученый С.Карно установил, из всех тепловых машин, работающих в контакте с нагревателем, имеющим абсолютную температуру $T_1$, и холодильником, имеющим абсолютную температуру $T_2\ (T_2<T_1)$, максимально возможный КПД есть

$$\eta_K=1-\frac{T_2}{T_1}.$$

Это достигается, если рабочее тело тепловой машины совершает *цикл Карно*, т.е. цикл, состоящий из двух адиабат и двух изотерм с температурами $T_1$ и $T_2$.

## ***Агрегатные состояния и фазовые переходы***

Основные агрегатные состояния вещества – твердое, жидкое и газообразное. Фазой называется физически однородная часть вещества, отделенная от других частей границей раздела. Например, вещество вода может существовать в виде льда, собственно воды и пара.

Если с телом происходит процесс, в котором происходит теплообмен, изменение температуры, но агрегатное состояние вещества не изменяется, расчет количества теплоты $Q$ для этого процесса производится по формуле

$$Q = cm\Delta T,$$

где $c$ - удельная теплоемкость вещества в этом агрегатном состоянии, $m$ - масса вещества, $\Delta T$ - изменение температуры вещества.

При заданном давлении существует определенная температура, при которой две фазы вещества находятся в равновесии и могут переходить друг в друга при этой температуре. Например, фазовое равновесие между льдом и водой при внешнем давлении $P_0 = 1\ атм = 10^5\ Па$ осуществляется при температуре $t_0 = 0^0 C$. А вот равновесие между паром и водой при давлении $P_0 = 1\ атм = 10^5\ Па$ наступит при температуре $t = 100^0 C$.

При изменении внешних параметров (температуры, давления), подвода или отвода теплоты, агрегатное состояние вещества (или его части) может изменяться, т.е. становится возможным переход вещества из одного состояния в другое (фазовый переход). Пока одна фаза полностью не перейдет в другую, температура будет оставаться постоянной, несмотря на подвод или отвод теплоты. Основные фазовые переходы: плавление и кристаллизация, испарение (парообразование) и конденсация. При плавлении и испарении теплота поглощается, при кристаллизации и конденсации теплота выделяется.

Чтобы расплавить кристаллическое тело массой $m$, надо подвести количество теплоты

$$Q = \lambda m,$$

где $\lambda$ - удельная теплота плавления. Плавление (кристаллизация) происходит при постоянной температуре, называемой температурой плавления (таяния).

Для превращения в пар жидкости массой $m$ требуется подвести количество теплоты

$$Q = rm,$$

где $r$ - удельная теплота парообразования. Равновесное испарение (конденсация) происходит при постоянной температуре, называемой температурой кипения.

Работой твердого тела или жидкости обычно можно пренебречь, что означает, что приведенные выше формулы для $Q$ можно использовать и для расчета изменения внутренней энергии $\Delta U$ (это следует из первого закона термодинамики).

При сгорании топлива массой $m$ выделяется количество теплоты

$$Q = qm,$$

где $q$ - удельная теплота сгорания топлива.

Уравнение теплового баланса – в теплоизолированной системе энергия, отданная в виде теплоты одними телами, равна энергии, полученной другими телами:

$$Q_{1,ОТД} + Q_{2,ОТД} + Q_{3,ОТД} + ... = Q_{1,ПОЛ} + Q_{2,ПОЛ} + Q_{3,ПОЛ} + ... \quad .$$

Основные используемые при расчетах величины:

Удельная теплоемкость льда $c_Л = 2100\ Дж/(кг \cdot K)$.

Температура плавления льда при давлении $P_0 = 10^5\ Па$ равна $t_{ПЛ} = 0^0 C$.

Удельная теплота плавления (таяния) льда $\lambda_Л = 3{,}34 \cdot 10^5\ Дж/кг$.

Удельная теплоемкость воды $c_В = 4200\ Дж/(кг \cdot K)$.

Температура кипения воды при давлении $P_0 = 10^5\ Па$ равна $t_{КИП} = 100^0 C$.

Удельная теплота парообразования воды $r_В = 2{,}26 \cdot 10^6\ Дж/кг$.

## ***Пар***

В тех случаях, когда газ образуется в результате испарения жидкости или может конденсироваться, его называют паром.

*Насыщенным* паром называется пар, находящийся в динамическом равновесии со своей жидкостью: число молекул, испаряющихся с поверхности жидкости в единицу времени, равно числу возвращающихся молекул.

Считая насыщенный пар идеальным газом, для плотности насыщенного пара $\rho_{Н.П.}$ и его давления $P_{Н.П.}$ имеем

$$\rho_{Н.П.} = \frac{P_{Н.П.} M_П}{RT},$$

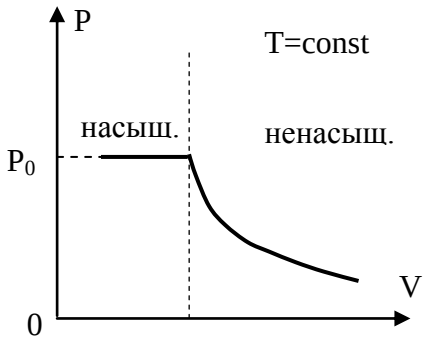
где $T$ - температура пара.

*Плотность насыщенного пара и его давление зависят только от температуры жидкости и пара*, т.е. при данной температуре *не зависят от объема пара (!).*

Давление пара $P_П$ при некоторой температуре $T$ не может превышать давление насыщенного пара $P_{Н.П.}(T)$ при этой температуре: $P_П(T) \le P_{Н.П.}(T)$.

Давление насыщенных паров воды при температуре $t = 100^0 C\ (T = 373K)$ равно $P_0 = 10^5\ Па$.

Если при постоянной температуре медленно увеличивать объем сосуда, в котором находятся жидкость и её насыщенный пар, то плотность пара и его давление будут оставаться постоянными, т.е. пара будет все больше, а жидкости все меньше. После того как вся жидкость превратится в пар, его плотность и давление начнут уменьшаться обратно пропорционально объему (см. рис.). Такой пар называется ненасыщенным. При обратном изотермическом сжатии ненасыщенного пара он превратится в насыщенный и начнется его конденсация.




В воздухе содержится водяной пар. Давление воздуха $P$ складывается из парциальных давлений сухого воздуха $P_{С.В.}$ и паров воды $P_{П}$:

$$P = P_{С.В.} + P_{П.}.$$

Количество пара в воздухе описывается абсолютной и относительной влажностью. *Абсолютной влажностью* воздуха называется плотность водяных паров $\rho_{П}$. *Относительной влажностью* воздуха называется величина

$$\varphi = \frac{P_{П}}{P_{Н.П}} \cdot 100\% = \frac{\rho_{П}}{\rho_{Н.П}} \cdot 100\%.$$

Здесь $P_{Н.П.}$ - давление насыщенного водяного пара при той же температуре, что и $P_{П}$.

При охлаждении ненасыщенного пара с абсолютной влажностью $\rho_{П}$ до такой температуры $T$, при которой $\rho_{Н.П.}(T) = \rho_{П}$, начнется процесс конденсации. Эту температуру называют точкой росы (для данной абсолютной влажности $\rho_{П}$).