

## Задание 1.

### Основы МКТ. Газовые законы. Уравнение Клайперона – Менделеева.

(2014-2015 учебный год)

#### Основные положения молекулярно-кинетической теории

Современная молекулярно-кинетическая теория (МКТ) базируется на трех основных положениях.

##### **Первое положение – все тела состоят из атомов и молекул.**

Предположение о том, что любое вещество состоит из мельчайших неделимых частиц, было высказано уже более 2000 лет назад. Столь древнее происхождение этой гипотезы объясняется тем, что она очень просто и наглядно объясняет многие явления: распространение запахов, растворение веществ, испарение и конденсацию, взаимное превращение веществ и т.п. Однако количественное обоснование атомистической теории было дано лишь в начале 19 века. В частности, после проведения многочисленных химических экспериментов Авогадро смог сформулировать и обосновать два принципиально важных утверждения:

- 1) все вещества, простые и сложные, образованы из молекул, которые сами состоят из атомов;
- 2) в равных объемах любых газов при одинаковых условиях содержится одно и то же число молекул (**закон Авогадро**).

Итак, вещество имеет дискретную структуру: оно состоит из мельчайших частиц, называемых структурными элементами. Ими могут быть атомы, молекулы или ионы (атомы без одного или нескольких электронов).

**Молекулой** называют наименьшую частицу вещества, сохраняющую его **химические** свойства. Это своего рода предел делимости вещества, при дальнейшем дроблении которого данное вещество исчезает. Для многих веществ понятие молекулы носит достаточно условный характер.

**Простым веществом** (или химическим элементом) называется вещество, которое не может быть разложено химическими методами на другие вещества.

**Атомом** называют мельчайшую частицу простого вещества, сохраняющего его химические свойства.

Учитывая дискретный характер строения вещества, одним из естественных способов задания количества вещества является указание числа составляющих его структурных элементов (частиц). При этом в качестве единицы такого измерения количества вещества используется **моль**.

**Моль** – это такое количество вещества, которое содержит столько же частиц (структурных элементов) данного вещества, сколько атомов содержится в 12 граммах изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Число атомов, содержащихся в 12 граммах изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ , называют числом Авогадро  $N_A$ , оно примерно равно  $6,02 \cdot 10^{23}$  1/моль.

Факт существования атомов и молекул в настоящее время подтвержден всеми данными химии. Кроме того, с помощью ионного и электронного микроскопов можно увидеть изображения наиболее крупных молекул. Установлено, что атомы имеют диаметр порядка  $10^{-10}$  метра. Разработаны различные методы измерения масс атомов и молекул.

В настоящее время за единицу массы атомов и молекул принимается 1/12 массы изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . Она называется **атомной единицей массы** (а.е.м) и примерно равна

$$m_0 = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.} \quad (1)$$

Относительная атомная масса определяется соотношением

$$m_{\text{отн}} = m_{\text{эл}} / m_0, \quad (2)$$

где  $m_{\text{эл}}$  – масса структурного элемента. Очевидно, относительная атомная масса атома изотопа углерода  $^{12}\text{C}$  равна 12. Относительные атомные массы всех химических элементов приведены в Периодической таблице элементов Д.И. Менделеева.

**Молярной массой вещества**  $\mu$  называется масса одного моля вещества. Т.е.

$$\mu = m_{\text{эл}} \cdot N_A, \quad (3)$$

где  $m_{\text{эл}}$  – масса одного структурного элемента данного вещества. Молярную массу измеряют в кг/моль, г/моль или кг/кмоль, где кмоль = 1000 моль (читается киломоль).

Т.к. в силу определений числа Авогадро  $N_A$  и атомной единицы массы  $m_0$

$$N_A = 12 \text{ г} / (12 \cdot m_0), \quad (4)$$

то молярная масса вещества, выраженная в граммах на моль (или в килограммах на киломоль), численно равна относительной атомной массе структурного элемента данного вещества:

$$\mu = m_{\text{отн}} \text{ (кг/кмоль)}. \quad (5)$$

**Второе положение МКТ – атомы и молекулы взаимодействуют между собой.**

В жидкостях и твердых телах силы молекулярного взаимодействия очень велики. Так, чтобы изменить объем твердого тела всего лишь на 1 процент, необходимы давления, превышающие атмосферное давление в сотни, тысячи и даже десятки тысяч раз.

В газах, наоборот, средние расстояния между молекулами вещества много больше размеров самих молекул и они взаимодействуют между собой в среднем очень слабо. Именно поэтому газы свободно расширяются, заполняя весь предоставленный им объем и легко сжимаются.

**Третье положение МКТ – атомы и молекулы находятся в непрерывном хаотическом движении.**

Самым ярким явлением, подтверждающим это положение, является броуновское движение. Из-за постоянных столкновений с другими молекулами каждая молекула внутри жидкости двигается по очень сложной траектории. Уследить за отдельной молекулой невозможно. Зато удобным объектом наблюдения является посторонняя частица, помещенная в жидкость. Эта частица должна быть достаточно малой, чтобы она могла быть сдвинута ударом молекулы, но одновременно достаточно большой, чтобы ее можно было увидеть в микроскоп, и чтобы она не слишком быстро двигалась. **Броуновское движение** – это и есть движение такой частицы.

Явление диффузии (проникновение атомов или молекул одного вещества в межмолекулярные промежутки другого) также подтверждает наличие теплового движение молекул.

Тепловое движение атомов и молекул является хаотическим. Однако в этой хаотичности наблюдаются важные закономерности:

**Во-первых**, движение атомов и молекул имеет различный характер в твердых телах, жидкостях и газах. В твердых (кристаллических) телах атомы колеблются относительно положений равновесия, сами же положения равновесия образуют упорядоченную структуру. В жидкостях, наряду с колебаниями относительно положения равновесия, молекулы время от времени перескакивают из одного положения в другое. В результате данная молекула может оказаться в любом месте объема, занимаемого жидкостью, а сама жидкость принимает форму сосуда. В газах молекулы хаотически двигаются в сосуде, в котором находится газ, сталкиваясь друг с другом и со стенками.

**Во-вторых**, существуют закономерности в распределении молекул по скоростям, которые не зависят от агрегатного состояния вещества. В частности, в любой атомно-молекулярной системе содержащей достаточно большое количество частиц (сравнимое с числом Авогадро), существуют частицы, которые в данный момент времени двигаются с малыми, средними и большими скоростями.

### **Температура и способы ее измерения**

Из повседневного опыта каждый знает, что бывают тела горячие и холодные. Опыты и наблюдения показывают, что при контакте двух тел, одно из которых мы воспринимаем как горячее, а другое как холодное, происходят изменения физических параметров обоих тел. Однако через некоторое время после установления контакта между любыми телами изменение макроскопических параметров этих тел прекращается. Такое состояние тел называется **тепловым (или термодинамическим) равновесием**.

Во всех частях системы тел, находящихся в состоянии теплового равновесия, температура по определению считается одинаковой.

Измерение температуры основано на использовании зависимости какого-либо физического параметра или свойства тела от степени его «нагретости» и на выборе определенной температурной шкалы. Наиболее широко используются следующие термометрические параметры и свойства: объем тел; сопротивление проводников и полупроводников; давление насыщенных паров жидкости; излучение нагретых тел; магнитные свойства вещества.

Широко используемая шкала Цельсия имеет две опорные точки. Температура таяния льда принимается за  $0^{\circ}\text{C}$ , а температура кипения чистой воды – за  $100^{\circ}\text{C}$  (оба процесса рассматриваются при нормальном давлении равном 760 мм.рт.ст.). Весь диапазон изменения термометрической величины (например, длины столбика жидкости в трубочке термометра) делится на 100 одинаковых интервалов и считается, что каждый такой интервал соответствует изменению температуры термометра на  $1^{\circ}\text{C}$ . В качестве термометрического вещества чаще всего используются ртуть и спирт. Существенным недостатком измерения температуры с помощью жидкостных термометров является то, что их показания оказываются связанными с особенностями физических свойств используемой жидкости. Это различие приводит к тому, что термометры, использующие разные жидкости, дают несколько различающиеся показания при всех температурах, кроме опорных точек.

### **Газовые законы. Абсолютная шкала температур.**

Опыт показывает, что такие параметры любого тела как масса, объем, температура и давление в равновесном состоянии всегда связаны между собой и изменение одного из них обязательно сопровождается изменением других (или другого). Исторически первоначально эта взаимосвязь была экспериментально исследована для газов в условиях, когда масса газа и еще один из параметров остаются постоянными. В результате было сформулировано три, так называемых, **газовых закона**.

**Закон Бойля – Мариотта** (открыт независимо Бойлем и Мариоттом в 1662 и 1676 годах): произведение объема данной массы газа на его давление есть величина постоянная **при неизменной температуре**

$$P \cdot V = \text{const, если масса и температура постоянны.} \quad (6)$$

На  $P$ – $V$  диаграмме (на одной координатной оси откладывается давление газа  $P$ , а на другой – его объем  $V$ ) соответствующая зависимость объема газа от его давления (**изотерма**) изображается гиперболой. Данный закон хорошо выполняется только при давлениях существенно меньших давления, при котором происходит конденсация газа в жидкость (при данной температуре).

**Закон Гей-Люссака** (1802 год): относительное изменение объема данной массы газа **при постоянном давлении** прямо пропорционально изменению температуры:

$$(V - V_0) / V_0 = \alpha (t - t_0), \quad (7)$$

где  $V$  объем данной порции газа при температуре  $t$ , а  $V_0$  - объем этой же порции газа при температуре  $t_0$ . Коэффициент пропорциональности  $\alpha$  называют **термическим коэффициентом объемного расширения**. Гей-Люссак также установил, что **термические коэффициенты объемного расширения всех газов примерно одинаковы и при  $t_0=0^\circ\text{C}$  равны  $1/T_0$** , где  $T_0=273^\circ\text{C}$  (точнее  $T_0=273,15^\circ\text{C}$ ). Данный закон хорошо выполняется только для температур, заметно превышающих температуру кипения, при которой происходит конденсация газа в жидкость (**при данном давлении**).

Очевидно, полагая в уравнении (7)  $t_0=0^\circ\text{C}$ , получим

$$V=V_0*(1+t/ T_0), \quad (8)$$

где  $V_0$  – объем газа при температуре  $t_0=0^\circ\text{C}$ . Графически эта зависимость на  $t$ – $V$  диаграмме изображается прямой линией (**изобарой**). Различным давлениям и массам газа соответствуют различные наклоны изобар. Однако их продолжения всегда пересекают ось температур в точке  $t_1= - T_0$ .

Английский физик Томсон (лорд Кельвин) предложил принять за ноль **абсолютной шкалы температур** именно эту температуру  $t_1$ , которую он назвал **абсолютным нулем температуры**. При этом температурные интервалы в один градус **по шкале Кельвина** и по шкале Цельсия совпадают, т.е.

$$T \text{ (К)} = t \text{ (}^\circ\text{C)} + T_0 = t \text{ (}^\circ\text{C)} + 273,15. \quad (9)$$

Как оказалось, абсолютный нуль – предельно низкая температура, которая не может быть достигнута ни при каких обстоятельствах.

В дальнейшем температуры по шкале Цельсия будут обозначаться малыми буквами  $t$ , а температуры по шкале Кельвина – большими буквами  $T$ .

Пользуясь абсолютной шкалой температур, закон Гей-Люссака можно записать в более простом виде:

$$V/T=\text{const}, \text{ если масса и давление газа постоянны}, \quad (10)$$

т.е. при постоянном внешнем давлении отношение объема данной массы газа к его абсолютной температуре есть величина постоянная.

Соответственно на  $T$ – $V$  диаграмме изобара изображается прямой линией, продолжение которой проходит через начало координат.

**Закон Шарля** (1787 год): отношение давления данной массы газа, заключенного в **сосуде постоянного объема** к его абсолютной температуре есть величина постоянная

$$P/T=\text{const}, \text{ если масса и объем газа постоянны}. \quad (11)$$

Графически эта зависимость на  $T$ – $P$  диаграмме изображается прямой линией (**изохорой**), продолжение которой проходит через начало координат. Различным давлениям и массам газа соответствуют различные наклоны изохор.

## Уравнение Клапейрона – Менделеева (уравнение состояния)

Газовые законы связывают параметры данной массы газа попарно при неизменности третьего (и фиксированной массе газа). В произвольных процессах изменяются все три параметра. Найдем, как при этом они между собой связаны.

Пусть определенная масса газа  $m$  при температуре  $T_1$  и давлении  $P_1$  занимает объем  $V_1$ . Переведем из этого состояния газ изобарическим процессом в состояние с параметрами  $P_1, V_2, T_3$  (где  $V_2$  может быть любым). По закону Гей-Люссака (10):

$$V_1/T_1 = V_2/T_3 \quad (12)$$

Переведем теперь газ изохорическим процессом в состояние с параметрами  $P_2, V_2, T_2$  (где  $P_2$  и  $T_2$  могут быть любыми). По закону Шарля (11):

$$P_1/T_3 = P_2/T_2. \quad (13)$$

Перемножая уравнения (12) и (13) и сокращая на  $T_3$ , очевидно, получим:

$$V_1 P_1 / T_1 = V_2 P_2 / T_2. \quad (14)$$

Уравнение (14) выражает **закон Клапейрона**: произведение давления на объем данной массы газа, деленное на его абсолютную температуру есть величина постоянная (для данной массы данного газа).

Согласно закону Авогадро в одинаковых объемах любых газов при одинаковой температуре и давлении содержится одно и то же число молекул (т.е. молей). Отсюда следует, что при одинаковых температурах и давлениях один моль любого газа занимает один и тот же объем, а  $\nu$  молей – в  $\nu$  раз больший объем. Т.е. с учетом закона Авогадро уравнение (14) можно записать в виде:

$$\nu P / T = \nu R, \quad (15)$$

где  $\nu = m/\mu$  число молей газа ( $m$  – его масса,  $\mu$  – его молярная масса), а  $R$  – универсальная газовая постоянная (имеющая одинаковое значение для всех газов). Величину  $R$  можно найти, измерив объем  $V_0$  одного моля газа при нормальном давлении  $P_0 = 101,3$  кПа и нормальной температуре  $T_0 = 273$  К ( $t = 0$  °C). По современным данным  $V_0 = 22,41$  л/моль, поэтому

$$R = V_0 P_0 / T_0 = 8,314 \text{ Дж}/(\text{К} \cdot \text{моль}) \quad (16)$$

Уравнение (15) является уравнением состояния разреженного газа и носит название **уравнения Клапейрона-Менделеева**. Оно является обобщением экспериментальных газовых законов и закона Авогадро и хорошо описывает газы при низких давлениях и высоких температурах.

По определению число молей  $\nu = N/N_A$ ,  $N$  – полное число молекул газа, а  $N_A$  – число Авогадро. Поэтому вводя  $n = N/V$  – концентрацию молекул газа (число молекул в единице объема), формулу (15) можно записать в виде:

$$P = n \cdot k \cdot T, \quad (17)$$

$$k=R/N_A= 1,38*10^{-23} \text{ Дж/К} \quad (18)$$

- постоянная Больцмана.

Газ, подчиняющийся уравнению Клапейрона-Менделеева, называют **идеальным газом**.

### Закон Дальтона

Пусть в сосуде находится смесь химически невзаимодействующих газов в состоянии термодинамического равновесия. **Парциальным давлением** данной компоненты смеси называется давление, которое создавали бы молекулы этой компоненты, находящиеся в том же объеме и при той же температуре, что и вся смесь, но в отсутствии других компонент газовой смеси.

В 1801 году Джоном Дальтоном было экспериментально установлено, что в состоянии равновесия давление смеси химически невзаимодействующих разреженных газов равно сумме парциальных давлений этих газов (**закон Дальтона**).

Пусть концентрация молекул  $i$ -ой компоненты смеси  $n_i$  (а число молей  $v_i$ ) Тогда в соответствии с формулами (16) и (17) парциальное давление  $p_i$  этой компоненты смеси будет равно

$$p_i = n_i kT = v_i RT/V \quad (19)$$

Записывая уравнения вида (19) для всех компонент смеси, складывая эти уравнения и пользуясь законом Дальтона, получим уравнение Клапейрона-Менделеева для смеси газов:

$$P = vRT/V, \quad (20)$$

где  $P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$  – давление смеси,  $v = v_1 + v_2 + v_3 + \dots$  - число молей смеси. Таким образом, уравнение состояния смеси химически невзаимодействующих разреженных газов имеет такой же вид, как и уравнение состояния химически однородного газа.

### Примеры решения задач

1. Когда в комнате топят печь, температура в ней повышается, а давление и объем не меняются. Как это согласуется с газовыми законами?

Ответ. При нагревании часть воздуха из комнаты выходит и для описания этого процесса следует использовать уравнение Клапейрона-Менделеева (15). Поскольку давление в комнате и ее объем постоянны, то произведение числа молей воздуха в комнате на его температуру остается постоянным.

2. Найти формулу некоторого соединения углерода с кислородом, если известно, что  $m=1\text{ г}$  этого вещества в газообразном состоянии создает в объеме  $V=1\text{ л}$  при  $t=27\text{ }^\circ\text{C}$  давление  $P=5,6\cdot 10^4\text{ Па}$ .

Решение. С помощью уравнения состояния (15) найдем молярную массу соединения  $\mu=mRT/PV=44\text{ г}$ , где  $T=300\text{ К}$ . Если формула соединения  $C_xO_y$ , то  $12x+16y=44$ , где  $x, y$  – целые положительные числа. Простым перебором нетрудно убедиться, что уравнение удовлетворяется только при  $x=1$  и  $y=2$ , т.е. формула соединения  $CO_2$  – углекислый газ.

3. Над молекул газа совершают замкнутый процесс, который на  $V$ – $T$  диаграмме имеет вид треугольника  $ABC$ . При этом  $V_A=V_B=2\cdot V_C=4\text{ л}$ ,  $T_B=2\cdot T_A=200\text{ К}$ ,  $T_C=90\text{ К}$ . Чему равно максимальное давление газа при таком процессе? Ответ обосновать.

Решение. Пусть для определенности ось  $V$  (объем) направлена вертикально вверх, а ось  $T$  (температура) – горизонтально. Проведем семейство изобар  $P=\text{const}$  ( $V=vRT/P$ ). Ясно, что чем ниже лежит изобара (чем меньше у нее угол наклона к оси температур), тем большему давлению она соответствует (т.к. при равных температурах большему давлению газа соответствует меньший его объем). Нетрудно также убедиться, что в рассматриваемом случае продолжение отрезка  $BC$  пересекает ось объемов в области выше нуля, а точка  $A$  лежит в области над этой прямой. Отсюда следует, что из всех изобар, имеющих общую точку со сторонами треугольника, изобара с наименьшим углом наклона проходит через точку  $B$ . Следовательно, максимальное давление в ходе процесса будет достигаться в точке  $B$  и равно  $P_{\text{max}}=P_B=RT_B/V_B=420\text{ кПа}$ .

4. При расширении данной порции идеального газа его давление меняется линейно с изменением объема по закону  $P=\alpha V$ , где  $\alpha$  – некоторая константа. Во сколько раз изменяется объем газа, если его температура увеличилась от  $T_1=150\text{ К}$  до  $T_2=600\text{ К}$ ?

Решение. С одной стороны, имеем уравнение состояния газа  $PV=vRT$ , с другой стороны, по условию задачи  $P=\alpha V$ . Отсюда имеем  $V^2=vRT/\alpha$ . Следовательно  $(V_2)^2/(V_1)^2=T_2/T_1=4$ , т.е.  $V_2/V_1=2$ .

5. В баллоне объемом  $V$  находится гелий под давлением  $P_1$  и при температуре  $T_1$ . После того, как из баллона была взята порция гелия массой  $m$ , температура в баллоне понизилась до  $T_2$ . Определить давление  $P_2$  гелия оставшегося в баллоне. Молярная масса гелия  $\mu$ .

Решение. Запишем уравнение Клапейрона-Менделеева для начального и конечного состояний гелия:  $P_1V = vRT_1$ ,  $P_2V = (v-m/\mu)RT_2$ . Выражая из первого уравнения число молей гелия, находившееся в баллоне первоначально,  $v=P_1V/RT_1$  и подставляя это выражение для  $v$  во второе уравнение, после деления на объем баллона  $V$  получим:  $P_2=P_1T_2/T_1 - mRT_2/(\mu V)$ .

6. Сосуд разделен перегородкой на две части. В одной части находится идеальный газ массы  $m_1$ , при давлении  $P_1$ , во второй части – такой же газ массы  $m_2$  при давлении  $P_2$ . Какое давление установится в сосуде, если перегородку убрать? Температура во всем сосуде одинакова и постоянна.

Решение. Из уравнений состояния (15), записанных для каждой из частей сосуда при наличии перегородки, находим объемы этих частей:  $V_1 = m_1RT/\mu P_1$ ,  $V_2 = m_2RT/\mu P_2$ . После того, как перегородку убрали, в сосуде общим объемом  $V = V_1 + V_2$  будет находиться газ массой  $m = m_1 + m_2$ . Из уравнения состояния имеем:  $P = mRT/\mu V = (m_1 + m_2)P_1P_2/(m_1P_2 + m_2P_1)$ .

### Тест для автоматической проверки.

1. В баллоне находится 6 моль газа. Сколько примерно молекул газа находится в баллоне?  
 1)  $6 \cdot 10^{23}$ ; 2)  $12 \cdot 10^{23}$ ; 3)  $36 \cdot 10^{26}$ ; 4)  $36 \cdot 10^{23}$

2. Какой из перечисленных ниже опытов (А, Б или В) подтверждает вывод молекулярно-кинетической теории о том, что скорость молекул растет при увеличении температуры?

А. Интенсивность броуновского движения растет с повышением температуры.

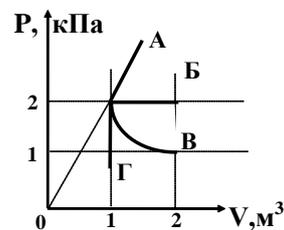
Б. Давление газа в сосуде растет с повышением температуры.

В. Скорость диффузии красителя в воде повышается с ростом температуры.

1) только А; 2) только Б; 3) только В; 4) А, Б и В

3. Какой из графиков, изображенных на рисунке, соответствует процессу, проведенному при постоянной температуре газа?

1) А 2) Б 3) В 4) Г



4. Наименьшая упорядоченность в расположении частиц характерна для

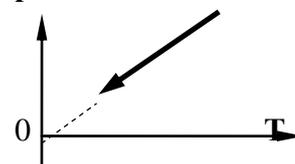
1) кристаллических тел 2) аморфных тел

3) Жидкостей 4) Газов

5. На рисунке изображен график зависимости давления газа на стенки сосуда от температуры. Какой процесс изменения состояния газа изображен?

1) изобарное нагревание; 2) изохорное охлаждение

3) изотермическое сжатие; 4) изохорное нагревание



6. Если положить огурец в соленую воду, то через некоторое время он станет соленым. Это можно объяснить

1) взаимодействием молекул 2) конвекцией 3) диффузией 4) теплопередачей

7. Плотность алюминия в 3 раза больше плотности льда. В 1 моле алюминия содержится

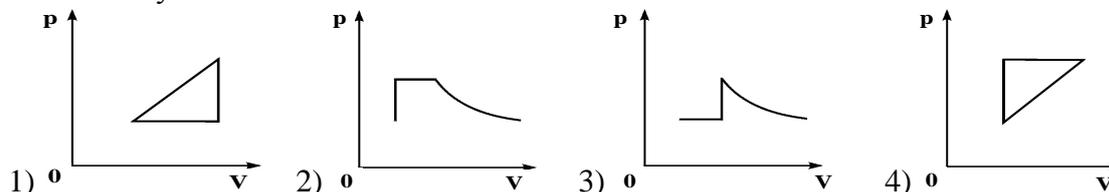
1) в 3 раза больше атомов, чем в одном моле льда

2) столько же атомов, сколько в одном моле льда

3) в 3 раза меньше атомов, чем в одном моле льда

4) на  $12 \cdot 10^{23}$  атомов больше, чем в одном моле льда

8. Идеальный газ сначала нагревался при постоянном давлении, потом его давление увеличивалось при постоянном объеме, затем при постоянной температуре давление газа уменьшилось до первоначального значения. Какой из графиков в координатных осях  $p-V$  соответствует этим изменениям состояния газа?



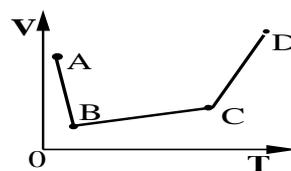
1) 0

2) 0

3) 0

4) 0

9. В сосуде, закрытом поршнем, находится идеальный газ. График зависимости объема газа от температуры при изменении его состояния представлен на рисунке. В каком состоянии давление газа наибольшее?



- 1) A; 2) B; 3) C; 4) D

10. 3 моль водорода находятся в сосуде при температуре  $T$ . Какова температура 3 моль кислорода в сосуде того же объема и при том же давлении? (Водород и кислород считать идеальными газами.)

- 1)  $32T$ ; 2)  $16T$ ; 3)  $2T$ ; 4)  $T$

### Контрольные задачи.

1. Расстояние между молекулами некоторого вещества много больше размеров самих молекул. Двигаясь во всех направлениях и почти не взаимодействуя между собой, его молекулы быстро распределяются по всему сосуду. В каких агрегатных состояниях (газообразном; жидком; кристаллическом) это возможно, а в каких нет. Почему?

2. Идеальный газ, занимающий объем  $V_1$  и находящийся под давлением  $P_1$ , сначала изотермически сжимают до объема  $V_2$ , потом изобарически сжимают до объема  $V_3$ , и, наконец, изотермически доводят его объем до  $V_4$ . Под каким давлением будет находиться этот газ в конце процесса?

3. Температура твердого тела понизилась на  $17^\circ\text{C}$ . На сколько градусов при этом изменилась температура тела по абсолютной шкале температур?

4. Цилиндрический сосуд длиной  $L=85$  см делится на две части тонким подвижным поршнем. В одну часть сосуда помещено некоторое количество кислорода, а в другую — такое же по массе количество водорода. Какую длину будет иметь часть сосуда, заполненная водородом.

5. Когда идеальный газ, находящийся в закрытом сосуде, нагрели на  $\Delta T = 30^\circ\text{K}$ , его давление  $P$  увеличилось на 10%. Какова начальная температура  $T$  газа?

6. Из баллона со сжатым водородом емкостью  $V=10$  л медленно выходит газ. При температуре  $t_1=7^\circ\text{C}$  манометр показывал  $P=5 \cdot 10^6$  Па. Через некоторое время при температуре  $t_2=17^\circ\text{C}$  манометр показал такое же давление. Сколько газа вышло из баллона?