

### §31. Уравнение состояния идеального газа



**Ключевые понятия:** уравнение состояния идеального газа, универсальная газовая постоянная.

**На этом уроке вы:** познакомитесь с физическим смыслом универсальной газовой постоянной, научитесь применять уравнение состояния идеального газа при решении задач.

**Уравнение состояния идеального газа.** Для того чтобы установить, в каком состоянии находится газ, нам необходимо знать его термодинамические параметры: давление  $p$ , температуру  $T$ , объем  $V$ . Изменение одного из термопараметров приводит к изменению других его параметров. *Уравнение, которое связывает между собой термодинамические параметры, называется уравнением состояния газа.* Выведем это уравнение, используя основное уравнение молекулярно-кинетической теории.

Нам известно, что  $p = nkT$ . Так как концентрация молекул газа по определению равна  $n = \frac{N}{V}$ , то  $p = \frac{N}{V} kT$ , откуда следует, что  $pV = NkT$ . Число молекул газа найдем, зная количество вещества газа:  $N = \nu N_A = \frac{m}{M} N_A$ . С учетом этого получим:  $pV = \frac{m}{M} N_A kT$ .

Величина, равная произведению двух постоянных чисел — постоянной Авогадро и постоянной Больцмана, сама будет постоянной величиной. Ее называли *универсальной газовой постоянной*:

$$R = kN_A. \quad (31.1)$$

$$R = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{моль}} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}.$$

С учетом сказанного получим, что для идеального газа справедливо следующее уравнение:

$$pV = \frac{m}{M} RT. \quad (31.2)$$

Это уравнение называется *уравнением состояния идеального газа*. В таком виде оно впервые было получено русским ученым Дмитрием Ивановичем Менделеевым (1834—1907) и поэтому носит название *уравнение Менделеева — Клапейрона*. Бенуа Клапейрон (1799—1864), французский физик и инженер, работавший в течение 10 лет в России, получил уравнение состояния идеального газа раньше Менделеева (в 1834 г.), но в другой форме.

Уравнение состояния идеального газа — первое из замечательных обобщений в физике, вобравшее в себя ряд экспериментально открытых газовых законов. Именно к таким обобщениям стремится физика — к нахождению наиболее общих законов, не зависящих от тех или иных веществ.

Если переписать уравнение Менделеева — Клапейрона в виде  $\frac{pV}{T} = \frac{m}{M} R$ , то получим, что в правой части уравнения расположена постоянная величина, зависящая только от молярной массы газа, т. е. для данной массы газа эта величина постоянная. Тогда можно записать:

$$\frac{pV}{T} = \text{const.} \quad (31.3)$$

Именно в таком виде и получил *уравнение состояния идеального газа* Б. Клапейрон.

Приведем еще один интересный факт. Если написать уравнение состояния для одного моля идеального газа, находящегося при нормальных условиях, т. е. при давлении  $p = 101\,325$  Па и температуре  $T = 273$  К, то газ займет объем  $V = 22,4$  л/моль. Тогда величина  $\frac{pV}{T} = \frac{101325 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ Па} \cdot \text{м}^3}{273 \text{ К} \cdot \text{моль}} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$  — это и есть **универсальная газовая постоянная**. (Подумайте, что означает этот факт.)



#### Вопросы для самоконтроля

1. Какое уравнение называют *уравнением состояния идеального газа*?
2. Как вывести уравнение состояния идеального газа?
3. Почему газовая постоянная называется *универсальной*?
4. Каким образом можно проверить применимость уравнения состояния идеального газа для описания свойств реальных газов?
5. Выведите уравнение Менделеева—Клапейрона.



### Экспериментируйте

Измерив размеры физического кабинета, определите массу воздуха в кабинете при температуре  $27^{\circ}\text{C}$  и нормальном атмосферном давлении.

### Объясните

1. Почему при одинаковом давлении горячий воздух легче холодного?
2. Со дна водоема поднимается пузырь. Как вы думаете, меняется ли сила, выталкивающая его из воды? Какое значение имеет глубина водоема?

### Исследуйте

Докажите, что объем одного моля любого идеального газа при нормальных условиях равен  $2,24 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$ .

### Решайте

1. Используя уравнение состояния идеального газа, по четырем параметрам, представленным в таблице, определите пятый, неизвестный параметр.

$m$ , кг	$M$ , кг/моль	$p$ , Па	$V$ , $\text{м}^3$	$T$ , К
8	$4 \cdot 10^{-3}$	$2 \cdot 10^5$	16,6	$x_1$
$2 \cdot 10^{-2}$	$2 \cdot 10^{-3}$	$8,3 \cdot 10^3$	$x_2$	200
64	$32 \cdot 10^{-3}$	$x_3$	24,9	300
7	$x_4$	$10^5$	8,3	400
$x_5$	$44 \cdot 10^{-3}$	$10^7$	$2,49 \cdot 10^{-2}$	300

- 2. Гелий массой 20 г бесконечно медленно переводят из состояния, в котором газ занимает объем 32 л при давлении  $4,1 \cdot 10^5 \text{ Па}$ , в состояние с термодинамическими параметрами:  $V_2 = 9 \text{ л}$ ;  $p_2 = 15,5 \cdot 10^5 \text{ Па}$  (рис. 31.1). В каком состоянии температура выше?

(Ответ: в состоянии 2)

3. В сосуде объемом 10 л находится гелий под давлением  $10^5 \text{ Па}$  при  $27^{\circ}\text{C}$ . После того как из сосуда был взят гелий массой 1 г, давление в сосуде понизилось до  $0,9 \cdot 10^5 \text{ Па}$ . Определите температуру гелия, оставшегося в сосуде.

(Ответ: 722 К)

- \*4. Плотность газа, состоящего из смеси гелия и аргона,  $2 \text{ кг/м}^3$  при давлении 150 кПа и температуре  $27^{\circ}\text{C}$ . Сколько атомов гелия содержится в газовой смеси объемом  $1 \text{ см}^3$ ?

(Ответ:  $6,8 \cdot 10^{18} \text{ см}^{-3}$ )

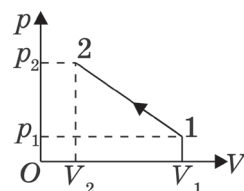


Рис. 31.1

### Рефлексия

1. Изученный материал привлек меня тем...
2. Материал показался интересным...
3. Заставил задуматься...
4. Навел на размышления...

## § 32. Изопроцессы. Графики изопроцессов.

### Закон Дальтона



**Ключевые понятия:** изопроцессы, изотермический процесс, термостат, закон Бойля—Мариотта, изотерма идеального газа, изобарный процесс, закон Гей-Люссака, изохорный процесс, закон Шарля, закон Дальтона, парциальное давление.

На этом уроке вы: познакомитесь с изотермическим, изобарным и изохорным процессами и научитесь выводить законы Бойля—Мариотта, Гей-Люссака и Шарля, строить графики изопроцессов, применять формулы данных законов для решения задач.

**Изопроцессы.** Из множества процессов, происходящих с газами, для нас наиболее интересны *изопроцессы* — это процессы, происходящие с данной массой газа при каком-то неизменном термопараметре. Так, процесс изменения состояния газа, происходящий при неизменной температуре, называется *изотермическим* (от греч. *isos* — “равный” и *therme* — “тепло”), а процесс, происходящий при неизменном давлении, называется *изобарическим (изобарным)* (от греч. *isos* — “равный” и *baros* — “тяжесть, вес”). Если же неизменным остается объем, то процесс называется *изохорическим (изохорным)* (от греч. *isos* — “равный” и *chora* — “объем”). Все газовые законы, открытые экспериментально, легко получить из уравнения Менделеева — Клапейрона.

**Изотермический процесс.** Первым из изопроцессов был изучен именно изотермический процесс. Английский физик и химик Роберт Бойль (1627—1691) в 1662 г. и независимо от него в 1676 г. французский физик Эди Мариотт (1620—1684) экспериментально установили, что *при неизменной температуре произведение давления данной массы газа на объем, который она при этом занимает, остается величиной постоянной*, т. е.  $pV = \text{const}$ . Этот закон носит название **закон Бойля — Мариотта**. Теоретически его легко получить, записав уравнение Менделеева — Клапейрона для двух состояний газа:  $p_1 V_1 = \frac{m}{N} RT$  — первое состояние;  $p_2 V_2 = \frac{m}{N} RT$  — второе состояние. Правые части этих уравнений равны, следовательно, равны и левые:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2. \quad (32.1)$$

Для осуществления изотермического процесса на практике, необходимо, чтобы исследуемый газ находился в хорошем тепловом контакте с окружающей средой, масса которой велика, а температура все время остается неизменной. Такая среда называется *термостатом*. Экспериментально подтвердить закон Бойля — Мариотта можно с помощью трубки Мельде — это запаянная с одного конца стеклянная трубка,

в которой находится воздух, отделенный от наружного столбиком ртути. Меняя положение трубки, мы изменяем объем и давление воздушного столбика, которые можно измерить линейкой и манометром. Произведение давления на объем каждый раз остается неизменным. Закон Бойля — Мариотта справедлив для достаточно широкого диапазона давлений и температур. Только при очень больших давлениях (порядка сотен атмосфер) наблюдаются существенные отклонения.

Как следует из закона Бойля — Мариотта, давление данной массы газа при изотермическом процессе обратно пропорционально зависит от объема, т. е. гиперболически зависит от объема. Изобразим эту зависимость графически (рис. 32.1) в координатах  $pV$ . Полученная кривая называется *изотермой идеального газа*. Для разных температур характер зависимости давления газа от объема не изменяется, только с ростом температуры кривая удаляется от координатных осей. Здесь мы имеем дело с “семейством” изотерм.

Графически изотермический процесс можно представить и в других координатах (рис. 32.2).

**Изобарный процесс.** Французский химик и физик Жозеф Гей-Люссак (1778—1850) в 1802 г. экспериментально установил, что *при неизменном давлении объем данной массы газа линейно зависит от температуры*, т. е.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}. \quad (32.2)$$

Этот закон носит название *закона Гей-Люссака*. Его тоже легко вывести теоретически, применив уравнение Менделеева — Клапейрона к двум разным состояниям газа:  $pV_1 = \frac{m}{M}RT_1$  — первое состояние и  $pV_2 = \frac{m}{M}RT_2$  — второе состояние. Разделив первое уравнение на второе, имеем:  $\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$ . Сам же Гей-Люссак вывел этот закон в виде  $V = V_0(1 + \alpha_V t)$ , где  $\alpha_V$  — температурный коэффициент объемного

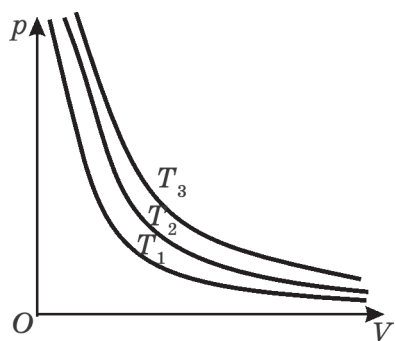


Рис. 32.1

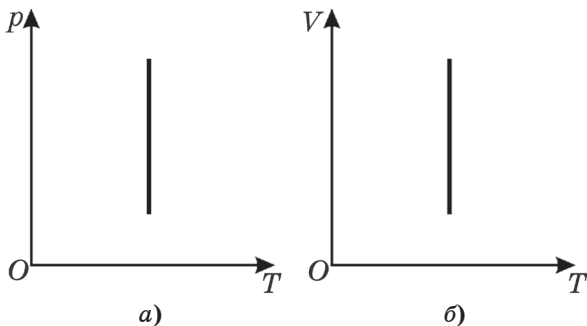


Рис. 32.2

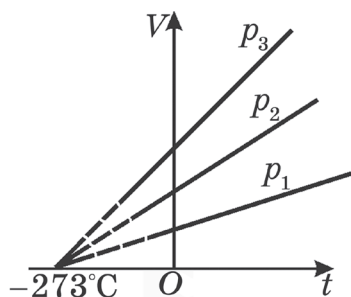


Рис. 32.3

расширения. Опыт показывает, что при малых плотностях практически для всех газов

$$\alpha_v \approx \frac{1}{273} \frac{1}{^\circ\text{К}}.$$

Поскольку зависимость объема идеального газа от температуры при изобарном процессе линейная, то графиком этого процесса в координатах  $Vt$  будет прямая, которую называют *изобарой*. На рисунке 32.3 изображено “семейство” изобар, причем чем меньше угол

наклона изобары, тем выше давление в процессе, но все изобары начинаются в точке, температура которой равна  $-273^\circ\text{C}$ .

Удобнее изображать графическую зависимость в координатах  $VT$ . В этих координатах все изобары будут выходить из абсолютного нуля температур (рис. 32.4).

**Изохорный процесс.** Этот процесс был изучен французским физиком и изобретателем Ж а к о м Ш а р л е м (1746—1823). В 1787 г. он экспериментальным путем установил, что *при неизменном объеме давление данной массы газа прямо пропорционально его температуре*, т. е.

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}. \quad (32.3)$$

Это и есть **закон Шарля**. Он открыл свой закон гораздо раньше Гей-Люссака, но результаты исследований опубликовал позднее. Совершенно ясно, что и этот закон можно получить, используя уравнение Менделеева — Клапейрона. (Попробуйте это сделать самостоятельно.)

Между давлением газа и его температурой в случае изохорного процесса зависимость линейная. В координатах  $pT$  эта прямая называется *изохорой*. На рисунке 32.5 изображено “семейство” изохор, причем чем меньше угол наклона изохоры, тем больше объем газа.

На основе закона Шарля работает один из наиболее точных термометров — *газовый*, представляющий собой сосуд, заполненный азотом, аргоном или гелием. Сосуд соединен гибкой трубкой с ртутным

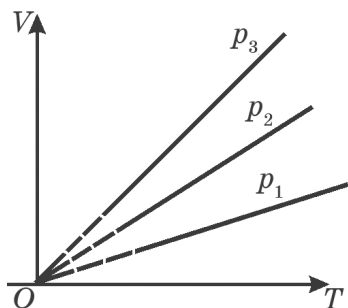


Рис. 32.4

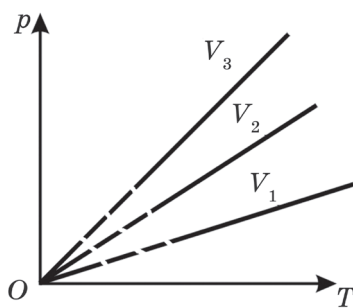


Рис. 32.5



манометром, который измеряет давление газа и поддерживает его постоянный объем (рис. 32.6). По показаниям манометра можно судить о температуре газа. Газовый термометр используется в основном для градуировки более простых термометров.

Мы с вами рассмотрели характер протекания трех изопроцессов, построили их графики, определили границы их применения.

**Закон Дальтона.** Кроме этих трех законов можно отметить еще один важный закон, который был открыт английским физиком и химиком Джоном Дальтоном (1766—1844). Об этом законе мы уже говорили ранее. Остановимся на нем подробнее.

Закон Дальтона, открытый в 1801 г., определяет давление смеси газов и конкретный “вклад” в это общее давление отдельных компонентов смеси. В реальной жизни мы чаще всего имеем дело не с чистым газом, а со смесью газов. Так, например, воздух состоит из азота, кислорода, углекислого газа и многих других газов. Вот Дальтон и решил определить давление смеси газов. Для этого он ввел новое понятие — *парциальное (частное) давление*.

**Парциальным давлением** называется давление, которое оказывал бы каждый газ из смеси, если бы он один занимал весь данный объем. Дальтон установил, что **давление смеси газов равно сумме парциальных давлений всех газов, составляющих данную смесь**, т. е.  $p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$ . Это и называется **законом Дальтона**. Его так же легко получить, используя основное уравнение молекулярно-кинетической теории:

$$p = nkT = \frac{N}{V} kT = \frac{(N_1 + N_2 + \dots + N_n)}{V} kT = \frac{N_1}{V} kT + \frac{N_2}{V} kT + \dots + \frac{N_n}{V} kT = \\ = n_1 kT + n_2 kT + \dots + n_n kT = p_1 + p_2 + \dots + p_n.$$

Т. е.

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n. \quad (32.4)$$

Закон Дальтона позволяет рассчитать молярную массу смеси газов при любом соотношении масс составляющих ее газов.

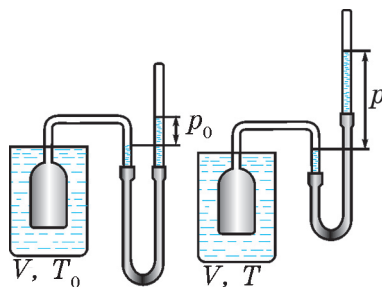


Рис. 32.6



### Вопросы для самоконтроля

1. Какие процессы называются *изопроцессами*?
2. Что такое *изотермический процесс*? Выведите закон Бойля—Мариотта.
3. Что такое *изобарный процесс*? Выведите закон Гей-Люссака.
4. Что называется *изохорным процессом*? Выведите закон Шарля.
5. Как осуществить изотермический, изохорный и изобарный процессы?
6. Как формулируется закон Дальтона?

## Примеры решения задач

1. Температуру воздуха в комнате подняли с  $t_1 = 7^\circ\text{C}$  до  $t_2 = 27^\circ\text{C}$ . Какая масса воздуха должна выйти из комнаты, чтобы давление осталось неизменным,  $p = 10^5$  Па? Объем воздуха в комнате  $V = 60$  м<sup>3</sup>.

*Решение.* Запишем уравнение Менделеева—Клапейрона для двух состояний воздуха в комнате:

а) до нагревания:  $pV = \frac{m_1}{M}RT_1$ , где  $T_1 = (t_1 + 273)\text{K}$ ;

б) после прогрева:  $pV = \frac{m_2}{M}RT_2$ , где  $T_2 = (t_2 + 273)\text{K}$ .

Тогда масса воздуха, вышедшего из комнаты, будет равна

$$\Delta m = m_1 - m_2 = \frac{pVM}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right), \text{ или}$$

$$\Delta m = \frac{\rho VM(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2} = \frac{10^5 \text{ Па} \cdot 60 \text{ м}^3 \cdot 29 \cdot 10^{-3} \frac{\text{кг}}{\text{моль}} \cdot 20 \text{ К}}{8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}} \cdot 280 \text{ К} \cdot 300 \text{ К}} \approx 5 \text{ кг}.$$

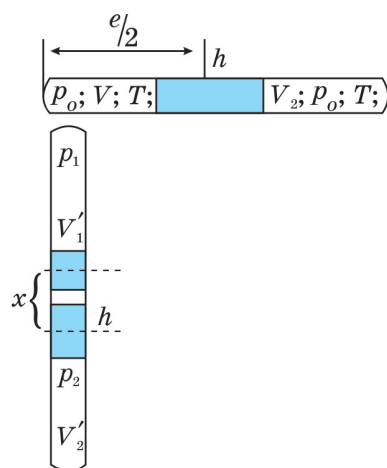


Рис. 32.7

2. Посередине запаянной с обоих концов горизонтальной трубки находится столбик ртути длиной  $h = 10$  см. В обеих половинах трубки находится воздух под давлением  $p_0 = 760$  мм рт. ст. Длина трубки  $l = 1$  м. На какое расстояние сместится столбик ртути, если трубку поставить вертикально?

*Решение.* Изобразим ситуацию на рисунке 32.7. Смещение столбика ртути закончится в тот момент, когда давление воздуха в нижней части трубки  $p_2$  уравновесит суммарное давление воздуха, в верхней части  $p_1$  и гидростатическое давление ртутного столбика  $\rho gh$ , т. е.

$$p_2 = p_1 + \rho gh. \quad (1)$$

Применим уравнение Менделеева—Клапейрона к двум состояниям газа в левой части трубки и в верхней части трубки, стоящей вертикально:

$$p_0 S \left( \frac{l}{2} - \frac{h}{2} \right) = \nu RT, \quad (2)$$

и

$$p_1 S \cdot \left( \frac{l-h}{2} + x \right) = \nu RT. \quad (3)$$



Аналогично, запишем это уравнение для правой части трубки и нижней части трубки во втором состоянии:

$$p_0 S \left( \frac{l-h}{2} \right) = \nu RT, \quad (4)$$

$$p_2 S \cdot \left( \frac{l-h}{2} - x \right) = \nu RT. \quad (5)$$

Тогда

$$p_0 S \left( \frac{l-h}{2} \right) = p_1 S \left( \frac{l-h}{2} + x \right), \quad p_0 S \left( \frac{l-h}{2} \right) = p_2 \cdot S \left( \frac{l-h}{2} - x \right).$$

Отсюда  $p_1 = \frac{p_0 \left( \frac{l-h}{2} \right)}{\frac{l-h}{2} + x}$ ;  $p_2 = \frac{p_0 \left( \frac{l-h}{2} \right)}{\frac{l-h}{2} - x}$ . Подставив  $p_2$  и  $p_1$  в (1), получим:

$$\frac{p_0 (l-h)}{l-h-2x} = \frac{p_0 (l-h)}{l-h+2x} + \rho g h, \text{ так как } p_0 = \rho g H, \text{ где } H = 760 \text{ мм; то}$$

$$\frac{\rho g H (l-h)}{l-h-2x} = \rho g \left[ \frac{H (l-h)}{l-h+2x} + h \right] \text{ или } \frac{H (l-h) 4x}{(l-h)^2 - 4x^2} = h.$$

$$\text{Отсюда } x = \frac{2(l-h) \left( \sqrt{H^2 + h^2} - H \right)}{2h} = 1,6 \text{ см.}$$

**3.** Летом в Алматы жаркая погода. Температура воздуха  $+42^\circ\text{C}$ . Как в этих условиях измерить медицинским термометром температуру тела человека?

*Ответ:* необходимо предварительно охладить термометр в холодильнике или, встряхнув его несколько раз, сразу же поместить в подмышку.



## Творческая мастерская

### Экспериментируйте

Вы надули щеки. При этом и объем, и давление воздуха во рту увеличиваются. Как это согласовать с законом Бойля—Мариотта?

### Объясните

1. Почему газовая постоянная  $R$  называется *универсальной*?
2. Почему при одинаковом давлении горячий воздух легче холодного?
3. Дайте качественное объяснение газовых законов на основе молекулярно-кинетической теории.

### Исследуйте

1. Постройте изохору идеального газа в координатах  $VT$ ,  $pT$  и  $pV$ . Как расположены изохоры одной и той же массы газа при разных объемах на этих графиках?
2. Постройте изотерму идеального газа в координатах  $pV$ ,  $TV$  и  $pT$ . Как расположены изотермы одной и той же массы газа при разных температурах на этих графиках?
3. Постройте изобару идеального газа в координатах  $pT$ ,  $TV$  и  $pV$ . Как расположены изобары одной и той же массы газа при разных давлениях на этих графиках?

### Анализируйте

1. При надувании воздушного шарика температура и давление воздуха в нем практически не изменяются, а объем заметно увеличивается. Как это согласовать с законом Бойля—Мариотта?
2. Как, используя закон Дальтона, вывести формулу для расчета молярной массы смеси двух газов, массы и молярные массы которых соответственно равны  $m_1$  и  $M_1$ ,  $m_2$  и  $M_2$ ?

### Решайте

1. При изотермическом сжатии объем газа уменьшился на  $\Delta V_1 = 2$  л. При этом его давление возросло на 20%. На сколько процентов увеличилось бы давление, если бы объем был уменьшен на  $\Delta V_2 = 4$  л?

(Ответ: 50%)

2. В цилиндре под поршнем изобарически охлаждают газ объемом  $V_1 = 10$  л от температуры  $T_1 = 323$  К до температуры  $T_2 = 273$  К. Каков объем газа при температуре  $T_2$ ?

(Ответ: 8,5 л)

3. Идеальный газ расширяется по закону  $pV = \text{const}$ , где  $p$  — давление газа;  $V$  — занимаемый им объем. Найдите первоначальную температуру газа  $T_1$ , если при увеличении его объема в три раза температура оказалась равной  $T_2 = 100$  К.

(Ответ: 300 К)

- 4. Какая масса углекислого газа  $\text{CO}_2$  растворена в бутылке с лимонадом объемом 0,5 л, если на одну молекулу газа приходится  $5,56 \cdot 10^5$  молекул воды?

(Ответ: 2,2 мг)

- 5. Оцените среднее расстояние между молекулами газа при нормальных условиях.

(Ответ: 3,35 нм)

■6. Капелька воды, взвешенная в воздухе, движется со средней квадратичной скоростью  $v \approx 1,7$  м/с. Радиус капли  $10^{-6}$  см. Найдите температуру воздуха.

(Ответ: 290 К)

7. При давлении  $10^5$  Па плотность воздуха  $1,29$  кг/м<sup>3</sup>. Вычислите среднюю квадратичную скорость его молекул.

(Ответ: 482 м/с)

8. На сколько процентов увеличится средняя квадратичная скорость молекул водяного пара при повышении температуры от  $37$  до  $40^\circ\text{C}$ ?

(Ответ: 48%)

9. Газ изотермически сжат от объема  $V_1 = 8$  л до объема  $V_2 = 6$  л. Давление при этом возросло на  $\Delta p = 4 \cdot 10^3$  Па. Определите первоначальное давление.

(Ответ: 12 кПа)

■10. Идеальный газ расширяют изотермически так, что его объем изменяется в 1,4 раза, а давление на  $\Delta p = 2$  атм. Найдите начальное давление газа.

(Ответ: 0,7 МПа)

■11. Электрическая лампа наполнена азотом при давлении  $p_1 = 600$  мм рт. ст. Объем лампы  $V = 500$  см<sup>3</sup>. Какая масса воды войдет в лампу, если под водой у нее отломить кончик при давлении  $p_2 = 760$  мм рт. ст.?

(Ответ: 105 г)

12. Начертите на  $VT$  и  $pT$  диаграммах процесс, изображенный на рисунке 32.8. Вещество — идеальный газ.

\*13. Аэростат объемом  $V = 300$  м<sup>3</sup> наполняется молекулярным водородом при температуре  $T = 300$  К и давлении  $p = 10^5$  Па. Какое время будет затрачено на наполнение оболочки аэростата, если из баллонов каждую секунду переходит в аэростат  $\Delta m = 25$  г водорода? До наполнения газом оболочка аэростата водорода не содержала. Газ считать идеальным.

(Ответ: 16 мин)

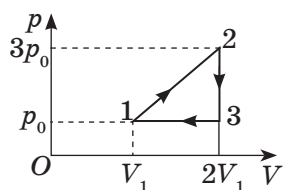


Рис. 32.8

14. В колбе емкостью 4 л находятся кислород и азот при температуре  $0^\circ\text{C}$ . Определите давление на стенки сосуда, если массы газов  $m_1 = m_2 = 1$  г.

(Ответ: 38 кПа)

\*15. Посередине горизонтальной трубки, запаянной с обоих концов, находится столбик ртути длиной  $h = 10$  см. В обе половины трубки закачан воздух под давлением  $p_0 = 760$  мм рт. ст. Длина трубки  $l = 1$  м. На какое расстояние сместится столбик ртути, если трубку поставить вертикально?

(Ответ: 3 см)

\*16. В стеклянной трубке находится воздух, закрытый столбиком ртути длиной 8 см. Если держать трубку открытым концом вверх, то длина воздушного столбика составит 4 см, а если вниз, то его длина будет 5 см. Определите атмосферное давление.

(Ответ: 720 мм рт. ст.)



## Рефлексия

1. Изученный материал привлек меня тем...
2. Материал показался интересным...

3. Заставил задуматься...
4. Навел на размышления...

Уравнение  $pV = \frac{m}{M}RT$  называется **уравнением состояния идеального газа**. Оно было получено русским ученым Д. И. Менделеевым и французским физиком-инженером Бенуа Клапейроном, поэтому носит название **уравнение Менделеева — Клапейрона**.

**Изопроцессы** — это процессы, происходящие с данной массой газа при каком-то неизменном термопараметре.

**Изотермический процесс** — при неизменной температуре произведение давления данной массы газа на объем, который она при этом занимает, остается величиной постоянной, т. е.  $pV = \text{const}$ . Этот закон носит название **закон Бойля — Мариотта**.

**Изобарный процесс** — при неизменном давлении объем данной массы газа линейно зависит от температуры, т. е.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

Этот закон носит название **закона Гей-Люссака**.

**Изохорный процесс** — при неизменном объеме давление данной массы газа прямо пропорционально его температуре, т. е.

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

Это и есть **закон Шарля**.

Все газовые законы, открытые экспериментально, легко получить из уравнения Менделеева — Клапейрона.

**Парциальным давлением** называется давление, которое оказывал бы каждый газ из смеси, если бы он один занимал весь данный объем. Дальтон установил, что **давление смеси газов равно сумме парциальных давлений всех газов, составляющих данную смесь**, т. е.  $p = p_1 + p_2 + \dots + p_n$ . Это и называется **законом Дальтона**. Его также легко получить, используя основное уравнение молекулярно-кинетической теории. Закон Дальтона позволяет рассчитать молярную массу смеси газов при любом соотношении масс составляющих ее газов.