



Виртуальный курс физики **МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА** **И ТЕРМОДИНАМИКА**

Лекция 6. Молекулярная физика.

ТЕОРИЯ, ЗАДАЧИ, ПОДГОТОВКА К ЕГЭ

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА И ТЕРМОДИНАМИКА

Лекция 6.

Тема: Основы молекулярно–кинетической теории. Идеальный газ. Скорости молекул идеального газа. Уравнение состояния идеального газа. Температура как мера средней кинетической энергии молекул идеального газа. Изопроцессы в идеальных газах. Закон Максвелла о распределении молекул по скоростям. Барометрическая формула и функция распределения Больцмана.

6.1. Основные положения молекулярно–кинетической теории

Молекулярно–кинетическая теория – учение, которое объясняет строение и свойства веществ движением частиц, из которых состоят вещества, и взаимодействием этих частиц между собой. Это учение базируется на следующих основных положениях:

- а) все вещества состоят из частиц – атомов, молекул и др.;*
- б) частицы, из которых состоит вещество, находятся в непрерывном хаотичном движении, называемом тепловым;*
- в) частицы вещества взаимодействуют между собой силами притяжения и отталкивания одновременно.*

Эти положения полностью подтверждаются теоретически и экспериментально.

Атом представляет собой наименьшую частицу химического элемента, сохраняющую его химические свойства. Атом состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов. Электрический заряд атомного ядра равен модулю суммы зарядов электронов данного атома, то есть атом является электрически нейтральным.

Молекула представляет собой наименьшую устойчивую частицу данного вещества, которая сохраняет химические свойства этого вещества. Молекула может состоять из одного или нескольких атомов, как одинаковых, так и разных химических элементов

Количеством вещества называется физическая величина, определяемая числом структурных элементов, из которых состоит вещество (атомов, молекул и т.д.). Единицей количества вещества служит *моль*. Моль- количество вещества, содержащее в себе столько характерных для данного вещества частиц (атомов, молекул и т.д.), сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода ^{12}C .

В одном моле любого вещества содержится одинаковое количество частиц (атомов, молекул и т.д.), равное $6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$. Это число называется *числом Авогадро* N_A .

Масса одного моля называется *молярной массой* μ . Если масса частицы (атома, молекулы и т.д.) равна m_0 , то

$$\mu = m_0 \cdot N_A.$$

Число молей ν , содержащихся в массе m вещества, равно

$$\nu = \frac{m}{\mu} \quad \text{или} \quad \nu = \frac{N}{N_A},$$

где N – число частиц в данной массе вещества.

Объем одного моля V_μ называется молярным объемом. При известной плотности ρ вещества:

$$V_\mu = \frac{\mu}{\rho}.$$

6.2. Опытное обоснование основных положений молекулярно–кинетической теории

Основные положения молекулярно – кинетической теории подтверждаются большим количеством физических явлений таких, как броуновское движение, диффузия, упругие деформации и др.

Броуновское движение представляет собой непрерывное хаотичное движение взвешенных частиц вещества, находящихся в жидкости или газе. Хаотичное движение таких частиц объясняется тем, что движущиеся молекулы жидкости сталкиваются с этими частицами и передают им свой импульс. В результате этого частицы непрерывно меняют направления своего движения и движутся по сложной траектории, представляющей собой ломаную линию.

Диффузия – процесс взаимного проникновения частиц одного вещества в пространство между частицами другого вещества, в результате чего происходит выравнивание плотностей (или концентрации) веществ при их смешивании друг с другом. Это явление обусловлено беспорядочным движением частиц. Диффузия наблюдается в газах, жидкостях и твердых телах.

Примером диффузии может служить состояние стратосферы, которая является смесью различных газов - кислорода, водорода, азота, водяных паров др. Под действием силы тяжести, которая различна для каждого газа, молекулы газов расположились бы в виде слоев. Однако вследствие диффузии газы перемешиваются и их смесь оказывается однородной.

Процесс диффузии ускоряется с ростом температуры, так как с увеличением температуры увеличивается скорость хаотического движения молекул.

Третье положение молекулярно-кинетической теории подтверждается наличием *сил упругости*, которые являются следствием одновременного действия сил взаимного притяжения и отталкивания между молекулами вещества. Эти силы обусловлены электрическим взаимодействием электронов и атомных ядер молекул, то есть они имеют электрическую природу.

На коротких расстояниях между центрами молекул (около 10^{-10} м) преобладают силы отталкивания F_1 , а при больших расстояниях – силы притяжения F_2 , которые быстро убывают с увеличением расстояния r между молекулами. На рис. 6.1 представлены зависимости этих сил, а так же их равнодействующей F от расстояния между центрами молекул.

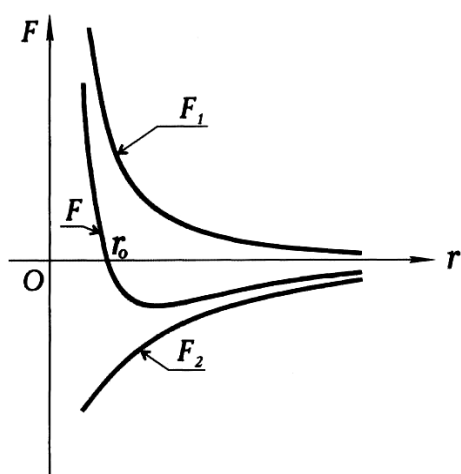


Рис. 6.1

При $r = r_0$ силы притяжения уравниваются силами отталкивания, и молекула находится в состоянии устойчивого равновесия. Этому состоянию молекул соответствуют наименьшее значение потенциальной энергии $W_{\text{п}}$ молекул (рис. 6.2). При изменении положения устойчивого равновесия (сближение или отдаление молекул) появляются силы, препятствующие нарушению устойчивого равновесия.

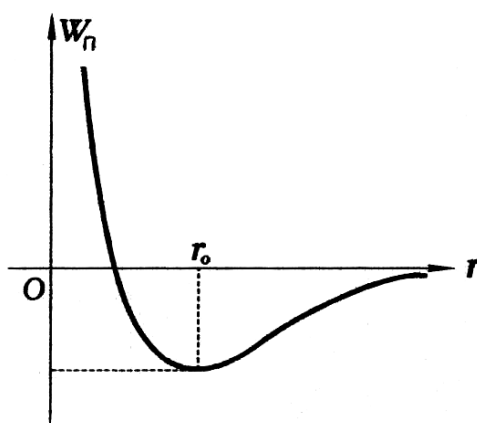


Рис. 6.2

6.3. Идеальный газ. Скорости молекул идеального газа

Идеальным газом называется газ, при рассмотрении которого не учитывается взаимодействие между его молекулами. При соударении между собой и со стенками сосуда молекулы такого газа принимаются за абсолютно упругие шарики предельно малых размеров.

Хаотичность движения молекул и их взаимодействие между собой приводит к тому, что их скорости непрерывно меняются как по модулю, так и по направлению. Кроме того, число молекул в газах, изучаемых в молекулярной физике, как правило, чрезвычайно велико и описать их движение с помощью законов механики невозможно. В этом случае применяется **статистический метод**, с помощью которого можно определить средние значения физических величин, описывающих движение молекул газа, и в частности средние значения скоростей молекул газа при данной температуре T .

1. **Средняя арифметическая скорость \bar{v}** , модуль которой

$$\bar{v} = \frac{v_1 + v_2 + \dots + v_N}{N},$$

где N – число молекул газа.

2. **Средняя квадратичная скорость u** , модуль которой

$$u = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}} = \sqrt{\bar{v}^2},$$

где \bar{v}^2 – средний квадрат скорости молекул.

6.4. Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов.

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории идеальных газов устанавливает связь между давлением p газа, его объемом V и кинетической энергией W_K хаотического поступательного движения его молекул:

$$pV = \frac{2}{3}W_K,$$

В этом выражении $W_K = \sum_{i=1}^N \frac{m_0 v_i^2}{2}$ – суммарная кинетическая энергия поступательного движения N молекул однородного газа, m_0 – масса одной молекулы, а v_i – ее скорость.

Так как

$$W_{\text{к}} = \sum_{i=1}^N \frac{m_0 v_i^2}{2} = \frac{Nm_0}{2} \left(\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N} \right),$$

то

$$W_{\text{к}} = \frac{Nm_0}{2} u^2 = \frac{mu^2}{2},$$

где $\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N} = u^2$, $m = m_0 N$ – масса газа, u – средняя квадратичная скорость его молекул.

Таким образом, основное уравнение молекулярно–кинетической теории идеальных газов может быть записано следующим образом:

$$pV = \frac{1}{3} mu^2.$$

С помощью этого уравнения давление p газа может быть выражено так:

$$p = \frac{1}{3} \frac{m}{V} u^2 = \frac{1}{3} \rho u^2 = \frac{1}{3} n m_0 u^2,$$

где ρ – плотность газа, n – концентрация его молекул.

Записанное для одного моля газа, основное уравнение принимает следующий вид:

$$pV_{\mu} = \frac{1}{3} N_A m_0 u^2 = \frac{2}{3} N_A \frac{m_0 u^2}{2} = \frac{2}{3} N_A \bar{W}_{\text{к}},$$

где $\bar{W}_{\text{к}} = \frac{m_0 u^2}{2}$ – представляет собой среднюю кинетическую энергию хаотического движения молекул газа, N_A – число Авогадро.

6.5. Уравнение состояния идеального газа (уравнение Менделеева–Клапейрона)

Физические величины, которые характеризуют систему в термодинамике, называются **термодинамическими параметрами**. К основным термодинамическим параметрам относятся давление p , объем V , абсолютная температура T .

Совокупность значений термодинамических параметров определяет **термодинамическое состояние системы**.

Уравнение, связывающее между собой основные параметры состояния, называется **уравнением состояния**.

Состояние идеального газа описывается **уравнением Менделеева-Клапейрона**:

$$pV = \frac{m}{\mu} RT,$$

где m – масса газа, μ – молярная масса, $R = 8,3 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – универсальная газовая постоянная.

Для одного моля газа уравнение состояния принимает вид

$$pV_{\mu} = RT,$$

где V_{μ} – молярный объем.

Учитывая, что число молей

$$\nu = \frac{m}{\mu} = \frac{N}{N_A},$$

уравнение состояния можно записать следующим образом:

$$p = \frac{N}{V} \frac{R}{N_A} T,$$

где $\frac{N}{V} = n$ – концентрация молекул, $\frac{R}{N_A} = k$ – постоянная Больцмана ($k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$).

С учетом величин n и k уравнение Менделеева – Клапейрона принимает вид

$$p = nkT.$$

6.6. Температура как мера средней кинетической энергии молекул идеального газа

Температура T – термодинамический параметр, характеризующий направление теплообмена между телами. В состоянии термодинамического равновесия устанавливается одинаковая для всех частей системы температура. С точки зрения молекулярно–кинетической теории **температура является мерой средней кинетической энергии теплового хаотического движения молекул газа**.

Действительно, сравнение основного уравнения молекулярно–кинетической теории и уравнения состояния идеального газа, записанных для одного моля,

$$pV_{\mu} = \frac{2}{3} N_A \overline{W}_K \text{ и } pV_{\mu} = RT$$

показывает, что $\frac{2}{3} N_A \overline{W}_K = RT$.

Отсюда следует, что

$$\overline{W}_K = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T = \frac{3}{2} kT.$$

Таким образом, средняя кинетическая энергия \overline{W}_K теплового хаотического движения молекул газа пропорциональна термодинамической температуре T .

Для измерения температуры используются тела, физические характеристики которых изменяются при изменении температуры. Такие тела называются **термометрическими телами**. С помощью термометрического тела устанавливается **температурная шкала**. В международной практической стоградусной шкале температура t измеряется в градусах Цельсия ($^{\circ}\text{C}$), в абсолютной термодинамической шкале температура T измеряется в кельвинах (K). Эти температуры связаны соотношением:

$$T = t + 273.$$

Температура $T = 0\text{K}$ называется **абсолютным нулем температуры**.

Из сопоставления формул для средней кинетической энергии молекул

$$W_{\text{к,ср}} = \frac{3}{2} kT \quad \text{и} \quad W_{\text{к,ср}} = \frac{m_0 u^2}{2}$$

можно получить выражение для средней квадратичной скорости молекул:

$$u = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}.$$

Так как $k = \frac{R}{N_A}$ и $m_0 = \frac{\mu}{N_A}$, то

$$u = \sqrt{\frac{3RT}{\mu}}.$$

6.7. Изопроцессы в идеальных газах

При изменении термодинамических параметров газ переходит из одного состояния в другое. Такой переход называется **термодинамическим процессом**.

Термодинамические процессы, протекающие в системе с неизменной массой при постоянном значении одного из параметров p , V или T , называются **изопроцессами**.

а) **Изотермическим процессом** называется процесс, протекающий при неизменной температуре ($T = \text{const}$). Это процесс подчиняется **закону Бойля–Мариотта**:

$$pV = \text{const}.$$

На термодинамической диаграмме в координатах p, V изотермический процесс изображается кривой, которая называется **изотермой** (рис. 6.3). На рис. 6.4 и 6.5 представлены графики изотермического процесса в координатах p, T и V, T .

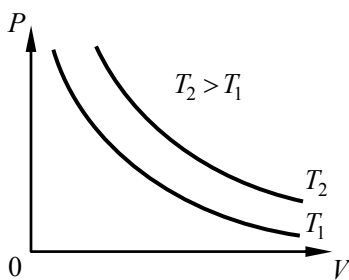


Рис. 6.3

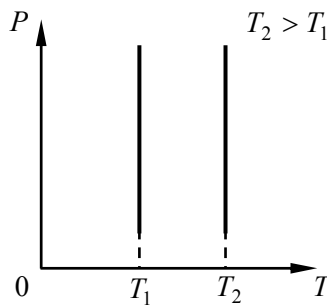


Рис. 6.4

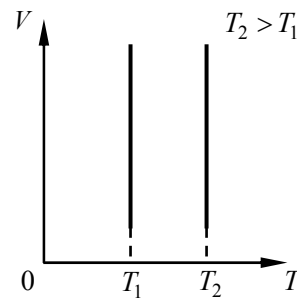


Рис. 6.5

При переходе газа из состояния 1 в состояние 2 его параметры связаны между собой равенством:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2.$$

б) **Изохорным процессом** называется процесс, протекающий при неизменном объеме V , занимаемом газом ($V = \text{const}$). Этот процесс подчиняется **закону Шарля**:

$$p = p_0(1 + \alpha_p t),$$

где p_0 – давление газа при $t = 0$ °C,

α_p – термический коэффициент давления газа, который характеризует относительное увеличения давления газа при нагревании его на один градус. Опытным путем установлено, что $\alpha_p = \frac{1}{273} \text{град}^{-1}$.

С учетом того, что $T = 273 + t$, закон Шарля можно записать как

$$p = p_0 \left(1 + \frac{1}{273} t\right) = p_0 \frac{1}{273} T.$$

Отсюда следует, что $p = \alpha_p p_0 T$ или $\frac{p}{T} = \alpha_p p_0$.

Так как $\alpha_p = \text{const}$ и для данной массы газа $p_0 = \text{const}$, то закон Шарля принимает следующий вид:

$$\frac{p}{T} = \text{const}.$$

Выражение для закона Шарля можно так же получить с помощью уравнения Менделеева – Клапейрона, в котором m, μ, R и V являются постоянными величинами.

При переходе газа из состояния 1 в состояние 2 в изохорном процессе его параметры связаны между собой равенством:

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

Графически на диаграммах в координатах p, t или p, T изохорный процесс изображается отрезком прямой, называемой изохорой (рис. 6.6, 6.7).

Если на диаграмме p, t изохору продолжить в область низких температур, то ее продолжение пересечет ось t в точке, соответствующей температуре равной -273°C , или абсолютному нулю температур $T_0 = 0\text{K}$.

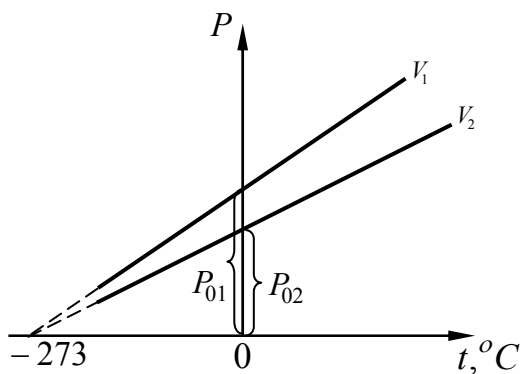


Рис. 6.6

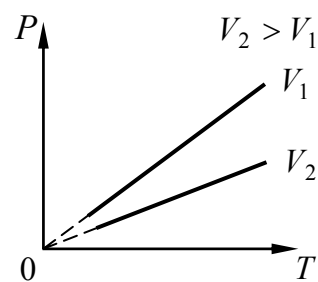


Рис. 6.7

В области низких температур изохоры изображены пунктиром, так как при низких температурах газы перестают быть идеальными и для них законы идеальных газов становятся неприменимы.

На рис. 6.8 и 6.9 изображены графики изохорного процесса в координатах p, V и V, T .

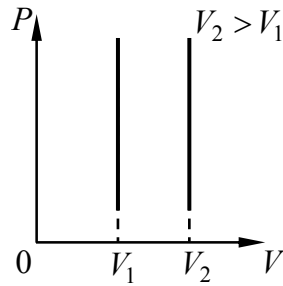


Рис. 6.8

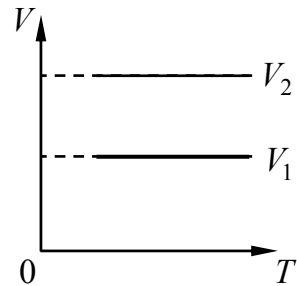


Рис. 6.9

в) **Изобарным процессом** называется процесс, протекающий при постоянном давлении газа ($p = \text{const}$). Этот процесс подчиняется закону *Гей-Люссака*:

$$V = V_0(1 + \alpha_V t)$$

где V_0 – объем, занимаемый газом при 0°C ,

α_V – термический коэффициент объемного расширения ($\alpha_V = 1/273 \text{ град}^{-1}$).

С учетом того, что $T = 273 + t \text{ }^\circ\text{C}$ закон Гей-Люссака может быть записан так

$$V = \alpha_V V_0 T \quad \text{или} \quad \frac{V}{T} = \alpha_V V_0.$$

Так как α_V и V_0 являются постоянными величинами, то $\frac{V}{T} = \text{const}$.

Выражение для закона Гей-Люссака можно также получить с помощью уравнения Менделеева-Клапейрона, в котором m , μ , R и p являются постоянными.

При переходе газа из состояния 1 в состояние 2 в изобарном процессе его параметры связаны между собой равенством

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

Графически на диаграммах в координатах V , t и V , T изобарный процесс изображается отрезками прямых линий, которые называются *изобарами* (рис. 6.10, 6.11).

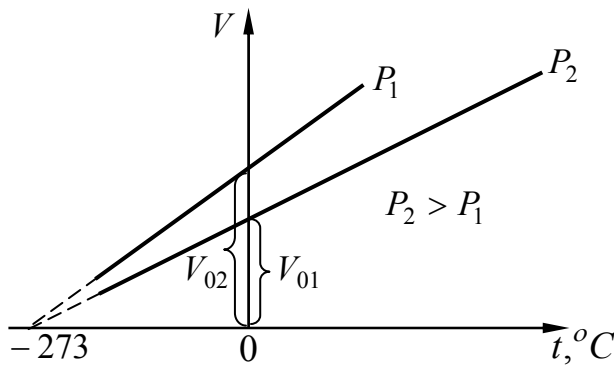


Рис. 6.10

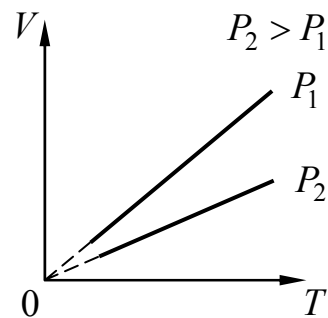


Рис. 6.11

В области низких температур законы идеальных газов становятся неприменимы и изобары изображаются пунктиром.

На рис. 6.12 и 6.13 представлены графики изобарного процесса в координатах V, p и p, T .

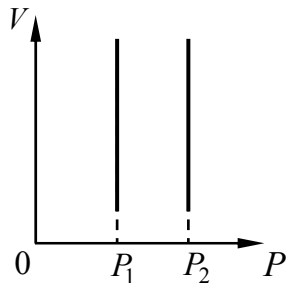


Рис. 6.12

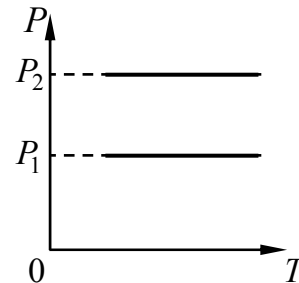


Рис. 6.13

6.8. Закон Максвелла о распределении молекул идеального газа по скоростям

Молекулы газа совершают хаотическое движение. В результате столкновений скорости молекул меняются как по величине, так и по направлению. Однако средняя квадратичная скорость молекул $u = \sqrt{3kT / m_0}$, находящихся в состоянии равновесия, остается постоянной. Это объясняется тем, что в газе устанавливается стационарное, не меняющееся со временем распределение молекул по скоростям. Это распределение описывается функцией распределения молекул по скоростям $F(v)$. Выражение для нее было выведено Дж. Максвеллом (1859). Физический смысл функции $F(v)$ состоит в следующем.

Пусть $dN(v)$ – число молекул, имеющих скорость в интервале от v до $v+dv$, N – общее число молекул газа. Функция $F(v)$ определяет относительное число молекул $dN(v)/N$:

$$\frac{dN(v)}{N} = F(v)dv$$

и имеет вид

$$F(v) = 4\pi \left(\frac{m_0}{2\pi kT} \right)^{3/2} v^2 e^{-\frac{m_0 v^2}{2kT}}.$$

Функция распределения $F(v)$ для трех разных температур $T_1 < T_2 < T_3$ изображена на рис. 6.14.

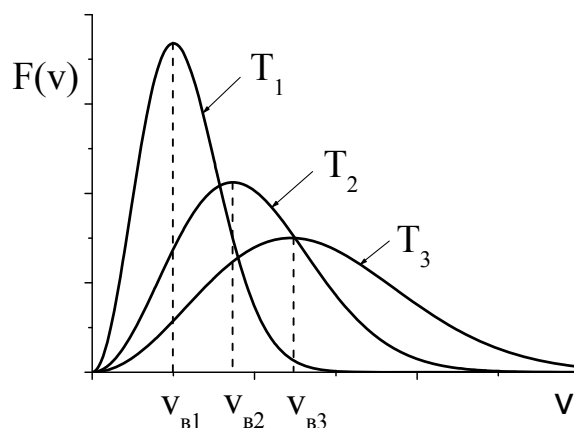


Рис.6.14

Скорость v_B , при которой функция $F(v)$ максимальна, называется **наиболее вероятной скоростью**,

$$v_B = \sqrt{\frac{2kT}{m_0}} = \sqrt{\frac{2RT}{\mu}}.$$

С повышением температуры наиболее вероятная скорость возрастает, поэтому максимум функции распределения молекул по скоростям сдвигается в сторону больших скоростей (на рис. 6.14 $T_1 < T_2 < T_3$, и поэтому $v_{B1} < v_{B2} < v_{B3}$).

Средняя скорость молекулы v_{cp} (средняя арифметическая скорость) определяется как

$$v_{cp} = \frac{1}{N} \int_0^{\infty} v dN(v) = \int_0^{\infty} v f(v) dv = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m_0}} = \sqrt{\frac{8RT}{\pi \mu}}.$$

С помощью функции распределения можно вычислить и среднюю квадратичную скорость u :

$$u^2 = \int_0^{\infty} v^2 F(v) dv = \frac{3kT}{m_0} = \frac{3RT}{\mu}.$$

Перечисленные выше скорости молекул газа связаны неравенствами $v_B < v_{cp} < u$.

6.9. Барометрическая формула и функция распределения Больцмана

Рассмотрим газ, состоящий из молекул с одинаковой массы, находящийся при постоянной температуре в однородном потенциальном поле сил $F=F(z)$, направленных вертикально вниз (в противоположном оси z направлении). Как известно, тела (молекулы), находящиеся в

потенциальном поле сил, обладают потенциальной энергией $W_{\Pi}=W_{\Pi}(z)$, при этом $F(z)$ и $W_{\Pi}(z)$ связаны соотношением $F(z) = -\frac{dW_{\Pi}(z)}{dz}$.

Выделим в газе элементарный объём $dV = Sdz$, где S – площадь основания выделенного объема, dz – его высота. Пусть $dp = p(z+dz) - p(z)$ – разность давлений на высотах $z+dz$ и z (рис. 6.15). Тогда на выделенный объем действует результирующая сила давления Sdp , направленная вверх.

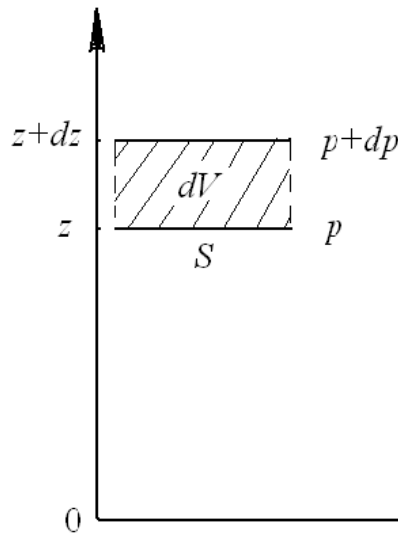


Рис. 6.15

С другой стороны, на каждую молекулу выделенного объема действует потенциальная сила $F(z)$. Число молекул в выделенном объеме равно ndV , где n – концентрация молекул. Таким образом, суммарная потенциальная сила, действующая на все молекулы выделенного объема и направленная вниз, равна $ndVF(z) = -nSdz \frac{dW_{\Pi}}{dz}$.

В покоящемся газе две упомянутые выше силы уравниваются друг друга, т.е.

$$Sdp = -nSdz \frac{dW_{\Pi}}{dz}.$$

Учтем в этом уравнении, что давление и температура газа связаны соотношением $p = nkT$. Так как T не зависит от координаты z , то $dp = kTdn$. Тогда получаем

$$kTdn = -ndW_{\Pi} \text{ или } \frac{dn}{n} = -\frac{dW_{\Pi}}{kT}.$$

Интегрирование последнего соотношения в предположении, что при $z = 0$ потенциальная энергия $W_{\Pi}(0) = 0$, а концентрация газа $n(0) = n_0$, даёт:

$$n(z) = n_0 \exp\left(-\frac{W_{\Pi}(z)}{kT}\right).$$

Это выражение называется *распределением Больцмана* для внешнего потенциального поля. Из него следует, что при постоянной температуре концентрация газа больше там, где меньше потенциальная энергия его молекул.

Из распределения Больцмана для молекул в поле силы тяжести $W_{\Pi}(z) = m_0gz$ следует *барометрическая формула* - зависимость концентрации газа от высоты z над поверхностью Земли:

$$n(z) = n_0 \exp\left(-\frac{m_0gz}{kT}\right) = n_0 \exp\left(-\frac{\mu gz}{RT}\right) = n_0 \exp\left(-\frac{z}{H}\right).$$

Величина $H = RT/\mu g \approx 8000$ м в этой формуле называется высотой стандартной атмосферы. На такой высоте концентрация молекул воздуха уменьшается в $e = 2,7$ раза.

От авторов

Возникли трудности в усвоении теоретического курса или в его применении при решении конкретных задач, тестов – записывайтесь на наши курсы и мы поможем Вам подойти к экзамену во всеоружии.

Наш адрес:

190031, г. Санкт-Петербург, Московский проспект, дом 9, ПГУПС, факультет довузовской подготовки.

Наши телефоны отдела заочной формы обучения:

8 (931) 214-51-45;

8 (812) 457-88-07 .