

МОЛЕКУЛЯРНАЯ ФИЗИКА

Общие положения

Молекулярная физика—раздел физики, в котором изучаются строение и свойства вещества исходя из молекулярно-кинетических представлений, основывающихся на том, что все тела состоят из молекул, находящихся в непрерывном хаотическом движении.

Процессы, изучаемые молекулярной физикой, являются результатом совокупного действия огромного числа молекул.

Законы поведения огромного числа молекул, являясь статистическими закономерностями, изучаются с помощью **статистического метода**

Выводы молекулярной физики макроскопических систем, часто называемой молекулярно-кинетической теорией, основаны на статистическом описании движения атомов и молекул, составляющих макроскопическую систему.

Макроскопической системой в физике называют большие тела, состоящие из огромного числа атомов и молекул.

Простейшей макроскопической системой является идеальный газ

Общие положения

В основе *молекулярно-кинетической теории* лежат **три положения:**

1. Все вещества – жидкие, твердые и газообразные – образованы из мельчайших частиц – молекул, которые сами состоят из атомов («элементарных молекул»). Молекулы химического вещества могут быть простыми и сложными, т.е. состоять из одного или нескольких атомов. Молекулы и атомы представляют собой электрически нейтральные частицы. При определенных условиях молекулы и атомы могут приобретать дополнительный электрический заряд и превращаться в положительные или отрицательные ионы.
2. Атомы и молекулы находятся в непрерывном хаотическом движении.
3. Частицы взаимодействуют друг с другом силами, имеющими электрическую природу. Гравитационное взаимодействие между частицами пренебрежимо мало.

Общие характеристики атомов и молекул

1) Размеры молекулы

$$V = Sd$$

где V - объем, взятого вещества;

S - площадь, занимаемая веществом;

d - диаметр одной молекулы вещества

$$d = \frac{V}{S}$$

Диаметр молекулы оливкового масла

$$d = \frac{0,001 \text{ см}^3}{6000 \text{ см}^2} \approx 1,7 \cdot 10^{-7} \text{ см}$$

$$d_{\text{H}_2} = 2,3 \cdot 10^{-10} \text{ м}; \quad d_{\text{H}_2\text{O}} = 3 \cdot 10^{-10} \text{ м}$$

Общие характеристики атомов и молекул

2. Относительная молекулярная масса (M_r) вещества – отношение массы молекулы этого вещества к $1/12$ массы $^{12}_6\text{C}$.

$$M_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_{\text{oc}}}$$

где m_0 – масса молекулы данного вещества;

m_{oc} – масса атома углерода

Относительные атомная и молекулярная массы являются величинами безразмерными. Масса, равная $1/12$ массы $^{12}_6\text{C}$ называется атомной единицей массы (а.е.м.). $1 \text{ а.е.м.} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$

3. Моль (ν) – количество вещества, в котором содержится число частиц (атомов, молекул, ионов, электронов или других структурных единиц), равное числу атомов в $0,012 \text{ кг}$ изотопа углерода $^{12}_6\text{C}$.

Число частиц, содержащихся в 1 моле вещества, называется *постоянной Авогадро N_A* .

Численное значение постоянной Авогадро – $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Общие характеристики атомов и молекул

4. Молярная масса (M) – масса одного моля. M измеряется в кг/моль.

Молярная масса и относительная молекулярная масса связаны соотношением:

$$M = M_r \cdot 10^{-3} \text{ (кг/моль)}$$

или

$$M = m_0 \cdot N_A$$

Если вещество представляет собой смесь, то молярная масса смеси рассчитывается как отношение массы смеси к количеству вещества всех компонентов, входящих в состав этой смеси:

$$M_{\text{см}} = \frac{m_{\text{см}}}{\nu_{\text{см}}} = \frac{m_1 + m_2 + \dots + m_n}{\nu_1 + \nu_2 + \dots + \nu_n},$$

где n – число компонентов.

Общие характеристики атомов и молекул

Число молей, содержащихся в массе m вещества, определяется формулой:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$m = m_0 N = m_0 \nu N_A = \nu M,$$

5) Число молекул вещества

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

6) Эффективный диаметр – это наименьшее расстояние, на которое сближаются центры двух молекул при столкновении. Его наличие говорит о том, что между молекулами действуют силы взаимного отталкивания.

$d_{эф}$, зависящим от химической природы вещества ($d_{эф} \approx 10^{-10}$ м).

Параметры состояния

Для описания поведения макросистем вводят физические величины, которые называют *параметрами состояния системы*.

Основными параметрами являются:

- давление (p);
- объем (V);
- температура (T).

Давление – скалярная физическая величина, равная отношению нормальной составляющей силы давления $F \perp$ к площади поверхности S .

$$p = \frac{F_{\perp}}{S},$$

$$[p] = \frac{\text{Н}}{\text{м}^2} = \text{Па (паскаль)}.$$

Параметры состояния

В технике широко используется внесистемная единица измерения давления— техническая атмосфера(ат):

$$1 \text{ ат} = 98066,5 \text{ Па} \approx 9,81 \cdot 10^4 \text{ Па}.$$

Для практических целей(измерение атмосферного давления, в медицине) используют миллиметры ртутного столба(мм рт. ст.):

$$1 \text{ мм рт. ст.} = 133,322 \text{ Па},$$

а также физическую атмосферу(атм):

$$1 \text{ атм} = 760 \text{ мм рт. ст.} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па}.$$

Измеряют давление манометрами, барометрами, вакуумметрами, а также различными датчиками давления.

Параметры состояния

Объем – область пространства, занимаемая системой.

$$[V] = \text{м}^3$$

Удельный объем v —это объем единицы массы. Когда тело однородно, т.е. его плотность $\rho = \text{const}$, то

$$v = \frac{V}{m} = \frac{1}{\rho}$$

Так как при постоянной массе удельный объем пропорционален общему объему, то макроскопические свойства однородного тела можно характеризовать **объемом тела**

Параметры состояния

Понятие температуры имеет смысл для равновесных состояний системы.

Равновесным состоянием называется состояние системы, не изменяющееся с течением времени.

Температура равновесного состояния— это мера интенсивности теплового движения ее молекул (атомов, ионов).

Температурные шкалы устанавливаются опытным путем.

В международной стогоградусной шкале температура измеряется в градусах Цельсия($^{\circ}\text{C}$) и обозначается t .

Считается, что при нормальном давлении в $1,01325 \cdot 10^5$ Па температура плавления льда равна 0°C , кипения воды— 100°C (**реперные точки**).

В термодинамической шкале температур температура измеряется в кельвинах(K) и обозначается T .

Параметры состояния

Абсолютная температура T и температура t по стоградусной шкале связаны соотношением:

$$T = t + 273,15$$

Температура $T = 0$ ($t = -273,15^\circ \text{C}$) называется **абсолютным нулем температуры**. За абсолютный нуль температуры принимается температура, при которой прекращается тепловое движение молекул.

Параметры состояния равновесной системы зависят друг от друга.

В молекулярно-кинетической теории пользуются идеализированной моделью *идеального газа*, согласно которой считают, что:

- 1) собственный объем молекул газа пренебрежимо мал по сравнению с объемом сосуда;
- 2) между молекулами газа отсутствуют силы взаимодействия;
- 3) столкновения молекул газа между собой и со стенками сосуда абсолютно упругие.

Наиболее близко свойствам идеального газа соответствуют достаточно *разреженные газы*. Модель идеального газа можно использовать также при изучении реальных газов, так как они в условиях, близких к нормальным (например, водород и гелий), а также при низких давлениях и высоких температурах близки по своим свойствам к идеальному газу. Кроме того, внося поправки, учитывающие собственный объем молекул газа и действующие молекулярные силы, можно перейти к теории реальных газов.

Законы идеальных газов

Рассмотрим законы, описывающие поведение идеальных газов.

В XVII – XIX веках были сформулированы опытные законы идеальных газов.

Изопроцессы идеального газа – процессы, при которых один из параметров остаётся неизменным.

1. **Изохорический процесс.** Закон Шарля. $V = \text{const}$.

Изохорическим процессом называется процесс, протекающий при постоянном объёме V .

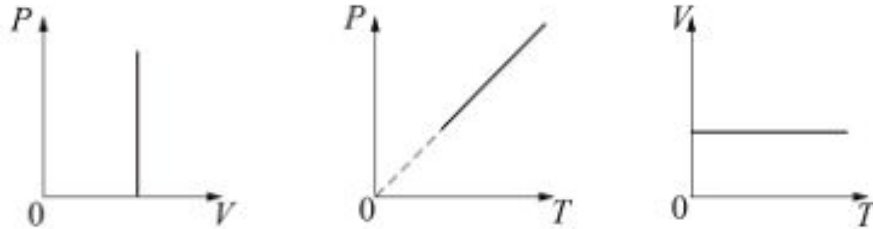
Поведение газа при этом изохорическом процессе подчиняется закону Шарля:

При постоянном объёме и неизменных значениях массы газа и его молярной массы, отношение давления газа к его абсолютной температуре остаётся постоянным: $P/T = \text{const}$.

Законы идеальных газов

Уравнение изохоры:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$



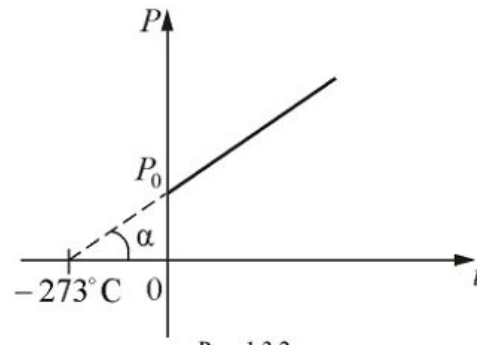
Графики изохорического процесса

Если температура газа выражена в градусах Цельсия, то уравнение изохорического процесса записывается в виде

$$P = P_0(1 + \alpha t),$$

где P_0 – давление при 0°C , α - температурный коэффициент давления газа равный $1/273^\circ\text{град}^{-1}$

График такой зависимости на Pt-диаграмме имеет вид



Законы идеальных газов

2. Изобарический процесс. Закон Гей-Люссака. $P = \text{const.}$

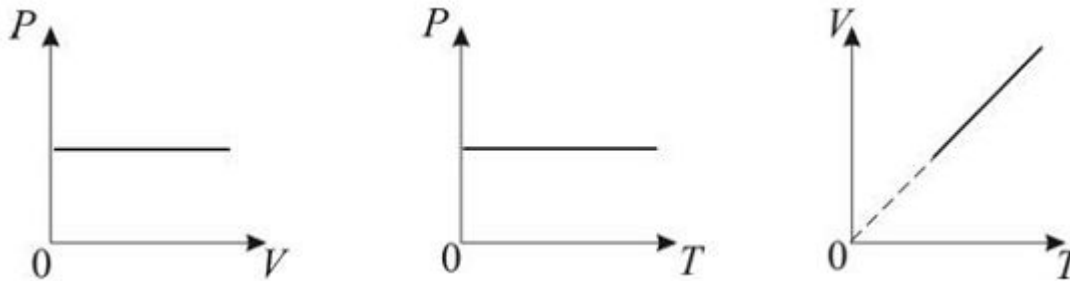
Изобарическим процессом называется процесс, протекающий при постоянном давлении P .

Поведение газа при изобарическом процессе подчиняется закону Гей-Люссака:

При постоянном давлении и неизменных значениях массы газа и его молярной массы, отношение объёма газа к его абсолютной температуре остаётся постоянным: $V/T = \text{const.}$

График изобарического процесса называется изобарой.

Графики изобарического процесса



Законы идеальных газов

Уравнение изобары:

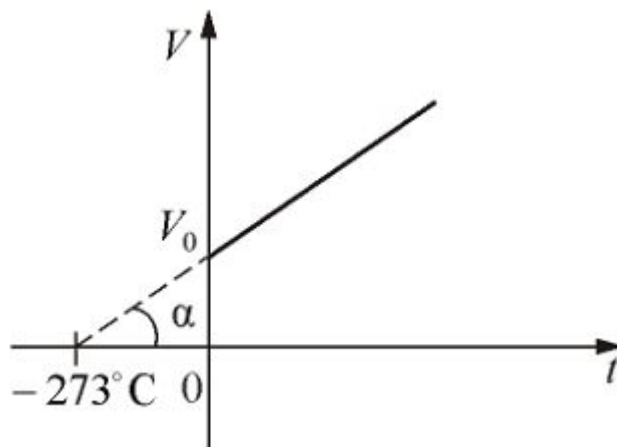
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Если температура газа выражена в градусах Цельсия, то уравнение изобарического процесса записывается в виде

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

где $\alpha = 1/273$ град⁻¹ - температурный коэффициент объёмного расширения.

График такой зависимости имеет вид



Законы идеальных газов

3. Изотермический процесс. Закон Бойля – Мариотта. $T = \text{const}$.

Изотермическим процессом называется процесс, протекающий при постоянной температуре T .

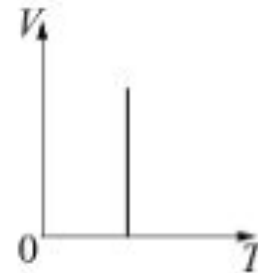
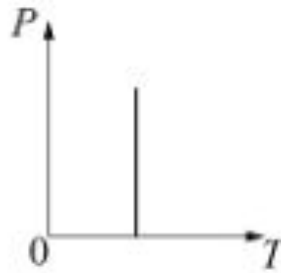
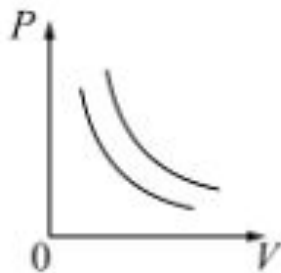
Поведение идеального газа при изотермическом процессе подчиняется закону Бойля – Мариотта:

При постоянной температуре и неизменных значениях массы газа и его молярной массы, произведение объёма газа на его давление остаётся постоянным: $PV = \text{const}$.

Уравнение изотермы:

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

График изотермического процесса называется изотермой



Законы идеальных газов

4) **Адиабатический процесс** – процесс, протекающий без теплообмена с окружающей средой, т.е. при полной теплоизоляции.

Уравнение адиабатического процесса(уравнение Пуассона)

$$pV^\gamma = const ,$$

где $\gamma = \frac{c_p}{c_v}$, c_p, c_v - теплоемкости при постоянном давлении и объеме.

5) **Закон Авогадро** 1 моль любого газа при одинаковых температуре и давлении занимает одинаковый объем.

При нормальных условиях этот объем равен $22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$.

В одном моле различных веществ содержится $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ молекул
число Авогадро

Законы идеальных газов

б) **Закон Дальтона**: давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений p_1, p_2, \dots, p_n входящих в неё газов:

$$P_{\text{см}} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

Парциальное давление **P_n** – давление, которое оказывал бы данный газ, если бы он один занимал весь объем.

При $P_{\text{см}} = P_1 + P_2$; $v_{\text{см}} = \frac{m_1}{\mu_1} + \frac{m_2}{\mu_2}$, давление смеси газов:

$$P_{\text{см}} = \frac{m_1 RT}{\mu_1 V} + \frac{m_2 RT}{\mu_2 V} = \frac{RT}{V} \left(\frac{m_1}{\mu_1} + \frac{m_2}{\mu_2} \right)$$

Уравнение Клапейрона– Менделеева

Состояние некоторой массы газа определяется тремя термодинамическими параметрами: **давлением p** , **объемом V** и **температурой T** .

Между этими параметрами существует определенная связь, называемая **уравнением состояния**, которое в общем виде дается выражением

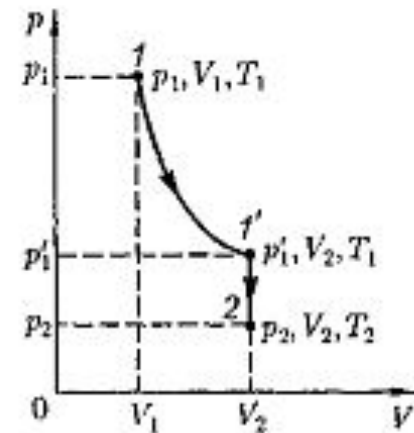
$$f(p, V, T) = 0,$$

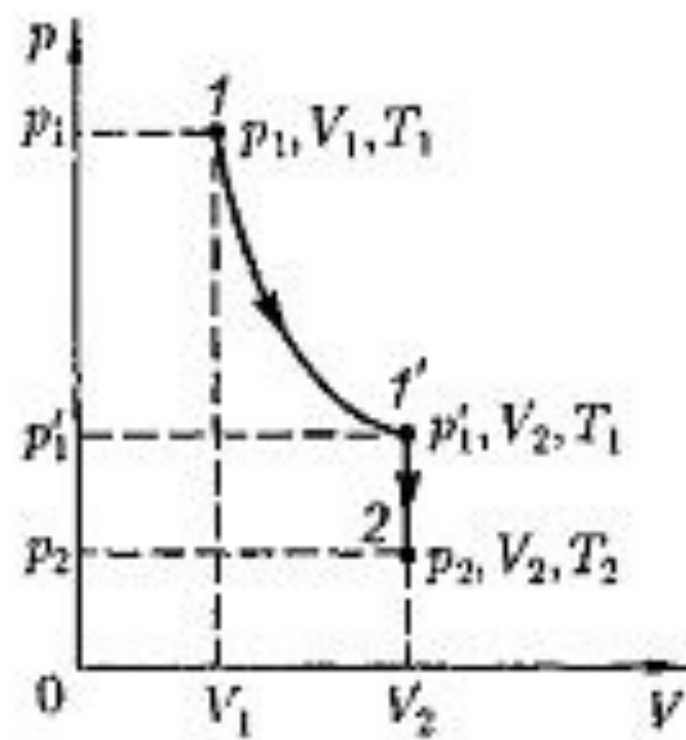
где каждая из переменных является функцией двух других.

Французский физик и инженер Б. Клапейрон вывел **уравнение состояния идеального газа**, объединив законы Бойля– Мариотта и Гей-Люссака.

Пусть некоторая масса газа занимает объем V_1 , имеет давление p_1 и находится при температуре T_1 . Эта же масса газа в другом произвольном состоянии характеризуется параметрами p_2 , V_2 , T_2 . Переход из состояния 1 в состояние 2 осуществляется в виде двух процессов:

- 1) изотермического(изотерма 1–1'),
- 2) 2)изохорного(изохора 1'–2).





Уравнение Клапейрона– Менделеева

В соответствии с законами Бойля– Мариотта и Гей-Люссака запишем:

$$p_1 V_1 = p'_1 V_2, \quad \frac{p'_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}.$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}.$$

Исключив из уравнений p'_1 , получим

Так как состояния 1 и 2 были выбраны произвольно, то для данной массы газа величина pV/T остается постоянной, т. е.

$$pV/T = B = \text{const.}$$

Полученное выражение является уравнением Клапейрона в котором ***B**– газовая постоянная, различная для разных газов.*

Д. И. Менделеев объединил уравнение Клапейрона с законом Авогадро, применив уравнение к одному моллю, используя молярный объем V_m

Согласно закону Авогадро, при одинаковых p и T моли всех газов занимают одинаковый молярный объем V_m , поэтому постоянная **B** будет одинаковой для всех газов.

Уравнение Клапейрона– Менделеева

Эта общая для всех газов постоянная обозначается R и называется молярной газовой постоянной.

$$PV_m = RT$$

Уравнение является уравнением состояния идеального газа, называемым также *уравнением Клапейрона– Менделеева*.

Числовое значение молярной газовой постоянной определим из полученной формулы, полагая, что моль газа находится при нормальных условиях

$$p_0 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па,}$$

$$T_0 = 273,15 \text{ К,}$$

$$V_m = 22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$$

$$R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$$

От уравнения для моля газа $PV_m = RT$ можно перейти к уравнению Клапейрона– Менделеева для произвольной массы газа.

Если при некоторых заданных давлении и температуре один моль газа занимает молярный объем V_m , то при тех же условиях масса m газа займет объем $V = (m/M) \cdot V_m$, где M –молярная масса(масса одного моля вещества)

Единица молярной массы– килограмм на моль(кг/моль).

Уравнение Клапейрона– Менделеева

Уравнение Клапейрона– Менделеева для массы m газа

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

где $\nu = m/M$ – количество вещества.

Другая форма уравнения состояния идеального газа использует **постоянную Больцмана**

$$k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К.}$$

Исходя из этого уравнение состояния запишем в виде

$$p = RT/V_m = kN_A T/V_m = nkT,$$

где $N_A/V_m = n$ – концентрация молекул (число молекул в единице объема).

Таким образом, из уравнения

$$P = nkT$$

следует, что давление идеального газа при данной температуре прямо пропорционально концентрации его молекул (или плотности газа). При одинаковых температуре и давлении все газы содержат в единице объема одинаковое число молекул. **Число молекул**, содержащихся в 1 м^3 газа при нормальных условиях, называется числом Лошмидта:

$$N_L = p_0/(kT_0) = 2,68 \cdot 10^{25} \text{ м}^{-3}.$$

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов связывает макроскопический параметр системы— давление, с характеристиками частиц.

При выводе этого уравнения предполагается, что массы всех молекул одинаковы, скорости всех молекул одинаковы по модулю, а все направления движения молекул равновероятны.

В результате получается основное уравнение МКТ газа:

$$p = \frac{1}{3} m_0 n \langle v^2 \rangle$$

где m_0 — масса одной молекулы; n — концентрация молекул; $\langle v^2 \rangle$ — средний квадрат скорости молекул.

Понятие *среднего квадрата скорости* вводится в связи с тем, что реально все частицы обладают разными скоростями. Он определяется следующим образом:

$$\langle v^2 \rangle = \frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N},$$

где N — число молекул.

Основное уравнение молекулярно-кинетической теории газов

Величина средней кинетической энергии теплового движения одной молекулы определяется

$$\langle \varepsilon \rangle = \frac{m_0 \langle v^2 \rangle}{2}$$

С учетом этого уравнения уравнение давления можно переписать в виде:

$$p = \frac{2}{3} n \langle \varepsilon \rangle$$

Давление, производимое идеальным газом, равно двум третьим средней кинетической энергии поступательного теплового движения всех молекул, содержащихся в единице объема.

Распределение Максвелла

При столкновении молекулы газа изменяют свои скорости.

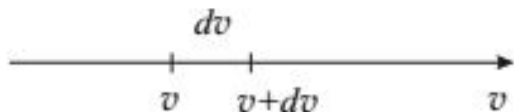
Изменение скорости молекул происходит случайным образом.

Нельзя заранее предсказать, какой численно скоростью будет обладать данная молекула: эта скорость случайна.

Распределение молекул по модулям скоростей описывают с помощью функции распределения $f(v)$:

$$\frac{dN_v}{N dv} = f(v),$$

где отношение $\frac{dN_v}{N}$ равно доле молекул, скорости которых лежат в интервале от v до $v+dv$; dv – ширина интервала



Зная вид $f(v)$, можно найти число молекул ΔN_v из числа данных молекул N , скорости которых попадают внутрь интервала скоростей от v до $v+\Delta v$.

Распределение Максвелла

$$\frac{dN_v}{N} = f(v) dv$$

Отношение дает вероятность того, что скорость молекулы будет иметь значение в пределах данного интервала скоростей dv .

Функция $f(v)$ должна удовлетворять условию нормировки, то есть должно выполняться условие:

$$\int_0^{\infty} f(v) dv = 1$$

Левая часть выражения дает вероятность того, что молекула обладает скоростью в интервале от 0 до ∞ .

Поскольку скорость молекулы обязательно имеет какое-то значение, то указанная вероятность есть вероятность достоверного события и, следовательно, равна 1.

Распределение Максвелла

Функция распределения была найдена теоретически Максвеллом.

Она имеет следующий вид и называется *функцией распределения*

Максвелла:

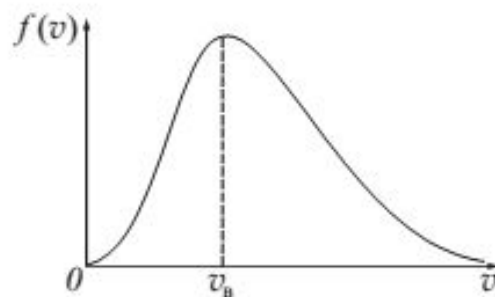
$$f(v) = 4\pi \left(\frac{m_0}{2\pi kT} \right)^{\frac{3}{2}} e^{-\frac{m_0 v^2}{2kT}} v^2.$$

где m_0 – масса молекулы.

Из формулы следует, что вид распределения молекул по скоростям зависит от природы газа (массы молекулы) и температуры T .

Давление и объем на распределение молекул по скоростям не влияют.

Схематичный график функции распределения Максвелла



Распределение Максвелла

Проведем анализ графика.

1. При скоростях стремящихся к нулю ($v \rightarrow 0$) и к бесконечности ($v \rightarrow \infty$) функция распределения также стремится к нулю. Это означает, что очень большие и очень маленькие скорости молекул маловероятны.
2. Скорость v_v , отвечающая максимуму функции распределения, будет наиболее вероятной. Это означает, что основная часть молекул обладает скоростями близкими к вероятной.

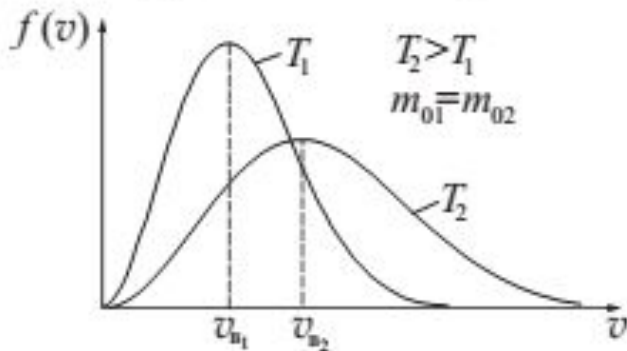
Можно получить формулу для расчета наиболее вероятной скорости:

$$v_v = \sqrt{\frac{2kT}{m_0}},$$

где k – постоянная Больцмана;
 m_0 – масса молекулы.

Распределение Максвелла

3. В соответствии с условием нормировки площадь, ограниченная кривой $f(v)$ и осью абсцисс равна единице.
4. Кривая распределения имеет асимметричный характер. Это означает, что доля молекул, имеющих скорости больше наиболее вероятной, больше доли молекул, имеющих скорости меньше наиболее вероятной.



Установленный Максвеллом закон распределения молекул по скоростям и вытекающие из него следствия справедливы только для газа, находящегося в равновесном состоянии.

5. Вид кривой зависит от температуры и природы газа. На рисунке приведена функция распределения для одного и того же газа, находящегося при разных температурах.

При нагревании максимум кривой понижается и смещается вправо, так как доля «быстрых» молекул возрастает, а доля «медленных» — уменьшается. Площадь под обеими кривыми остается постоянной и равной единице.

Закон Максвелла – статистический, применять его можно только к большому числу частиц.

Средние скорости

Пользуясь функцией распределения Максвелла $f(v)$, можно найти ряд средних величин, характеризующих состояние молекул.

Средняя арифметическая скорость — сумма скоростей всех молекул, деленная на число молекул:

$$\langle v \rangle = \frac{v_1 + v_2 + \dots + v_N}{N}$$

Средняя квадратичная скорость, определяющая среднюю кинетическую энергию молекул

$$\langle v_{\text{кв}} \rangle = \sqrt{\frac{v_1^2 + v_2^2 + \dots + v_N^2}{N}},$$

Расчет с использованием распределения Максвелла дает следующие формулы для расчета:

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8kT}{\pi m_0}}.$$

$$\langle v_{\text{кв}} \rangle = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}.$$

Средние скорости

Если учесть, что масса одной молекулы равна $m_0 = \frac{M}{N_A}$,

где M – молярная масса; N_A – число Авогадро, а также то, что $k \cdot N_A = R$, то выражения для наиболее вероятной, средней арифметической и средней квадратичной скоростей можно переписать следующим образом:

$$v_B = \sqrt{\frac{2RT}{M}};$$

$$\langle v \rangle = \sqrt{\frac{8RT}{\pi M}};$$

$$\langle v_{\text{кв}} \rangle = \sqrt{\frac{3RT}{M}}.$$

Сопоставляя данные значения, можно заметить, что они, одинаково зависят от температуры газа и молярной массы, отличаясь только множителем.

Их отношение выглядит следующим образом:

$$v_B : \langle v \rangle : \langle v_{\text{кв}} \rangle = 1 : 1,13 : 1,22.$$

Идеальный газ в однородном поле тяготения

Молекулы любого газа всегда находятся в поле тяготения Земли.

На распределение молекул атмосферного воздуха влияют два фактора: тепловое движение молекул и земное тяготение.

Если бы не было теплового движения, то все молекулы упали бы на Землю; если бы не было тяготения, то молекулы рассеялись бы по всей Вселенной.

Совместные действия теплового движения и земного тяготения приводят к такому состоянию атмосферы, при котором концентрация молекул и давление газа убывают с возрастанием высоты над Землей.

Барометрическая формула

Закон изменения давления p идеального газа с высотой h в однородном поле тяготения описывается *барометрической формулой* Лапласа

$$p = p_0 e^{-\frac{Mgh}{RT}},$$

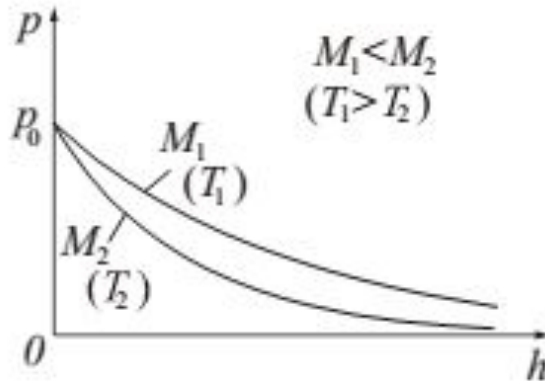
где p_0 – атмосферное давление на высоте $h=0$, т.е. высоте, принятой за начало отсчета; M – молярная масса газа.

Данная формула получена в предположении, что газ находится в состоянии термодинамического равновесия, т.е. его температура $T = \text{const}$.

Таким образом, давление идеального газа, находящегося в однородном поле тяготения в состоянии статистического равновесия, убывает с высотой по экспоненциальному закону.

Из формулы следует, что давление убывает с высотой тем быстрее, чем тяжелее газ (чем больше молярная масса M) и чем ниже температура.

Барометрическая формула



На рисунке представлены две кривые, описанные уравнением Лапласа. Их можно рассматривать, как соответствующие разным M (при одинаковой температуре T), или как соответствующие разным T (при одинаковой молярной массе M).

Барометрическую формулу можно преобразовать.
Для этого сделаем следующие замены:

$$M = m_0 N_A, \quad R = k N_A,$$

где m_0 – масса молекулы;
 N_A – число Авогадро;
 k – постоянная Больцмана.

Барометрическая формула

Преобразуем показатель экспоненты

$$\frac{Mgh}{RT} = \frac{m_0 N_A gh}{k N_A T} = \frac{m_0 gh}{kT}.$$

Барометрическая формула после этого примет вид:

$$p = p_0 e^{-\frac{m_0 gh}{kT}},$$

где $m_0 gh$ – потенциальная энергия молекулы на высоте h .

Распределение Больцмана

Согласно барометрической формуле

$$p = p_0 e^{-\frac{m_0 g h}{kT}} .$$

Произведем замену

$$p = nkT , \quad p_0 = n_0 kT ,$$

где n_0 – концентрация молекул при $h = 0$;

n – концентрация молекул на высоте h .

Получим:

$$n = n_0 e^{-\frac{m_0 g h}{kT}} .$$

Распределение Больцмана

Из анализа полученной формулы можно сделать следующие *выводы*.

1. С понижением температуры концентрация молекул на высотах, отличных от нуля, убывает. При $T=0$ концентрация молекул в пространстве равна нулю, т.е. $n=0$. Это значит, что при абсолютном нуле все молекулы под действием сил притяжения расположились бы на поверхности Земли.
2. Чем выше температура, тем равномернее распределяются молекулы. При $T \rightarrow \infty$, $n=n_0$. Это означает, что при высоких температурах молекулы распределились бы по высоте равномерно.

На разной высоте молекулы обладают разным запасом потенциальной энергии $\varepsilon_n = m_0gh$, следовательно, распределение молекул по высоте является вместе с тем распределением их по значениям потенциальной энергии.

Распределение Больцмана

С учетом этого формулу можно записать следующим образом:

$$n = n_0 e^{-\frac{\varepsilon_n}{kT}},$$

где n_0 – концентрация молекул, соответствующая тем точкам пространства, в которых потенциальная энергия равна нулю $\varepsilon_n = 0$;

n – концентрация молекул, соответствующая тем точкам пространства, где потенциальная энергия равна ε_n .

Данное распределение называют ***распределением Больцмана***.

Из которого следует, что молекулы располагаются с большей концентрацией там, где меньше их потенциальная энергия, и, наоборот, с меньшей концентрацией в местах, где их потенциальная энергия больше.