

ТЕРМОДИНАМИКА.

ИДЕАЛЬНЫЙ ГАЗ. ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

План

- 1. Предмет и основные понятия термодинамики и молекулярной физики.**
- 2. Идеальный газ. Термодинамические параметры газа.**
- 3. Уравнение состояния идеального газа.**
- 4. Изопроцессы. Газовые законы.**
- 5. Закон Дальтона.**

термодинамики и молекулярной физики

Термодинамика изучает общие тепловые свойства **макроскопических систем**, т.е. систем, состоящих из большого числа частиц, и для описания которых не требуется привлечения микроскопических характеристик системы.

Термодинамический подход оказывается тем точнее, чем больше частиц в системе. Термодинамический подход не требует привлечения упрощённых моделей рассматриваемых явлений, поэтому выводы термодинамики имеют *универсальный характер*.

Замкнутой системой называется система, изолированная от какого-либо внешнего воздействия. Замкнутую систему всегда можно разбить на составляющие её подсистемы, слабо взаимодействующие между собой.

Телом в термодинамике называют макроскопическую систему, заключённую в определенный объём.

Предмет и основные понятия термодинамики и молекулярной физики

Равновесным состоянием называется состояние макроскопической системы, в котором отсутствуют потоки (массы, заряда, энергии, импульса и т.п.) между её подсистемами. Замкнутая система по истечении достаточно большого промежутка времени всегда приходит в равновесное состояние.

Равновесное состояние макроскопической системы однозначно определяется несколькими термодинамическими параметрами. Так, равновесное состояние жидкости или газа (с фиксированным числом частиц) можно задать двумя параметрами – давлением P и объёмом V . В более сложных системах число термодинамических параметров увеличивается.

Термодинамика изучает вещества на основе макроскопических характеристик (p , V , T , внутренняя энергия), а молекулярная физика рассматривает вещества на основе их молекулярного строения.

Идеальный газ

Идеальный газ – физическая модель реального газа, представляющая собой совокупность большого числа материальных точек, между которыми отсутствует взаимодействие.

В этой модели пренебрегают двумя свойствами реального газа:

- наличием собственных размеров атомов и молекул; они считаются материальными точками;
- наличием взаимодействия между частицами (притяжением на больших расстояниях и отталкиванием на малых).

Как следствие этих пренебрежений *реальные газы подчиняются законам идеального газа только при:*

- малых плотностях или концентрациях, когда можно пренебречь размерами молекул и их взаимодействием;
- при температурах значительно выше температуры сжижения газа, когда кинетическая энергия значительно больше потенциальной энергии притяжения.

Термодинамические параметры

Газа

1 Термодинамическая температура – физическая величина, показывающая степень нагретости тел и являющаяся мерой средней кинетической энергии молекул.

В СИ термодинамическая температура измеряется в **Кельвинах**:

$$[T] = [K]$$

2 Объём. В СИ объём измеряется в **метрах кубических**:

$$[V] = [M^3]$$

3 Давление – физическая величина, характеризующая силу, действующую на единицу площади поверхности:

$$p = \frac{F}{S}$$

В СИ давление измеряется в **Паскалях**:

$$[p] = [Pa]$$

На практике используются внесистемные единицы измерения давления, которые связаны с **нормальным атмосферным давлением** следующим образом:

$$101325 \text{ Па} = 760 \text{ мм. рт. ст.} = 1 \text{ атм.} = 1 \text{ бар.}$$

Термодинамические параметры

газа

4 Плотность – физическая величина, численно равная массе вещества в единицу объема:

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

В СИ плотность измеряется в:

$$[\rho] = \left[\frac{\text{кг}}{\text{м}^3} \right]$$

5 Удельный объем – это физическая величина, характеризующая объем единицы массы вещества, т.е. величина, обратная плотности:

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

В СИ удельный объем измеряется в:

$$[v] = \left[\frac{\text{м}^3}{\text{кг}} \right]$$

Термодинамические параметры

газа

6 Концентрация характеризует количество частиц в единице объема вещества:

$$n = \frac{N}{V}$$

В СИ концентрация измеряется в:

$$[n] = [m^{-3}]$$

7 Молярная масса – это масса, которая приходится на один моль данного вещества.

В СИ молярная масса измеряется в: $[\mu] = [кг / моль]$

8 Количество вещества – физическая величина, характеризующая количество однотипных структурных единиц, содержащихся в веществе. Под структурными единицами понимаются любые частицы, из которых состоит вещество (атомы, молекулы, ионы, электроны или любые другие частицы).

В СИ количество вещества измеряется в: $[v] = [моль]$

Термодинамические параметры газа

Количество вещества определяется отношением массы m вещества к его молярной массе μ или отношением количества частиц N в данной массе вещества к числу Авогадро N_A :

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

Из этого равенства определяют **количество частиц в любой массе вещества**:

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

Эта формула является универсальной. Ее используют для расчета количества частиц в веществе определенной массы в ядерной физике.

Термодинамические параметры

газа

9 Число Авогадро N_A показывает количество частиц в одном моле вещества или в углероде массой 12 г:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

10 Взаимосвязь между концентрацией и плотностью вещества.

Массу вещества можно определить по формулам:

$$m = \rho V \quad \text{– из определения плотности вещества,}$$

$$m = m_0 N \quad \text{– из определения количества частиц в любой массе вещества.}$$

Приравняв правые части этих формул, получим:

$$\rho V = m_0 N \quad \Rightarrow \quad \rho = m_0 \frac{N}{V}$$

Следовательно:
$$\rho = m_0 n$$

Уравнение состояния идеального газа

Уравнение состояния идеального газа связывает между собой основные термодинамические параметры газа.

Экспериментально для идеального газа получены два уравнения состояния: *калорическое* и *термическое*.

Калорическое уравнение связывает внутреннюю энергию газа с температурой:

$$U = \frac{m}{\mu} cT$$

где c – экспериментальная константа.

Термическое уравнение – **уравнение Менделеева-Клапейрона**, устанавливающее связь между давлением, объемом и абсолютной температурой газов:

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

Уравнение состояния идеального

газа

Уравнение состояния можно записать через другие термодинамические параметры:

1 Так как $v = \frac{m}{\mu}$, то $pV = vRT$.

2 Если учесть, что $v = \frac{N}{N_A}$, то $pV = \frac{N}{N_A}RT$.

3 По определению плотности: $\rho = \frac{m}{V}$, тогда $p = \rho \frac{RT}{\mu}$.

Уравнение состояния идеального газа

4 По определению концентрации: $n = \frac{N}{V}$, следовательно:

$$p = n \frac{RT}{N_A}$$

$\frac{R}{N_A} = k$, где $k = 1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$ – постоянная Больцмана, которая связывает энергию и температуру.

Тогда получаем **основное уравнение молекулярно-кинетической теории (МКТ)**:

$$p = nkT$$

Уравнение Менделеева-Клапейрона справедливо только для идеальных газов.

Обобщенный газовый закон

Уравнение Менделеева-Клапейрона $pV = \frac{m}{\mu} RT$ для неизменной

массы газа запишется в виде:

$$\frac{pV}{T} = \frac{m}{\mu} R = \text{const}$$

Точное значение постоянной в правой части этого уравнения зависит от количества газа. Если количество газа равно одному молю, то соответствующая постоянная обозначается буквой **R** и называется универсальной газовой постоянной:

$$pV = RT$$

Это уравнение называют уравнением состояния идеального газа.

Универсальную газовую постоянную еще называют газовой постоянной:

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$$

Обобщенный газовый закон

Для любой, но постоянной, массы газа из уравнения Менделеева-Клапейрона получаем **обобщенный газовый закон**: отношение произведения давления газа на объем к его температуре есть величина постоянная для неизменной массы газа:

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

Если температура газа равна $T_n = 273,15 \text{ K}$ (0°C), а давление $p_n = 1 \text{ атм} = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$, то говорят, что газ находится при **нормальных условиях**.

Как следует из уравнения состояния идеального газа, один моль любого газа при нормальных условиях занимает один и тот же объем V_0 , который согласно **закону Авогадро** равен:

$$V_0 = 0,0224 \text{ м}^3/\text{моль} = 22,4 \text{ дм}^3/\text{моль}.$$

Для смеси невзаимодействующих газов уравнение состояния принимает вид:

$$pV = (v_1 + v_2 + \dots + v_n)RT$$

где v_1, v_2, v_3 и т.д. – количество вещества каждого из газов в смеси.

Изопроцессы. Газовые законы

Газ может участвовать в различных тепловых процессах, при которых могут изменяться все параметры, описывающие его состояние (давление, объем и термодинамическая температура). Если процесс протекает достаточно медленно, то в любой момент система близка к своему равновесному состоянию. Такие процессы называются **квазистатическими**.

Интерес представляют процессы, в которых один из параметров (давление, объем и термодинамическая температура) остается неизменным. Такие процессы называются **изопроцессами**.

Изотермический процесс

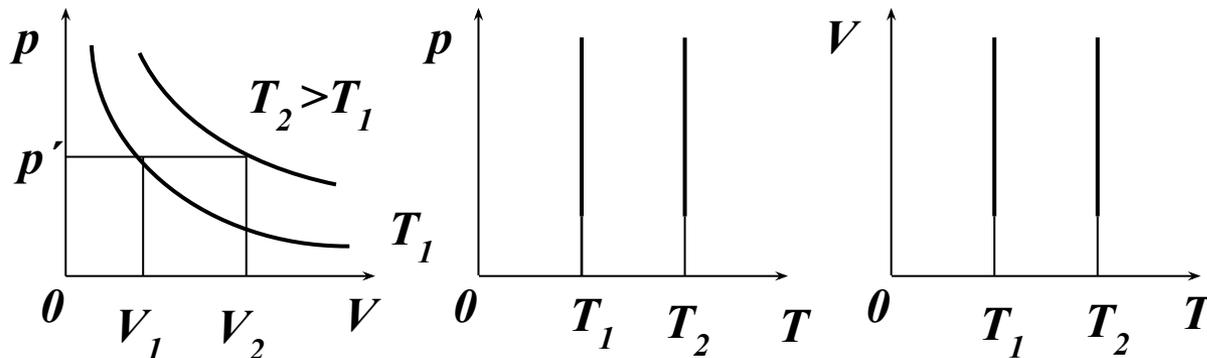
Изотермический процесс – процесс изменения состояния газа при постоянной температуре: $T = const$.

Из обобщенного газового закона:
$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

при постоянной температуре получается зависимость:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad \text{или} \quad pV = const$$

которая описывает **закон Бойля-Мариотта**: при постоянной температуре, неизменной массе и неизменном химическом составе газа произведение давления на объем есть величина постоянная.



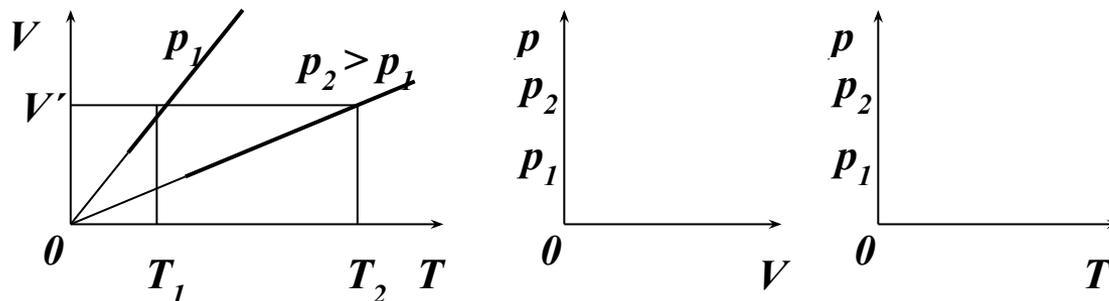
Изобарный процесс

Изобарный процесс – процесс изменения состояния газа при постоянном давлении: $p = const$.

Из обобщенного газового закона: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ при постоянном

давлении получается зависимость: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ или $\frac{V_1}{T_1} = const$,

которая описывает **закон Гей-Люссака**: **объем данной массы газа при постоянном давлении и постоянном химическом составе прямо пропорционален абсолютной температуре.**



Закон Гей-Люссака можно записать через температуру t , измеряемую по шкале Цельсия: $V = V_0 (1 + \alpha t)$ где V_0 – объем газа при 0°C , $\alpha = 1/273 \text{ K}^{-1}$ – температурный коэффициент объемного расширения, одинаковый для всех газов

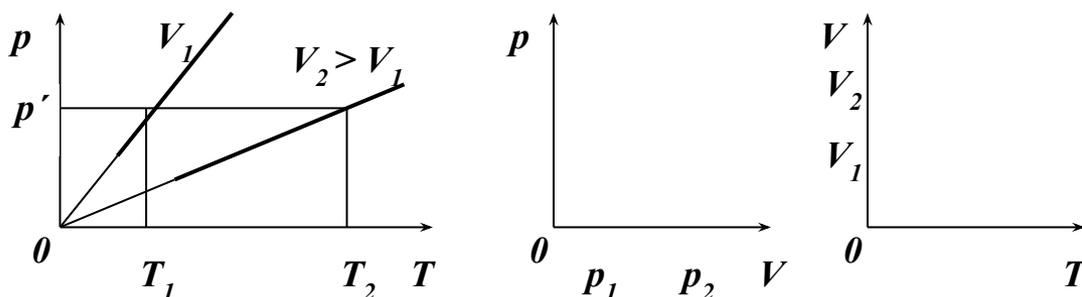
Изохорный процесс

Изохорный процесс – процесс изменения состояния газа при постоянном объеме: $V = const$.

Из обобщенного газового закона: $\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$ при постоянном

объеме получается зависимость: $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ или $\frac{P}{T} = const$,

которая описывает **закон Шарля**: давление данной массы газа при постоянном объеме и постоянном химическом составе прямо пропорционально абсолютной температуре.



Закон Шарля можно записать через температуру t , измеряемую по шкале Цельсия: $p = p_0 (1 + \beta t)$ где p_0 – объем газа при 0°C , $\beta = 1/273 \text{ K}^{-1}$ –

температурный коэффициент давления, одинаковый для всех газов

Закон Дальтона

Английский физик и химик Джон Дальтон (1766- 1844) сформулировал закон парциальных давлений газов, а также обнаружил зависимость растворимости газов от их парциального давления.

Парциальное давление (от лат. – *частичный, часть*) – давление, которое имел бы газ, входящий в состав газовой смеси, если бы он один занимал объём, равный объёму смеси при той же температуре.

Для смеси идеальных газов выполняется **закон Дальтона**: **давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений всех компонентов смеси:**

$$p = \sum_{i=1}^n p_i$$