




2.1.1 Температура и ее измерение.

2.1.2 Абсолютный нуль температуры и термодинамическая шкала.

2.1.3 Газовые законы. Уравнение состояния идеального газа



Величины, характеризующие состояние макроскопических тел без учета их молекулярного строения (V , p , t), называют **макроскопическими параметрами**.

Тепловое равновесие – такое состояние тела, при котором его макроскопические параметры не меняются длительное время.

Температура – мера теплового равновесия тела или системы тел. И сведения о температурах двух тел дают нам представление о направлении перехода тепла – от более нагретого тела к менее нагретому.

Распространённые в быту термометры – ртутные, спиртовые и т.д. – не отвечают физическим стандартам измерения температур.



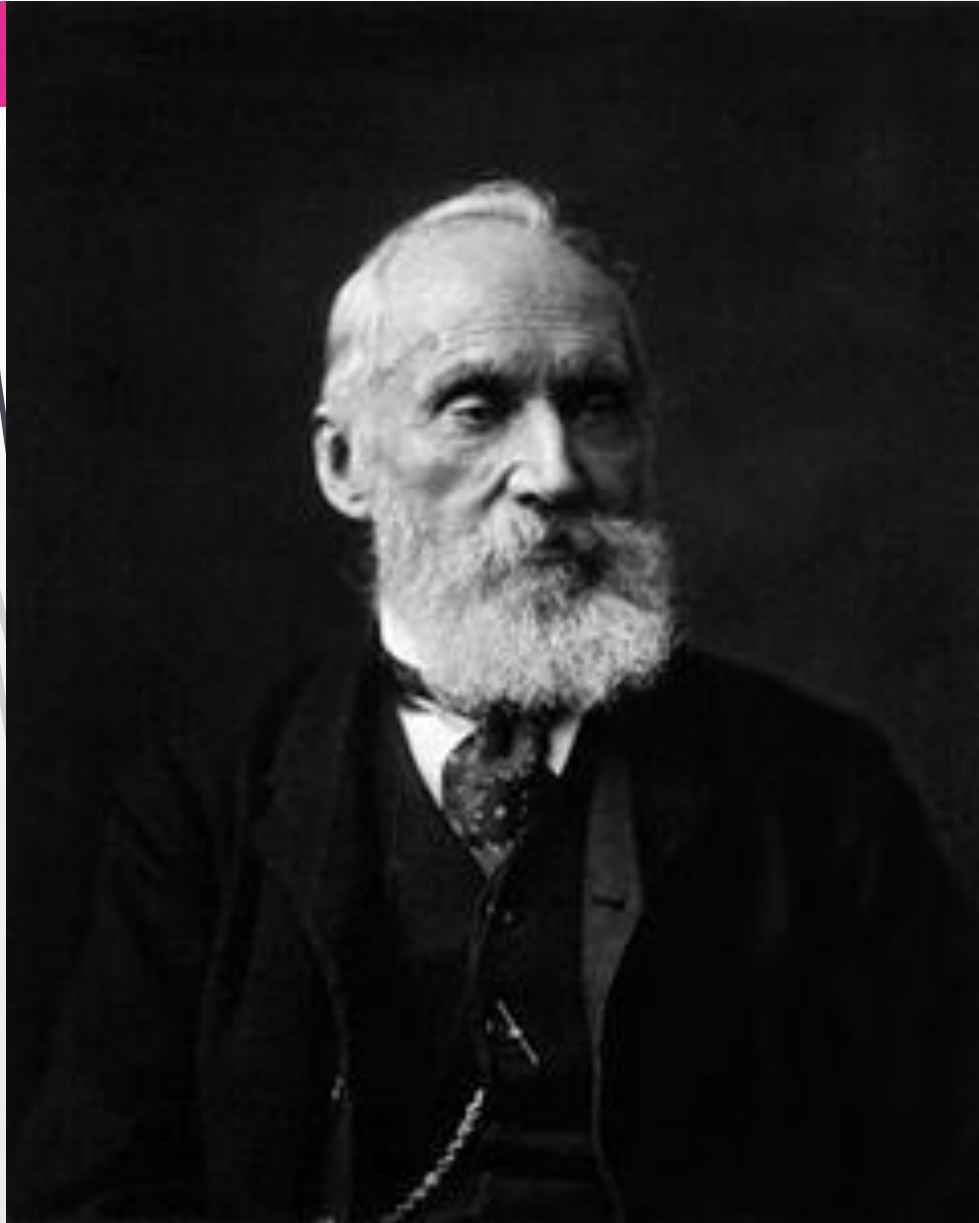
Причины:

- Различные термометры используют различные вещества в качестве индикатора, поэтому на одно и то же изменение температуры в зависимости от свойств конкретного вещества термометры реагируют по-разному;
- Произвольность выбора начала отсчёта шкалы температур.

По шкале Цельсия, при градуировке термометра берется за 0 температура тающего льда, а за 100 - температуру кипения воды и затем делят шкалу на 100 равных частей, называемых градусами.

Т.к различные жидкости расширяются при нагревании не одинаково, то и градусы спиртового и ртутного термометров будут отличаться.





Поэтому для работы с физическими величинами необходима абсолютная шкала.

Эту шкалу ввёл в 1848 г английский физик лорд Кельвин. Зная, что при росте температур скорость движения молекул и атомов тоже растёт, нетрудно установить, что при уменьшении температур скорость будет падать и при определённой температуре рано или поздно станет нулём, как и давление (исходя из основного уравнения МКТ). Эту температуру и выбрали за начало отсчёта. Температура не может достигнуть значения меньше этого значения, поэтому оно получило название «абсолютный ноль температур».

Обозначение температуры: **T**
Единица измерения: **К**,
«КЕЛЬВИН»

Перевод к шкале Кельвина: **$1\text{К} = 1^\circ\text{С} + 273$**

Абсолютный ноль температур –
это температура **$T = 0\text{К} = -273^\circ\text{С}$**



Температура является мерой средней кинетической энергии поступательного движения.

$$P = \frac{1}{3} \cdot n \cdot m_0 \cdot \overline{v_0^2}$$

$$\left. \begin{array}{l} P \sim \overline{v_0^2} \\ v^2 \sim T \end{array} \right\} \Rightarrow \overline{E_k} \sim T$$

Конкретное же формульное соотношение вывел австрийский физик Людвиг Больцман:

$$\overline{E}_k = \frac{3}{2} kT$$

Где k – постоянная Больцмана, $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/ кг.

Рассмотрим, как будет зависеть давление идеального газа от температуры. Для этого запишем основное уравнение МКТ в следующем виде:

$$P = \frac{2}{3} n \cdot \overline{E}_k \Rightarrow P = n \cdot k \cdot T$$

Закон Авогадро: в равных объёмах при одинаковых температурах и давлениях содержится одинаковое число молекул.



Измерение скоростей молекул газа:

$$\left. \begin{array}{l} \overline{E_K} = \frac{3}{2} kT \\ \overline{E_K} = \frac{m_0 \bar{v}^2}{2} \end{array} \right\} \quad \bar{v}^2 = 3 \frac{kT}{m_0} \quad \Rightarrow \quad \bar{v} = \sqrt{3 \frac{kT}{m_0}}$$

Выведем уравнение состояния идеального газа:

$$P = n \cdot k \cdot T \Rightarrow P = \frac{N}{V} \cdot k \cdot T \Rightarrow \frac{PV}{T} = N \cdot k$$

ЗНАЯ, что произведение констант – константа, получаем так называемое **уравнение Клайперона**:

$$\frac{PV}{T} = \text{const}$$

При неважно каком изменении одного из параметров порции газа, остальные будут меняться таким образом, что такое соотношение, как $\frac{PV}{T}$ остаётся неизменной величиной.

Формулировку уравнения состояния вывел в 1834 г. Бэнуа Клапейрон. Уравнение справедливо только для того случая, когда масса порции газа постоянна, а следовательно, и количество частиц постоянно.


в 1874 г., теперь уже русский химик Дмитрий Менделеев рассмотрел частный случай порции вещества в количестве 1 моль. Для такого количества вещества количество частиц нам конечно же известно и это число Авогадро: $\frac{PV}{T} = N_A \cdot k$

Константа в правой части уравнения будет одной и той же для абсолютно любого газа. R – универсальная газовая постоянная

$$R = N_A \cdot k = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$$

Обобщив все данные, можно выделить **уравнение Менделеева – Клайперона:**


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



Количественные зависимости между двумя параметрами газа называю **газовыми законами**.

Процессы, протекающие при неизменном значении одного из параметров, называют **изопроцессами**.

Изопроцесс – идеализированная модель реального процесса, которая только приближенно отражает действительность.

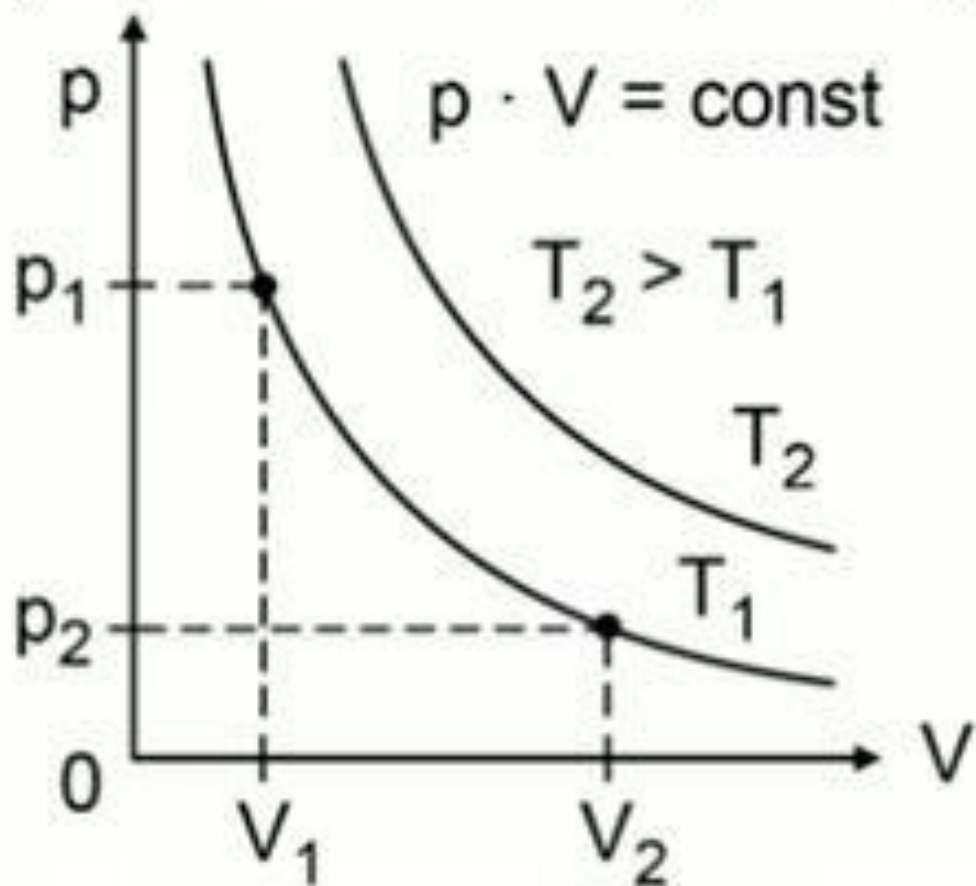


Изотермический процесс – процесс перехода идеального газа из одного состояния в другое без изменения температуры. Закон, описывающий связь между параметрами газа при таком процессе, называется закон Бойля-Мариотта в честь двух учёных, практически одновременно выведших его: англичанина Роберта Бойля и француза Эдма Мариотта.

$$pV = \text{const} \text{ при } T = \text{const}$$


Для газа данной массы при постоянной температуре произведение давления на его объём постоянно.

Изотермический процесс (закон Бойля – Мариотта)



При увеличении объёма наблюдается уменьшение давления, и наоборот. График зависимости давления газа от объёма при постоянной температуре называется **изотермой**.


Изотерма газа изображает обратно пропорциональную зависимость между давлением и объёмом.

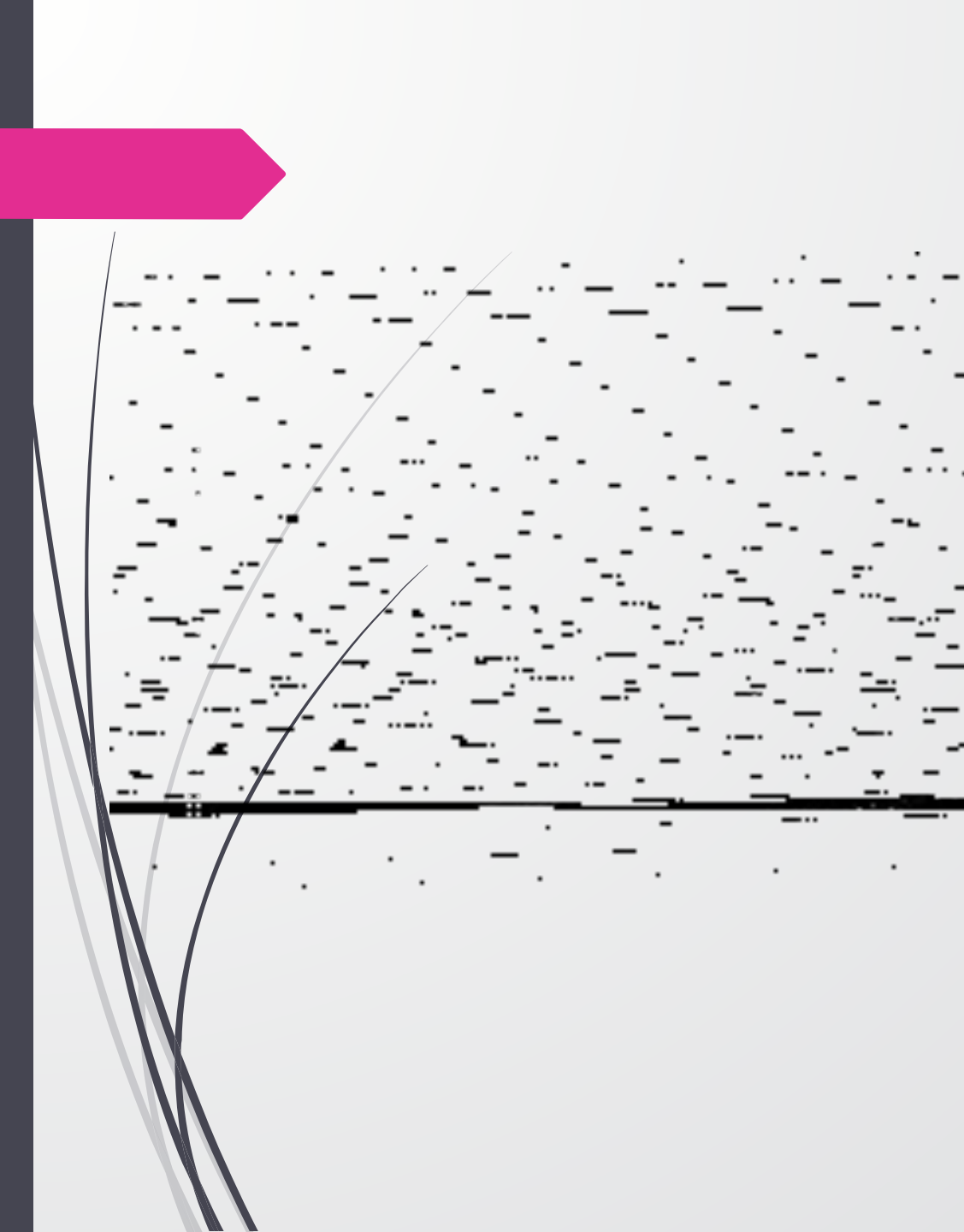


Изобарный (или **изобарический**) **процесс** – процесс перехода идеального газа из одного состояния в другое при постоянном значении давления. Впервые такой процесс рассмотрел французский учёный Жозеф-Луи Гей-Люссак, поэтому закон носит его имя.

$$\frac{V}{T} = \text{const} \text{ при } p = \text{const}$$

Для данной массы при постоянном давлении отношение объёма к температуре постоянно.






При увеличении температуры наблюдается увеличение объёма, и наоборот.

График зависимости меняющихся величин в уравнении, то есть T и V называется **изобарой**.

В области низких температур все изобары идеального газа сходятся в точке $T=0$. Все газы при сильном охлаждении превращаются в жидкости, а к жидкостям уравнение состояния не применимо. Поэтому, начиная с некоторого значения температуры, зависимость объёма от температуры проводится на графике пунктирной линией.

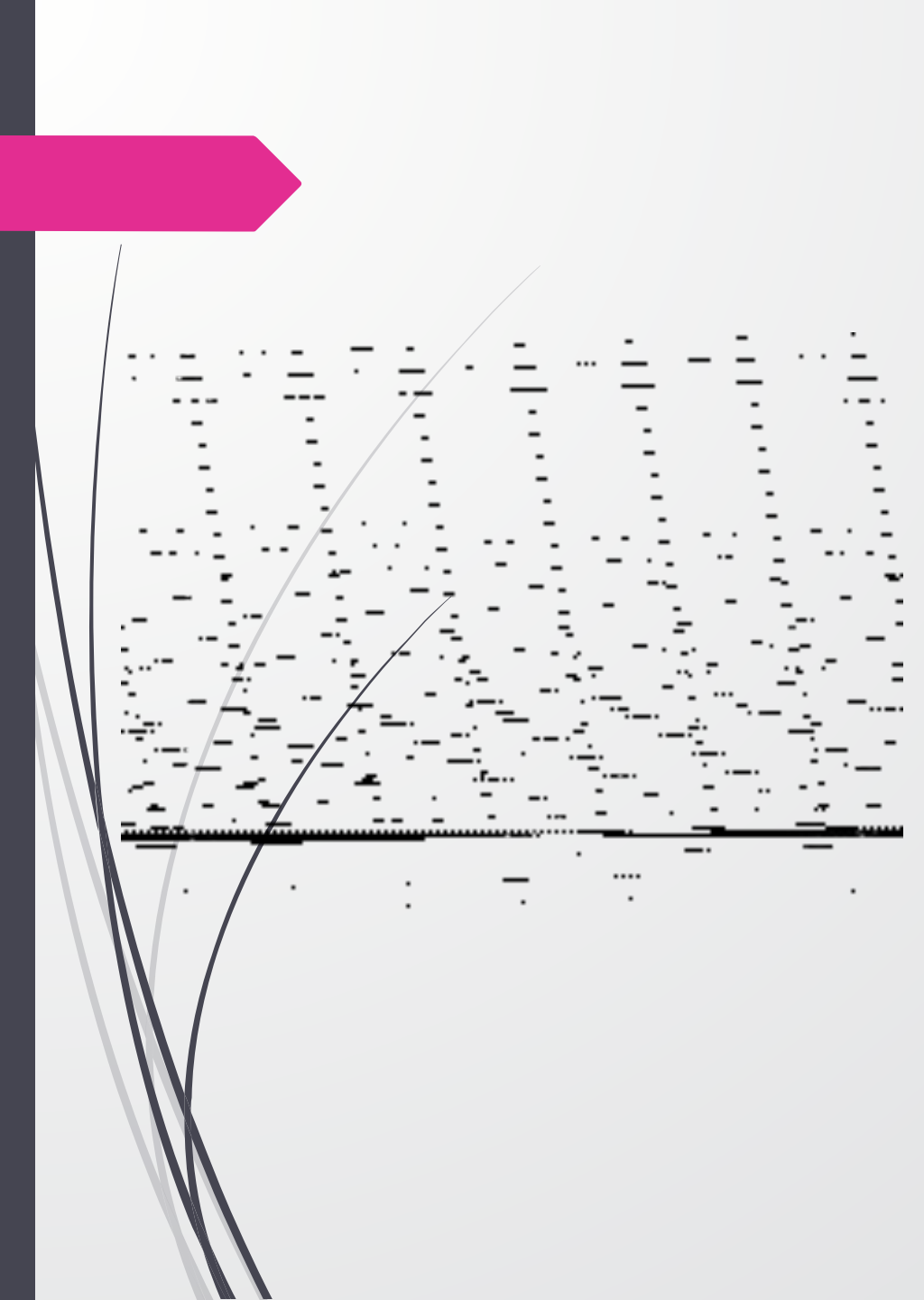


Изохорный (или **изохорический**) **процесс** – процесс перехода идеального газа из одного состояния в другое при постоянном значении объёма. Процесс рассмотрен впервые французом Жаком Шарлем, поэтому закон носит его имя.

$$\frac{P}{T} = \text{const при } V = \text{const}$$

Для газа данной массы отношение давления к температуре постоянно, если объем не меняется.





При увеличении температуры наблюдается увеличение давления, и наоборот.

График зависимости меняющихся величин в уравнении, то есть T и P , имеет следующий вид и называется **изохорой**.

Все изохоры идеального газа начинаются в точке $T=0$. Значит, давление идеального газа при абсолютном нуле равно нулю.

Название процесса	Постоянный параметр	Формула газового закона	Название газового закона	Графическое представление газового закона
Изотермический	T температура	$p \cdot V = \text{const}$ $p_1 \cdot V_1 =$ $= p_2 \cdot V_2 = \dots$	Бойля – Мариотта	
Изобарный	p давление	$\frac{V}{T} = \text{const}$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots$	Гей-Люссака	
Изохорный	V объём	$\frac{p}{T} = \text{const}$ $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \dots$	Шарля	