

ЛЕКЦИЯ 4

1. Уравнение состояния идеального газа (уравнение Клайперона)
2. Уравнение Менделеева-Клайперона
3. Частные случаи уравнения состояния идеального газа. Изопроцессы
4. Свойства газов и их использование

1. Уравнение состояния идеального газа (уравнение Клайперона)

В 1834 г. Французский физик Б.Клайперон, работавший длительное время в Петербурге, вывел уравнение идеального газа для постоянной массы газа ($m = \text{const}$).

Из уравнения $\frac{m_0 \bar{v}^2}{2} = \frac{3}{2} kT$

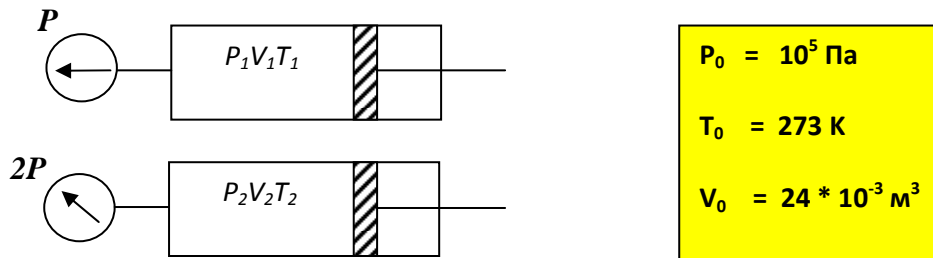
и основного уравнения МКТ $p = \frac{2}{3} n \frac{m_0 \bar{v}^2}{2}$

получаем $p = nkT$ зная, что $n = \frac{N}{V}$, $N = \text{const}$, получим $p = \frac{NkT}{V}$

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

Это уравнение связывает давление, объем и температуру, которое определяет состояние идеального газа, и называется *уравнением состояния идеального газа*.

Для постоянной массы идеального газа отношение произведения давления на объем к данной температуре есть величина постоянная.



$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} = \text{const} \quad - \text{уравнение Клайперона}$$

2. Уравнение Менделеева-Клайперона

Для одного моля газа при нормальных условиях

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{10^5 * 0.024 \frac{\text{м}^3}{\text{МОЛЬ}}}{273\text{К}} = 8,31 \frac{\text{Н} * \text{м}^3}{\text{м}^2 * \text{МОЛЬ} * \text{К}}$$

или

$$N_A k = 6.02 * 10^{23} \text{МОЛЬ}^{-1} * 1,38 * 10^{-23} \frac{\text{Дж}}{\text{К}} = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{МОЛЬ} * \text{К}} = R$$

R – универсальная газовая постоянная

В 1874 г. Д.И.Менделеев вывел уравнение для произвольного числа молекул

$$N = \frac{m}{m_0} \rightarrow N = \frac{m}{M} N_A \rightarrow \frac{PV}{T} = \frac{m}{M} N_A k \rightarrow \frac{PV}{T} = \frac{m}{M} R$$

или

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

это и есть уравнение Менделеева-Клайперона.

3. Частные случаи уравнения состояния идеального газа. Изопроцессы

Всякое изменение состояния тела называется термодинамическим процессом. В любом термодинамическом процессе изменяются параметры, определяющие состояние тела.

Нет ни одного процесса, при котором изменялся бы только один параметр. Изменение одного параметра ведет к изменению остальных.

Процесс, при котором один из параметров сохраняется постоянным, а два других изменяются, называют изопроцессом.

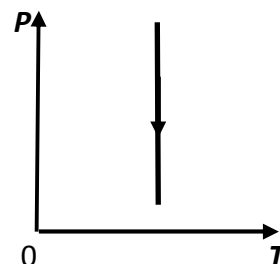
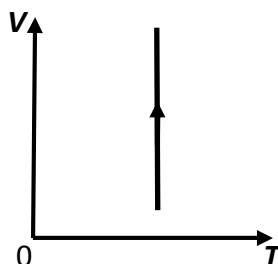
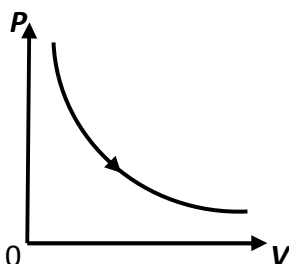
а. Изотермический процесс. Закон Бойля - Мариотта.

В 1662 г. английский ученый Р.Бойль и в 1667г. независимо от него французский ученый Э.Мариотт на основе опытов установили, что для данной массы газа при постоянной температуре произведение объема газа на соответствующее ему давление есть величина постоянная.

$$\text{при } T = \text{const} \rightarrow PV = \text{const}$$

или

$$\frac{P_1}{P_2} = \frac{V_2}{V_1}$$



б. Изобарный процесс. Закон Гей - Люссака.

Изучая поведение газа при изменении температуры, французский физик Гей-Люссак в 1802 г. Установил, что для данной массы газа отношение объема к температуре постоянно, если давление газа не меняется.

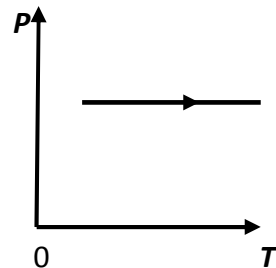
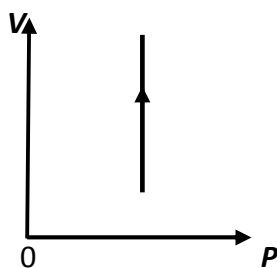
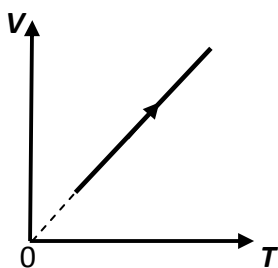
$$\text{при } P = \text{const} \rightarrow \frac{V}{T} = \text{const}$$

или

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

Объем данной массы газа при постоянном давлении зависит от температуры по линейному закону.

$$V = V_0(1 + \alpha_V \Delta t) \quad \text{где } \alpha_V \text{ — коэффициент объемного расширения.}$$



в. Изохорный процесс. Закон Шарля.

Французский ученый Ж.Шарль и независимо от него французский физик Гей-Люссак в 1787 г. установили, что для данной массы газа отношение давления к температуре постоянно, если объем газа не меняется.

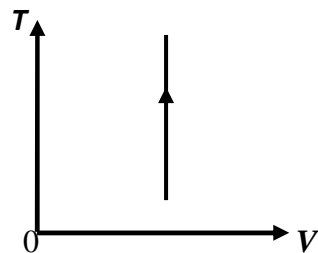
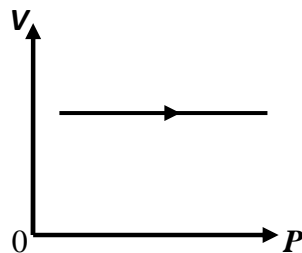
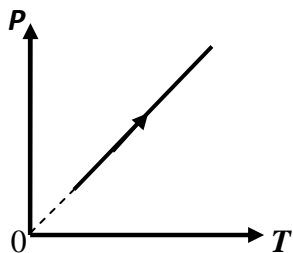
$$\text{при } V = \text{const} \rightarrow \frac{P}{T} = \text{const}$$

или

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

Давление данной массы газа при постоянном объеме зависит от температуры по линейному закону.

$$P = P_0(1 + \beta \Delta t) \quad \text{где } \beta \text{ — коэффициент объемного давления.}$$



Экспериментальная проверка современными методами показала, что уравнение состояния идеального газа и вытекающие из него законы Бойля-Мариотта, Гей-Люссака, Шарля достаточно точно описывают поведение реальных газов при небольших давлениях и высоких температурах; при высоких давлениях и низких температурах наблюдается значительные отступления от этих законов.

4. Свойства газов и их использование.

Свойства	Использование
<p>а. Газ - сжатое упругое тело.</p> <p><i>Газ подобен пружине, которая всегда сжата. Существенно то, что малые массы газа могут создавать сравнительно большие давления.</i></p>	<p><i>амортизаторы, шины.</i></p>
<p>б. Зависимость давления и объема газа от температуры.</p> <p><i>Давление и объем газов значительно . увеличивается при повышении температуры. При нагревании на один градус объем газа при постоянном давлении увеличивается в сотни раз больше, чем объем жидких и твердых тел.</i></p>	<p>Газ - рабочее тело</p> <ul style="list-style-type: none"> -двигатели на сжатом газе; -открывание дверей в автобусах, электропоездах; -воздушные тормоза железнодорожных вагонов и грузовиков; <p>-небольшие реактивные двигатели, работающие на сжатом газе-гелии, служащие для ориентации космического корабля;</p> <p>-при сгорании горючей смеси в цилиндре температура резко увеличивается, давление на поршень растет и газ, расширяясь, совершает работу;</p> <p>-огнестрельное оружие. Сила давления газов-продуктов сгорания взрывчатых веществ - выталкивает пулю из ствола.</p>
<p>в. Зависимость давления газа от его массы.</p>	<p><i>накачивание автомобильной шины или футбольного мяча воздухом.</i></p>
<p>г. Большая сжимаемость газов.</p> <p><i>Газы по сравнению с жидкостями и твердыми телами легко сжимаются</i></p>	<p><i>хорошая сжимаемость позволяет, запасать газы в больших количествах в баллонах, удобных для хранения. Сжатый природный газ транспортируется по трубам на расстояния в тысячи километров.</i></p>