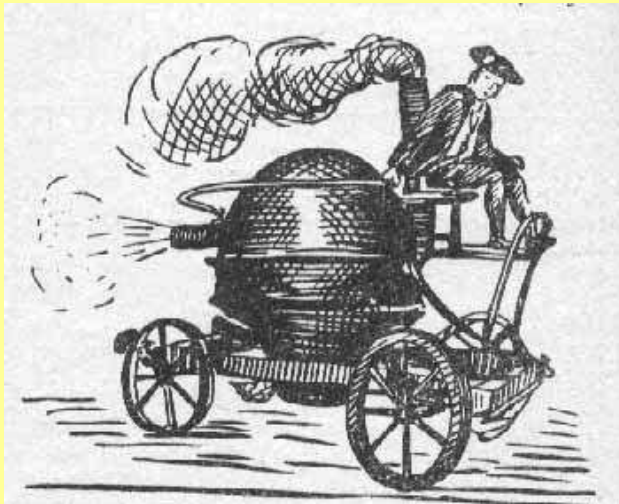
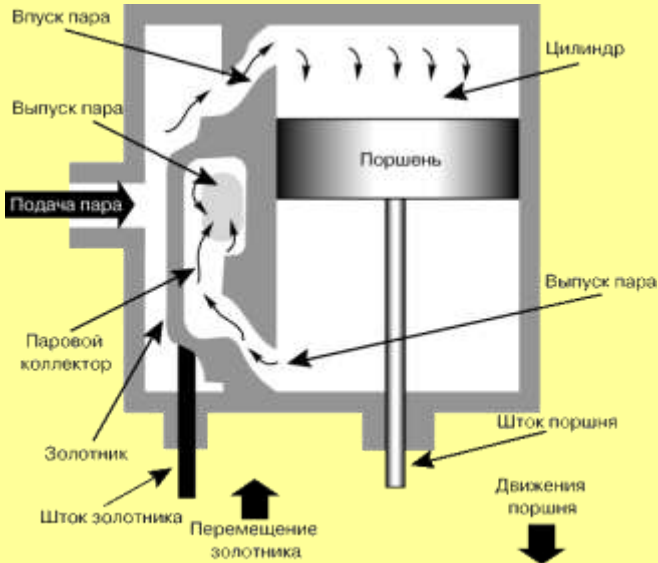


25 ноября 2011 года

ЛЕКЦИЯ 3 (11)

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ



Содержание Лекции 11:

Работа и теплота как способы изменения внутренней энергии. Внутренняя энергия системы, ее определение с точки зрения молекулярной физики и термодинамики. Внутренняя энергия как функция состояния системы.

Первое начало термодинамики как отражения закона сохранения энергии.

Работа газа при изменении его объема. Графическое представление работы газа. Графическое представления работы газа при циклическом процессе.

Теплоёмкость: полная, удельная, молярная.

**11.1. Работа и теплота как способы
изменения внутренней энергии.**

Внутренняя энергия системы

- В термодинамике изучают ТДС – **макроскопические объекты (тела и поля)**, которые могут обмениваться энергией как друг с другом, так и с внешней средой.
- Для описания состояния ТДС вводят физические величины - **параметры состояния системы (термодинамические параметры)**. Например, давление, объем (удельный объем), температура и др.

РАБОТА И ТЕПЛОТА

- Считаем, что обмен энергией между ТДС и внешними телами происходит двумя путями: либо при совершении работы, либо с помощью теплообмена.
- **Количеством теплоты (теплотой)**, переданной системе внешними телами, называется количество энергии, переданной ТДС внешними телами путем теплообмена.

РАБОТА И ТЕПЛОТА

- **Работой A** называется количество энергии, переданной ТДС внешними телами при силовом взаимодействии между ними.
- При равновесном процессе работа A' , *совершаемая над системой внешними силами*, численно равна и противоположна по знаку работе A , которую сама *система совершает над внешней средой*, т.е. против внешних сил:

$$A' = -A. \quad (11.1)$$

РАБОТА

- **Работой расширения A** называется работа, которую система производит против внешнего давления.
- **Элементарная работа расширения**

$$\delta A = p_{\text{внеш}} dV \quad (11.2)$$

- **Работа равновесного расширения системы от объема V_1 до V_2 :**

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV \quad (11.3)$$

РАБОТА И ТЕПЛОТА

- Элементарное количество теплоты δQ и элементарная работа δA не являются полными дифференциалами.

Полный дифференциал (справочный материал):

Если переменные x характеризуют состояние некоторой системы и бесконечно малая величина от функции F является полным дифференциалом, то функция является функцией состояния, т.е. функцией, **которая в заданном состоянии системы имеет вполне определенное значение, не зависящее от того, каким путем или способом система в это состояние приведена.**

ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ ИГ

Внутренняя энергия тела складывается из кинетической энергии хаотического (теплового) движения частиц, составляющих тело и потенциальной энергии взаимодействия этих частиц друг с другом.

ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ ИГ

В случае ИГ мы пренебрегаем взаимодействием частиц друг с другом, следовательно, потенциальная энергия взаимодействия равна нулю, поэтому внутренняя энергия ИГ определяется только кинетической энергией хаотического движения частиц, составляющих газ:

$$\langle E_{\text{ПОСТ}} \rangle = \frac{3}{2} \cdot kT \quad . \quad (11.4)$$

Число степеней свободы

Числом степеней свободы некоторого тела (частицы) будем называть число независимых между собой координат, которые необходимо задать, чтобы однозначно определить положение тела в пространстве.

Примеры (нарисовать соответствующие рисунки):

- МТ (одноатомная частица)

$$i = i_{\text{пост}} = 3 \quad (\text{оси } x, y, z)$$

- Двухатомная частица

$$i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вращ}} = 3 + 2 = 5$$

- Трехатомная частица (молекула)

линейная $i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вращ}} = 3 + 2 = 5$

нелинейная $i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вращ}} = 3 + 3 = 6$

Отметим, что во всех примерах рассмотрены «жесткие» молекулы (положения атомов друг относительно друга остаются неизменными).

В случае же «нежестких» молекул (между частицами – упругая связь) говорят о существовании **колебательных степеней свободы** (дополнительно с поступательным и вращательным). Тогда:

- линейная $i_{\text{кол}} = 3N - 5$
 - нелинейная $i_{\text{кол}} = 3N - 6$
- (11.5)

Внутренняя энергия идеального газа

- для 1 моля ИГ

$$U = N_A \cdot \langle E \rangle = \frac{i}{2} \cdot (N_A \cdot k) T = \frac{i}{2} \cdot RT \quad (11.6)$$

- для ν молей ИГ

$$U = \nu \cdot \frac{i}{2} \cdot RT = \frac{i}{2} \cdot \frac{m}{\mu} \cdot RT \quad (11.7)$$

*(проанализировать самостоятельно
наименования размерностей)*

В классической статистической физике выводится закон равнораспределения, согласно которому на каждую степень свободы молекулы приходится в среднем одинаковая кинетическая энергия равная

$$\langle E_i \rangle = \frac{1}{2} \cdot kT. \quad (11.8)$$

При вычислении нужно учесть, что **колебательная степень свободы** должна обладать вдвое большей **энергетической емкостью** по сравнению с поступательной и вращательной.

Это обусловлено тем, что энергетика поступательного и вращательного движения связана с наличием кинетической энергии, в то время как в случае колебательного движения она связана и с кинетической, и с потенциальной энергией взаимодействия.

Таким образом, средняя энергия молекулы
должна равняться

$$\langle E_i \rangle = \frac{i}{2} \cdot kT, \quad (11.9)$$

где $i = i_{\text{пост}} + i_{\text{вращ}} + 2i_{\text{колеб}}$.

Вопрос (для самостоятельной работы): Зависит ли число степеней свободы молекулы от температуры? Если зависит, то почему и как зависит?

Внутренняя энергия (ВЭ)

- ВЭ – однозначная функция ТДС
- **Значение ВЭ в любом состоянии не зависит от того, с помощью какого процесса система пришла в данное состояние.**
- При круговом процессе полное изменение ВЭ равно 0:

$$\int dU = 0 \quad (11.10)$$

- Элементарное изменение ВЭ dU является *полным дифференциалом (!)*.

11.2. Первое начало термодинамики как отражение закона сохранения энергии

I НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Закон сохранения энергии для теплоты как формы энергии, внутренней энергии и совершаемой работы:

$$\delta Q = dU + \delta A \quad (11.11)$$

I НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

I начало термодинамики утверждает:

если система совершает термодинамический цикл (т.е. возвращается в конечном счете в исходное состояние), то полное количество теплоты, сообщенное системе на протяжении цикла, равно совершенной ею работе.

Энергетическая эквивалентность теплоты и работы.

I НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Установление I начала термодинамики тесно связано с открытием Закона сохранения и превращения энергии, которое было подготовлено всем развитием физики примерно к середине XIX века.

Основная заслуга принадлежит Р.Майеру, Д.Джоулю и Г.Гельмгольцу (1840-1847 г.).

I НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ

Нельзя построить периодически действующий двигатель, который совершал бы работу большую, чем та энергия, которая подводится к двигателю извне.

Такой двигатель называют *вечный двигатель (перпетуум-мобиле) первого рода*.

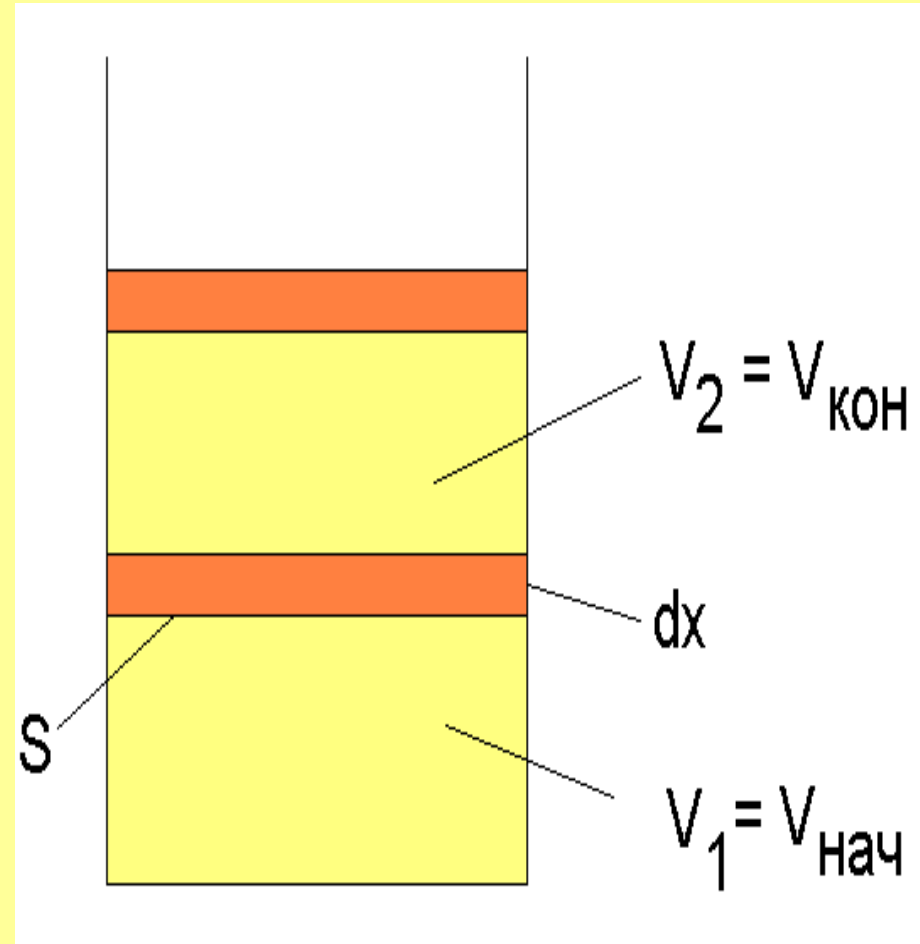
Невозможно создать *вечный двигатель (перпетуум-мобиле) первого рода*.

11.3. Работа газа при изменении его объема

Расчет работы A

- $V_{\text{нач}} \Rightarrow V_{\text{кон}}$
- $dA = Fdx$, где $F=pS$
- $dA = pSdx = pdV$
- **Полная работа A :**

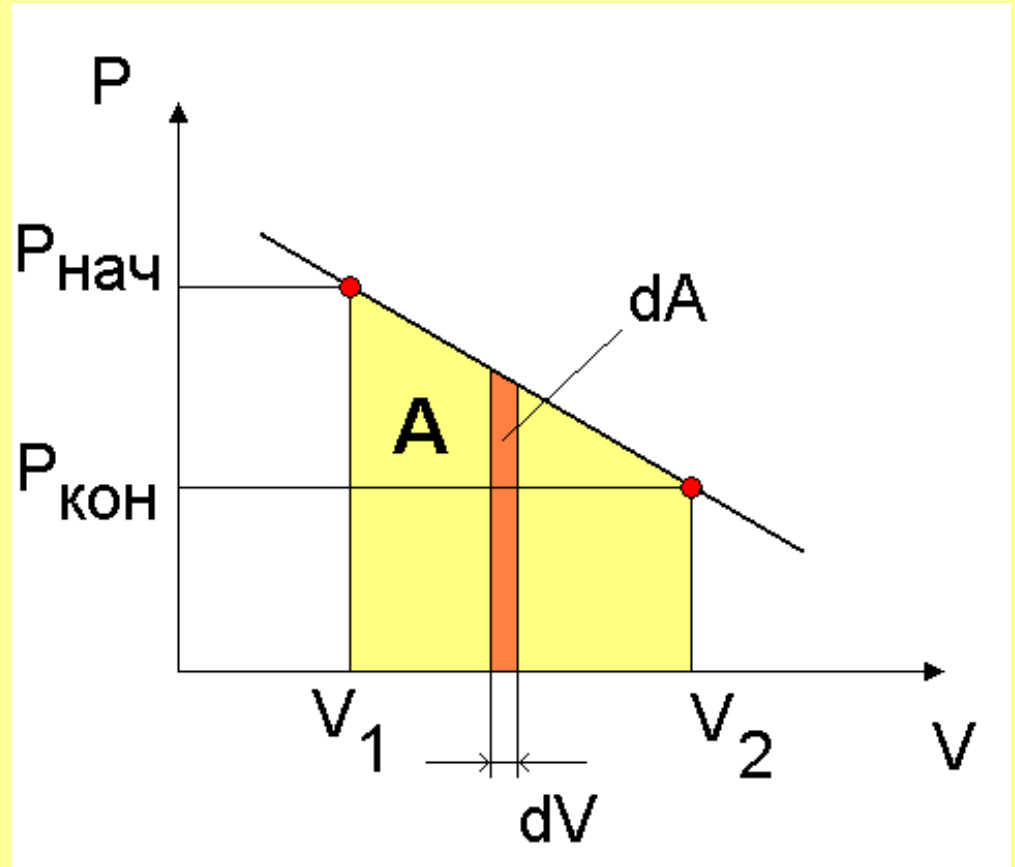
$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV \quad (11.12)$$



Расчет работы A

- $V_{\text{нач}} \Rightarrow V_{\text{кон}}$
- $dA = Fdx$, где $F=pS$
- $dA = pSdx = pdV$
- **Полная работа A :**

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$



Изохорический процесс

$$V = \text{const} \Rightarrow dV = 0$$

$$A = 0$$

$$dQ = dU = \frac{m}{\mu} \cdot \frac{i}{2} \cdot R dT$$

$$C_V = \frac{dQ}{dT} = \frac{m}{\mu} \cdot \frac{i}{2} \cdot R$$

(11.13)



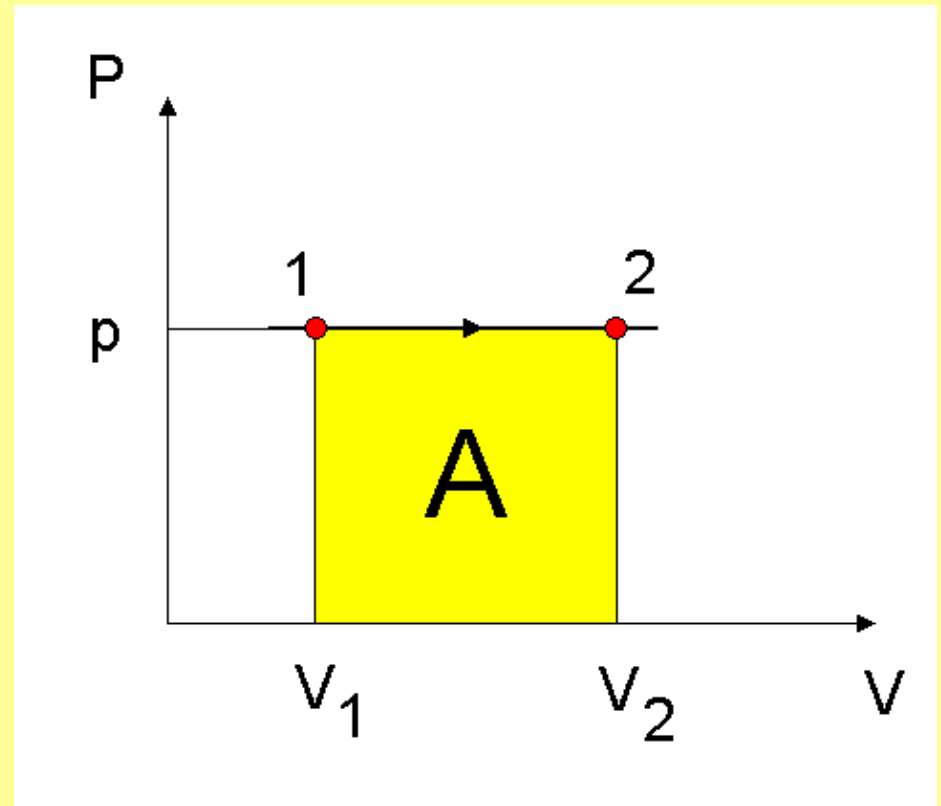
Изобарический процесс

$$p = \text{const}$$

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV = p \int_{V_1}^{V_2} dV$$

$$A = p(V_2 - V_1) = p\Delta V$$

$$V_2 - V_1 = \frac{m}{\mu} \cdot \frac{R}{p} \cdot (T_2 - T_1)$$



Изобарический процесс

$$A = p(V_2 - V_1) = \frac{m}{\mu} \cdot R \cdot (T_2 - T_1)$$

$$dA = pdV = \frac{m}{\mu} \cdot R \cdot dT$$

$$dQ = dU + dA = \frac{m}{\mu} \cdot \frac{i}{2} \cdot R dT + pdV$$

$$C_P = \frac{dQ}{dT} = \frac{m}{\mu} \cdot \left(\frac{i}{2} \cdot R + R \right) = \frac{m}{\mu} \cdot \left(\frac{i}{2} + 1 \right) \cdot R = \frac{m}{\mu} \cdot \frac{i + 2}{2} \cdot R$$

(11.14)

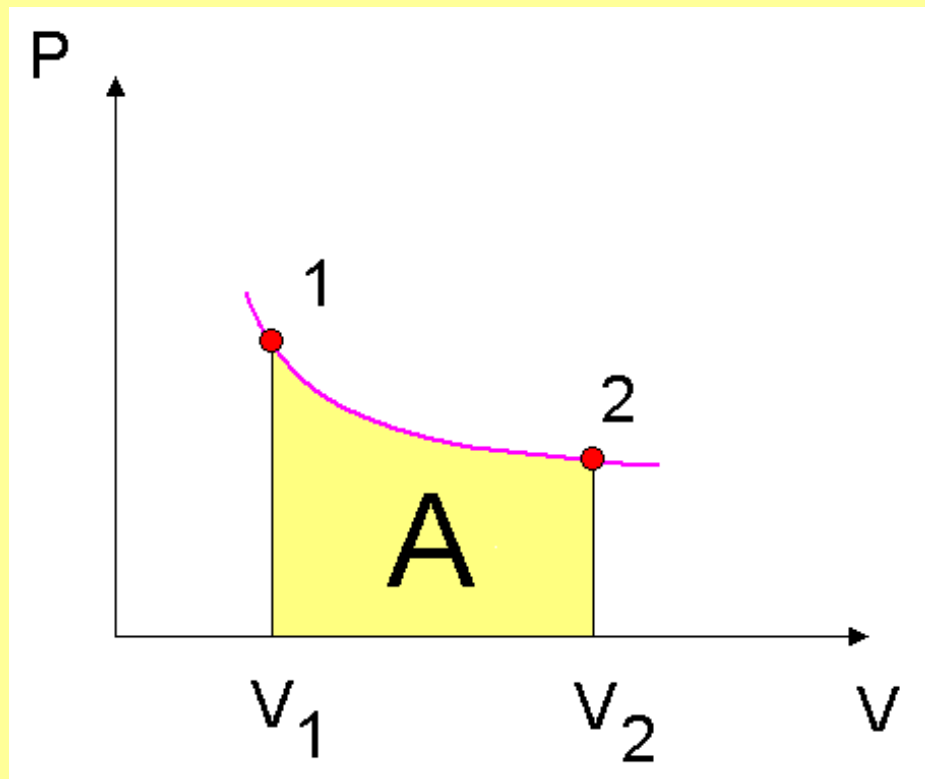
Изотермический процесс

$$T = \text{const}$$

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p(V) dV =$$

$$= \int_{V_1}^{V_2} RT \frac{dV}{V} = RT (\ln V) \Big|_{V_1}^{V_2} =$$

$$= RT (\ln V_2 - \ln V_1) = RT \ln \frac{V_2}{V_1}.$$



(11.15)

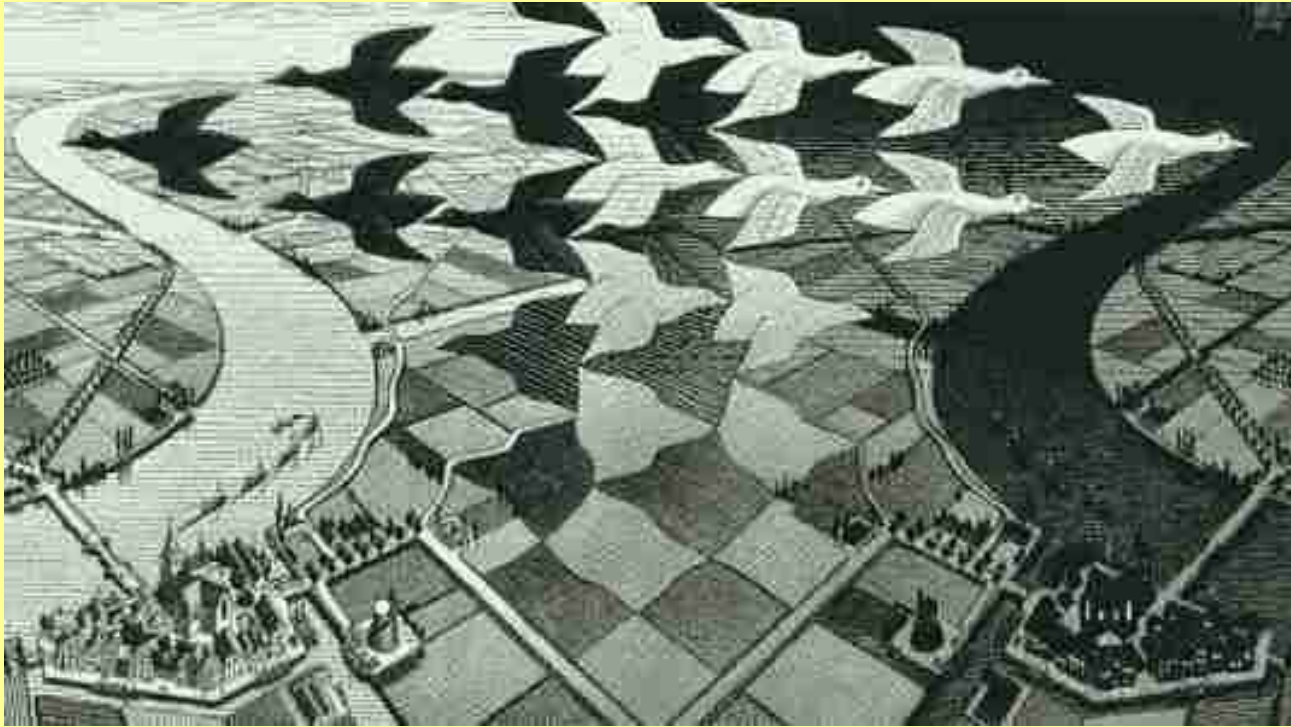
Изотермический процесс

$$dU = 0 \quad \Rightarrow \quad Q = A (!) ,$$

$$Q = A = RT \ln \frac{V_2}{V_1} = RT \ln \frac{p_1}{p_2} .$$

(11.16)

11.4. Теплоёмкость: полная, удельная, молярная



Теплоемкость газов

Опыт показывает, что внутренняя энергия ИГ зависит только от температуры:

$$U = VT, \quad (11.17)$$

где V – коэффициент пропорциональности, который остается постоянным в широком интервале температур; $[V]=\text{Дж/К}$.

Теплоемкость газов

Теплоемкостью какого-либо тела называется физическая величина, равная количеству тепла, которое нужно сообщить телу, чтобы повысить (изменить) его температуру на один кельвин:

$$C_{\text{ТЕЛА}} = \frac{\delta Q}{dT} \quad . \quad (11.18)$$

Эта величина измеряется в джоулях на

КЕЛЬВИН:

$$C = \frac{dQ}{dT} \quad \Rightarrow \quad [C] = \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$$

Теплоемкость **1 моля** вещества называется **молярной теплоемкостью** и обозначается прописной буквой C_μ ;

$$[C_\mu] = \text{Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Теплоемкость **единицы массы** вещества называется **удельной теплоемкостью** и обозначается строчной буквой c ;

$$[c] = \text{Дж}/(\text{кг} \cdot \text{К}).$$

Соотношение между ними:

$$c = C_\mu / \mu, \quad (11.19)$$

где μ – молярная масса вещества.

Молярные теплоемкости газов

Молярная теплоемкость газа
при постоянном объеме C_V

$$C_V = (i/2)R; \quad \text{смотри (11.13)}$$

Молярная теплоемкость газа
при постоянном давлении C_P

$$C_P = [(i+2)/2] \cdot R. \quad \text{смотри (11.14)}$$

Уравнение Майера

$$C_p = C_v + R$$

Вывод самостоятельно;
смотри формулы (11.13) и (11.14).

Коэффициент Пуассона (показатель адиабаты)

$$\gamma = C_P / C_V = (i+2) / i \quad (11.20)$$

Далее

$$\gamma = (i+2) / i = 1 + 2 / i$$

если $i=3 \rightarrow \gamma = 1,67$ (одноатомная молекула);

если $i=5 \rightarrow \gamma = 1,4$ (двухатомная молекула);

если $i=6 \rightarrow \gamma = 1,33$ (трехатомная молекула).

Справочные материалы

Постоянная Больцмана

- Постоянная Больцмана –

(самостоятельно)

Постоянная Больцмана k

- Постоянная Больцмана k – одна из фундаментальных физических констант; равна отношению газовой постоянной R к постоянной Авогадро N_A .
- Постоянная Больцмана входит в ряд важнейших соотношений физики.
- Значение $k = 1,380662(44) \cdot 10^{-23}$ Дж/К (1980)

Людвиг Больцман (L.Boltzmann) (1844-1906)

- Австрийский физик-теоретик, один из основоположников классической статистической физики
- Основные работы в области кинетической теории газов, термодинамики и теории излучения.



Газовая постоянная R

- Газовая постоянная R –

(самостоятельно)

Газовая постоянная R

- Газовая постоянная R – универсальная физическая постоянная, входящая в уравнение состояния 1 моля ИГ
- Физический смысл: работа расширения 1 моля ИГ при постоянном давлении при нагревании на 1 К
- Величина $R = 8,31441(26)$ Дж/(моль·К) (1980)

Число Авогадро N_A

- Число Авогадро N_A –

(самостоятельно)

Число Авогадро N_A

- Число Авогадро N_A – число структурных элементов (атомов, молекул, ионов или других частиц) в единице количества вещества (в одном моле).
- Одна из фундаментальных физических констант, существенная для определения других физических констант.
- Значение $N_A = 6,022045(31) \cdot 10^{23}$ моль⁻¹ (1980)



ЛЕКЦИЯ 4 (12)

ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА