Молекулярная физика.

- Лектор:
- Парахин А.С., к. ф.-м. наук, доцент.

2.3. Первое начало термодинамики. Теплота и работа.

- Внутренняя энергия ТДС.
- Определение. Полная кинетическая энергия молекул системы и их потенциальная энергия во взаимном поле называется внутренней энергией термодинамической системы. Обозначается U и измеряется в Джоулях.
- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H:

Обмен энергией.

- В термодинамических процессах при изменении термодинамических параметров обязательно происходит обмен энергией системы с окружающими телами. Этот обмен, в отличие от механики, может происходить тремя различными путями.

Теплообмен.

- Первый способ обусловлен взаимодействием молекул системы с молекулами окружающих тел без макроскопического перемещения тел. Возможно лишь перемещение молекул. В результате такого взаимодействия кинетическая энергия теплового движения молекул начнёт перетекать от системы к окружающим телам или наоборот.

Направление потока энергии.

- Направление потока энергии зависит от соотношения средних кинетических энергий молекул системы и окружающих тел. Если средняя кинетическая энергия молекул окружающих тел больше, чем у системы, энергия будет перетекать к системе и наоборот. С точки зрения температуры это означает, нагретые тела будут остывать, а холодные нагреваться.

Теплопередача.

- Такой способ передачи энергии называется теплопередачей, а энергия, переданная таким путём, называется теплотой. Обозначается теплота Q. Теплота считается положительной, если она передана системе, и отрицательной, если от системы. Поскольку теплота есть энергия, она измеряется в Джоулях.

Теплопередача

- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H:

Теплопроводность, конвекция, излучение.

- Теплопередача при непосредственном тепловом контакте называется теплопроводностью. Если теплота передаётся потоком некоторой жидкости или газа, способ называется конвекцией. Если теплота передаётся электромагнитными волнами, способ называется излучением.

Работа.

- Второй способ передачи энергии связан с макроскопическим движением. Это приводит либо к выделению тепла за счёт трения, либо к изменению объёма системы. Этот способ передачи энергии называется работой. При изменении объёма работа определяется давлением и величиной изменения объёма.

Расчёт работы.

- Пусть в некотором сосуде под поршнем находится газ под давлением p. Тогда со стороны газа на поршень действует сила
- $F = pS$.
- Если поршень перемещается на элементарное расстояние dl, эта сила совершит работу
- $dA = Fdl = pSdl$.
- Но $Sdl = dV$ есть изменение объёма газа.
- Поэтому $dA = pdV$.

Знак работы.

- При этом если объём увеличивается, работа положительна и совершается газом над внешними телами. Если объём уменьшается, то работа отрицательна и совершается внешними телами над газом.
- При изохорическом процессе объём не меняется, поэтому работа равна нулю. При изобарическом процессе давление постоянная величина, поэтому работа равна произведению давления на разность объёмов системы $A = p(V_2 - V_1)$.

Работа.

- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H:

Закон сохранения энергии в термодинамике.

- При сообщении системе тепла или совершения над ней работы в общем случае изменяется и внутренняя энергия системы. Однако это изменение, как показывает опыт, происходит в полном соответствии с законом сохранения энергии. А именно
- $\Delta Q = \Delta U + A.$
- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H:

Первое начало термодинамики.

- Это утверждение и носит название первого начала термодинамики. Оно гласит: «Теплота, подводимая к системе, расходуется на увеличение внутренней энергии системы и на совершение ею работы».
- Это утверждение может быть записано и для элементарных величин
- $dQ = dU + dA = dU + pdV$
- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H:

2.4. Понятие теплоёмкости.

- При сообщении системе теплоты её температура может меняться. В одних случаях это изменение больше, в других меньше. Для характеристики величины изменения температуры системы при сообщении ей некоторого тела вводят понятие теплоёмкости.

Теплоёмкость.

- Определение. Количество теплоты, необходимое для изменения температуры системы на один Кельвин, называется теплоёмкостью системы. Обозначают теплоёмкость c и пишут
- $C = \frac{dQ}{dT}$.
- $[C] = \frac{[Q]}{[T]} = \frac{\text{Дж}}{\text{К}}$

Первое начало ТД для изохорического процесса.

- Теплоёмкость системы не является независимой характеристикой системы. Её величина зависит от процесса, в котором участвует система.
- Пусть систем участвует в изохорическом процессе $V = const$. Тогда работа, совершаемая системой, равна нулю, и из первого начала термодинамики следует
- $dQ = dU$.

Теплоёмкость при постоянном объёме.

- Разделим это равенство на элементарное изменение температуры
- $\frac{dQ}{dT} = \frac{dU}{dT}$.
- Но слева стоит теплоёмкость системы, т.к. объём в этом процессе остаётся постоянным, эту теплоёмкость называют теплоёмкостью при постоянном объёме и обозначают c_V. Тогда
- $C_V = \frac{dU}{dT}$.

Теплоёмкость при постоянном объёме 2.

- Теплоёмкость при постоянном объёме равна производной от внутренней энергии системы по температуре. При этом объём остаётся величиной постоянной. Как уже отмечалось выше, в этом случае постоянную величину указывают внизу за скобками, т.е.
- $C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T}\right)_V.$
- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H:

Для идеального газа.

- Для идеального газа взаимодействие между молекулами отсутствует, поэтому внутренняя энергия от объёма не зависит, а зависит только от температуры. Поэтому производная внутренней энергии по температуре есть обыкновенная производная. Поэтому для идеального газа справедливо
- $dU = C_V dT.$
- Ещё раз нужно отметить, что это равенство справедливо только для идеального газа.

Внутренняя энергия идеального газа.

- Для идеального газа внутренней энергией является только кинетическая энергия молекул:
- $U = \sum_{j=1}^{N} \frac{mv_j^2}{2} = N\frac{1}{N}\sum_{j=1}^{N} \frac{mv_j^2}{2} = N\langle K\rangle = N\frac{i}{2}k_BT = \frac{N}{N_a}\frac{i}{2}N_ak_BT = \frac{i}{2}\nu RT$
- Здесь i – число степеней свободы.

Теплоёмкость идеального газа.

- Продифференцируем по температуре:
- $C_V = \frac{i}{2}\nu R$
- Это интегральная теплоёмкость. Поделим на число молей, получим молярную теплоёмкость: $C_{\mu V} = \frac{i}{2}R$. Поделим на молярную массу, получим удельную теплоёмкость идеального газа:
- $c_V = \frac{i}{2\mu}R = \frac{i}{2N_a m}N_a k_B = \frac{i}{2m}k_B$

Теплоёмкость в изобарическом процессе.

- Предположим теперь, что система участвует в изобарическом процессе. В этом случае теплоёмкость называется теплоёмкостью при постоянном давлении и обозначается c_p. Поделив формулу первого начала термодинамики на элементарное изменение температуры, получим:
- $\frac{dQ}{dT} = \frac{dU}{dT} + p\frac{dV}{dT}.$

Для произвольных ТДС.

- В данном случае $\frac{dQ}{dT} = C_p$
- Для произвольных термодинамических систем: $dU = \left(\frac{\partial U}{dT}\right)_V dT + \left(\frac{\partial U}{dV}\right)_T dV$
- а $\frac{dV}{dT} = \left(\frac{\partial V}{dT}\right)_p$.
- Так что из (2.4.7) находим
- $C_p = \left(\frac{\partial U}{dT}\right)_V + \left[\left(\frac{\partial U}{dV}\right)_T + p\right]\left(\frac{\partial V}{dT}\right)_p$

Теплоёмкость c_p для идеального газа.

- Если система представляет собой идеальный газ, то
- $\left(\frac{\partial U}{dV}\right)_T = 0,\ \left(\frac{\partial U}{dT}\right)_V = C_V, \left(\frac{\partial V}{dT}\right)_p = \frac{\nu R}{p},$
- согласно уравнению Менделеева-Клапейрона, поэтому
- $C_p = C_V + \nu R$. Это равенство называется уравнением Майера.

Теплоёмкость на один моль.

- Это равенство устанавливает связь между теплоёмкостями при постоянном давлении и постоянном объёме для идеального газа. Разделим это равенство на число молей
- $\frac{C_p}{\nu} = \frac{C_V}{\nu} + R.$
- Это равенство также называется уравнением Майера.
- Progr D: Progr E: Progr F: Progr G: Progr H: