



Теплоёмкость идеального газа

- Если в результате теплообмена телу передается некоторое количество теплоты, то внутренняя энергия тела и его температура изменяются. Количество теплоты Q , необходимое для нагревания 1 кг вещества на 1 К называют удельной теплоемкостью вещества c .
- $c = Q / (m\Delta T)$.
- Во многих случаях удобно использовать молярную теплоемкость C :
- $C = M \cdot c$,

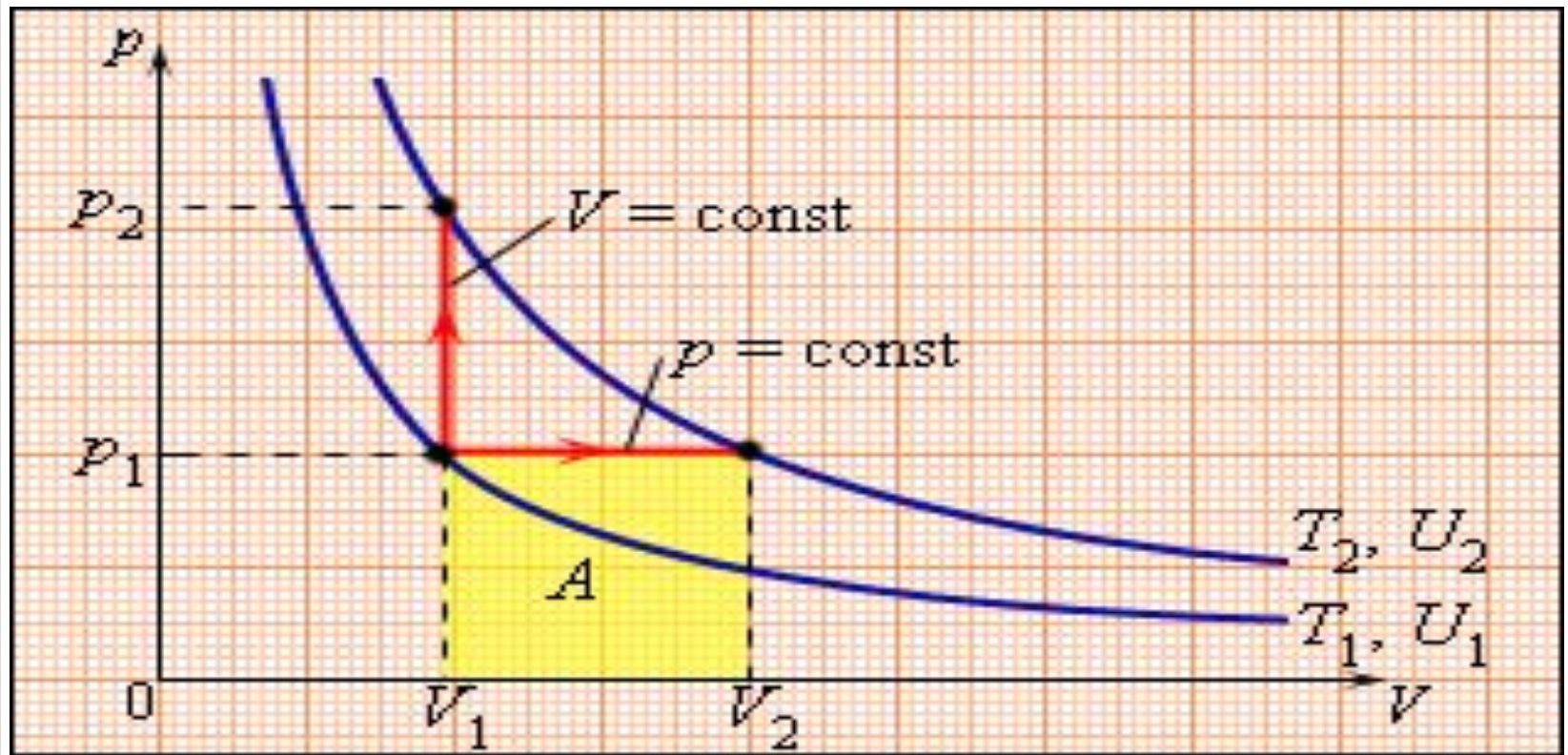


Определенная таким образом теплоемкость не является однозначной характеристикой вещества. Согласно первому закону термодинамики изменение внутренней энергии тела зависит не только от полученного количества теплоты, но и от работы, совершенной телом. В зависимости от условий, при которых осуществлялся процесс теплопередачи, тело могло совершать различную работу. Поэтому одинаковое количество теплоты, переданное телу, могло вызвать различные изменения его внутренней энергии и, следовательно, температуры.

Такая неоднозначность определения теплоемкости характерна только для газообразного вещества. При нагревании жидких и твердых тел их объем практически не изменяется, и работа расширения оказывается равной нулю. Поэтому все количество теплоты, полученное телом, идет на изменение его внутренней энергии. В отличие от жидкостей и твердых тел, газ в процессе теплопередачи может сильно изменять свой объем и совершать работу. Поэтому теплоемкость газообразного вещества зависит от характера термодинамического процесса. Обычно рассматриваются два значения теплоемкости газов: C_V – молярная теплоемкость в изохорном процессе ($V = \text{const}$) и C_p – молярная теплоемкость в изобарном процессе ($p = \text{const}$).

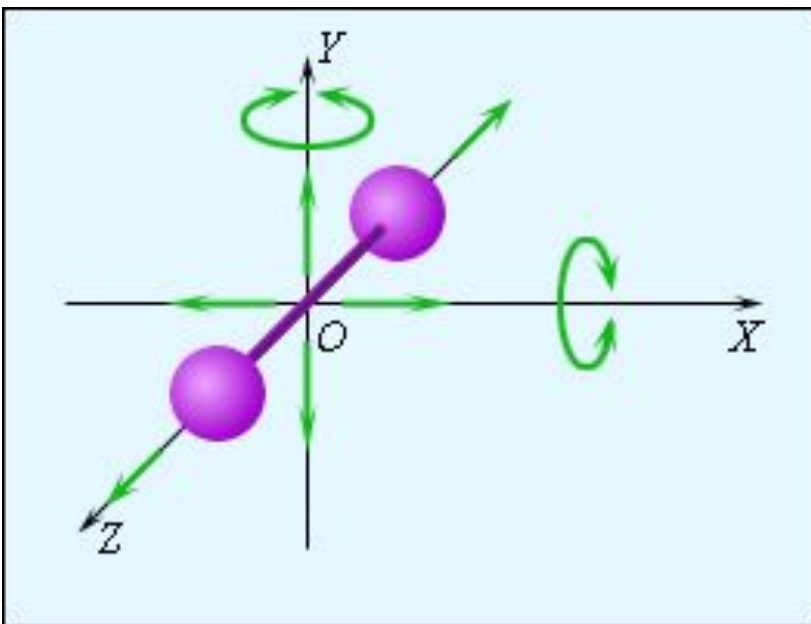
- В процессе при постоянном объеме газ работы не совершает: $A = 0$. Из первого закона термодинамики для 1 моля газа следует
- $Q_V = C_V \Delta T = \Delta U$.
- Изменение ΔU внутренней энергии газа прямо пропорционально изменению ΔT его температуры.
- Для процесса при постоянном давлении первый закон термодинамики дает:
- $Q_p = \Delta U + p (V_2 - V_1) = C_V \Delta T + p \Delta V$,
- где ΔV – изменение объема 1 моля идеального газа при изменении его температуры на ΔT . Отсюда следует:

$$C_p = \frac{Q_p}{\Delta T} = C_V + p \frac{\Delta V}{\Delta T}.$$



Два возможных процесса нагревания газа на $\Delta T = T_2 - T_1$. При $p = \text{const}$ газ совершает работу $A = p_1(V_2 - V_1)$. Поэтому $C_p > C_V$

- Между двумя изотермами с температурами T_1 и T_2 на диаграмме (p, V) возможны различные пути перехода. Поскольку для всех таких переходов изменение температуры $\Delta T = T_2 - T_1$ одинаково, следовательно, одинаково изменение ΔU внутренней энергии. Однако, совершенные при этом работы A и полученные в результате теплообмена количества теплоты Q окажутся различными для разных путей перехода. Отсюда следует, что у газа имеется бесчисленное количество теплоемкостей. C_p и C_V — это лишь частные (и очень важные для теории газов) значения теплоемкостей.



На рисунке изображена модель двухатомной молекулы. Молекула может совершать пять независимых движений: три поступательных движения вдоль осей X , Y , Z и два вращения относительно осей X и Y . Опыт показывает, что вращение относительно оси Z , на которой лежат центры обоих атомов, может быть возбуждено только при очень высоких температурах. При обычных температурах вращение около оси Z не происходит, так же как не вращается одноатомная молекула. Каждое независимое движение называется степенью свободы. Таким образом, одноатомная молекула имеет 3 поступательные степени свободы, «жесткая» двухатомная молекула имеет 5 степеней (3 поступательные и 2 вращательные), а многоатомная молекула – 6 степеней свободы (3 поступательные и 3 вращательные).

- В классической статистической физике доказывается так называемая ***теорема о равномерном распределении энергии по степеням свободы***:
- Если система молекул находится в тепловом равновесии при температуре T , то средняя кинетическая энергия равномерно распределена между всеми степенями свободы и для каждой степени свободы молекулы она равна $1/2kT$