

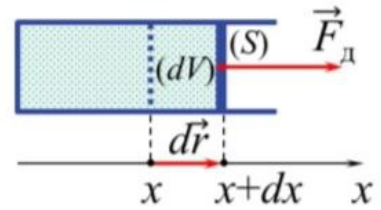
39. Работа сил давления газа. Количество теплоты. Внутренняя энергия идеального газа. Первое начало термодинамики.

8.6. I начало термодинамики

Элементарная работа δA сил давления газа при малом изменении dV его объема равна:

$$\delta A = (\vec{F}_d, d\vec{r}) = F_d \cdot dx = pS \cdot dx = p \cdot dV, \quad (8.19)$$

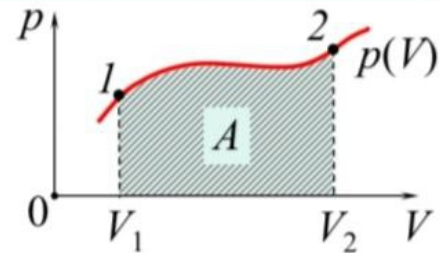
где p – давление газа.



Работа A сил давления газа при изменении его объема от V_1 до V_2 равна:

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p(V) \cdot dV, \quad (8.20)$$

где $p(V)$ – зависимость давления газа от его объема в данном процессе.



Работа A сил давления газа является алгебраической величиной:

если $V \uparrow$, то $A > 0$;

если $V \downarrow$, то $A < 0$;

если $V = \text{const}$, то $A = 0$.

Т. к. вид функции $p(V)$ зависит от типа процесса, в ходе которого изменяется объем газа, то A зависит от типа процесса.

Работа A сил давления газа является функцией процесса.

Количество теплоты Q (теплота) – энергия, которой обменивается ТДС с внешней средой в термодинамическом процессе, происходящем без совершения работы, т. е. путем теплообмена.

Q – величина алгебраическая:

если система получает теплоту, то $Q > 0$;

если теплота отводится от системы, то $Q < 0$.

Количество теплоты Q является функцией процесса, так как ее значение зависит от типа процесса, в ходе которого система достигла данного состояния.

Элементарное количество теплоты обозначается δQ .

По представлениям МКТ **внутренняя энергия U идеального газа** включает в себя энергии теплового движения всех молекул этого газа:

$$U = N \cdot \langle W \rangle, \quad (8.21)$$

где N – число молекул газа, $\langle W \rangle$ – средняя энергия молекулы газа.

(8.14) \rightarrow в (8.21) и получим (**доказать самостоятельно**):

$$U = \frac{i}{2} \cdot \nu RT, \quad (8.22)$$

где i – число степеней свободы одной молекулы газа.

Изменение (приращение) внутренней энергии ΔU идеального газа при переходе из состояния 1 (при T_1) в состояние 2 (при T_2):

$$\Delta U = U_2 - U_1 = \frac{i}{2} \nu R(T_2 - T_1). \quad (8.23)$$

При $T \uparrow$ $\Delta U > 0$, при $T \downarrow$ $\Delta U < 0$. Если $T = \text{const}$, то $\Delta U = 0$.

U макросистемы зависит только от термодинамического состояния этой системы.

Внутренняя энергия U является однозначной функцией состояния ТДС и не зависит от способа перехода этой системы в данное состояние.

Элементарное приращение внутренней энергии dU идеального газа:

$$dU = \frac{i}{2} \nu R \cdot dT = \left| \begin{array}{l} \nu R \cdot dT = d(\nu RT) = \\ = d(pV) = p \cdot dV + V \cdot dp \end{array} \right| = \frac{i}{2} (p \cdot dV + V \cdot dp), \quad (8.24)$$

где dU – полный дифференциал функции состояния системы – ее внутренней энергии.

Из опыта следует, что ΔU системы с неизменным количеством вещества ($\nu = \text{const}$) возможно при сообщении этой системе некоторого количества теплоты Q и (или) совершении работы A силами давления данной системы.

При этом разность $Q - A$ *не зависит от типа процесса*, а ее значение однозначно определяется термодинамическими параметрами начального и конечного состояний макросистемы.

***1 начало термодинамики** (обобщение закона сохранения энергии на совокупность механических и тепловых процессов):*

При переходе ТДС ($\nu = \text{const}$) из одного состояния в другое изменение ее внутренней энергии

$$\Delta U = Q - A \quad (8.25)$$

и не зависит от типа термодинамического процесса, посредством которого этот переход осуществляется.

Из (8.25):

$$Q = \Delta U + A. \quad (8.26)$$

(8.26) в дифференциальной форме (для элементарного термодинамического процесса):

$$\delta Q = dU + \delta A = dU + p \cdot dV. \quad (8.27)$$