

Внутренняя энергия идеального газа

А. ЧЕРНОУЦАН

ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ – ВАЖнейший параметр любой *термодинамической системы*. Зависимость внутренней энергии системы от основных параметров, определяющих ее *равновесное состояние*, изучается как в рамках термодинамики, так и методами статистической физики.

Справка. В случае однородной однокомпонентной термодинамической системы основных параметров два – например, температура и объем. Говорят, что такая система обладает двумя *термодинамическими степенями свободы*. Значит, каждому равновесному состоянию системы можно сопоставить одну точку на координатной плоскости (V, T) , а равновесный (квазиравновесный) процесс изображается линией на этой плоскости. Значение третьего параметра – давления p – в каждой точке плоскости можно вычислить с помощью *уравнения состояния* (в случае идеального газа, например, с помощью уравнения Клапейрона–Менделеева).

Возникает естественный вопрос: существует ли какая-нибудь связь между уравнением состояния системы и зависимостью внутренней энергии U от параметров, определяющих это состояние? Можно ли, зная функцию $p(V, T)$, что-либо узнать о функции $U(V, T)$? Простейший (но очень важный) полигон для изучения этого вопроса – хорошо вам знакомый идеальный газ. Однако начнем мы с того, что вспомним и систематизируем сведения об идеальном газе, известные из школьного курса.

Идеальный газ в термодинамике. Закон Джоуля

Чем более разреженным является реальный газ, тем ближе он к идеальному. Многочисленные эксперименты действительно показывали, что чем более разрежен газ, тем точнее он подчиняется уравнению Клапейрона–Менделеева

$$pV = \nu RT. \quad (1)$$

Можно сказать, что с точки зрения термодинамики идеальным называет-

ся газ, точно подчиняющийся уравнению состояния (1).

В рамках первого закона (начала, постулата) термодинамики, выражающего закон сохранения энергии с учетом тепловых процессов, невозможно, исходя только из уравнения состояния (1), получить какую-либо информацию о виде функции $U(V, T)$. Крупнейшие физики прошлого столетия (Гей-Люссак, Джоуль, Томсон) затратили значительные экспериментальные усилия для установления этой зависимости. Из их экспериментов убедительно следовало, что внутренняя энергия идеального газа зависит *только от температуры*:

$$U(V, T) = U(T),$$

или

$$U(V_1, T) = U(V_2, T).$$

Это соотношение называют *законом Джоуля*. Оно выполняется тем точнее, чем более разреженным является газ, т.е. чем точнее он подчиняется уравнению состояния (1).

Закон Джоуля позволяет выразить внутреннюю энергию через другой параметр, более удобный для экспериментального определения, – теплоемкость при постоянном объеме C_V . Поскольку работа в изохорном процессе равна нулю, из первого закона термодинамики: $Q = \Delta U$ и определения теплоемкости: $Q = C_V \Delta T$ следует, что теплоемкость при постоянном объеме есть производная от внутренней энергии по температуре:

$$C_V = U'(T),$$

а внутренняя энергия, соответственно, – первообразная от теплоемкости:

$$U(T) = \int C_V dT.$$

Опыт показывает, что теплоемкость любого разреженного газа остается постоянной в широком диапазоне температур: от 10–40 К до 1000–2000 К. Теплоемкость одного моля (молярная теплоемкость) любого одноатомного газа в этом диапазоне тем-

ператур одна и та же и равна $1,5R$, двухатомного – $2,5R$, многоатомного – $3R$. В этом случае для внутренней энергии можно использовать простое выражение

$$U = C_V T \quad (2)$$

(напомним, что энергия всегда определяется с точностью до константы).

Экспериментальное подтверждение закона Джоуля

Эксперименты, приведшие к установлению закона Джоуля, интересны не только с исторической точки зрения. Опишем кратко физический смысл этих опытов.

а) Расширение газа в пустоту. Опыты Гей-Люссака и Джоуля. Что произойдет, если позволить газу свободно расширяться в пустоту? Например, можно соединить два сосуда – один с газом, другой откачанный – трубкой с краном (рис. 1) и наблюдать за изменением температуры газа после открывания крана. Как Гей-Люссак, так и повторивший его опыты (в усовершенствованном виде) Джоуль пришли к выводу, что температура достаточно разреженного газа в конечном состоянии такая же, как в началь-

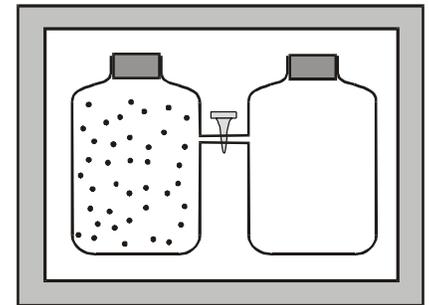


Рис. 1

ном. Однако только Джоуль сумел сделать из этого результата правильный вывод: *внутренняя энергия разреженного (идеального) газа не зависит от объема!*

При расширении в пустоту газ не получает тепла (теплообменом за малое время расширения можно пренебречь) и не совершает работы. Из первого закона термодинамики следует, что изменение внутренней энергии за время расширения также равно нулю. Из опытов получаем

$$U(V_1, T) = U(V_2, T),$$

где V_1, V_2 – начальный и конечный объемы газа.

При анализе расширения газа в пустоту многие школьники допускают характерную