

C. Phillips

# Обзор современной науки



DCS

Robotics

Молекулярная физика и  
термодинамика

C. Phillips

2014

# Глава 1

# Термодинамика

# Предисловие

1. Глава 1. Термодинамика
2. Глава 2. Молекулярная физика

## §1.1 Основные понятия

### 1.1.1 Уравнение состояния

Состояние любой макроскопической термодинамической системы описывается тремя величинами: температурой  $T$ , давлением  $P$  и объемом  $V$ . При этом для конкретной системы эти величины связаны уравнением состояния

$$F(P, V, T) = 0$$

Для различных систем (по количеству или виду вещества) функция  $F$  различна. Например для  $\nu$  молей идеального газа (по определению):

$$PV = \nu RT$$

$$F(P, V, T) = PV - \nu RT = 0$$

где  $R = kN_A$  — универсальная газовая постоянная. Это уравнение называется *уравнением Менделеева — Клапейрона*.

Для модели реального газа Ван-дер-Ваальса:

$$\left(P - \frac{\nu^2 a}{V^2}\right)(V - \nu b) = \nu RT$$

где  $a$  и  $b$  — константы, определенные для каждого вещества.

### 1.1.2 Внутренняя энергия. Первое начало термодинамики

В дифференциальном виде **внутренняя энергия** определяется

$$dU = \delta Q + \delta A$$

Это соотношение называется **первым началом термодинамики**.  $U$  — внутренняя энергия,  $Q$  — теплота, подведенная к системе,  $A$  — работа, совершенная над системой.

Стоит уделить некоторое внимание обозначениям  $d$  и  $\delta$ . В математике под дифференциалом обычно понимают линейное отображение, наилучшим образом приближающее изменение функции к заданной точке. В физике обычно под дифференциалом понимают малое приращение некоторой величины (малое по сравнению с величинами без дифференциала).

Обозначение дифференциала  $d$  используется величин, являющихся функциями состояния, например, в обозначении  $dU$  имеется в виду, что внутренняя энергия  $U$  однозначно определяется параметрами (является функцией от)  $P, V$  и  $T$ , т.е.  $U = U(P, V, T)$  или

$$dU = \frac{\partial U}{\partial P} dP + \frac{\partial U}{\partial V} dV + \frac{\partial U}{\partial T} dT$$

Символ  $\delta$  используется для обозначения изменения величин, не являющихся функциями состояния и определяющихся некими внешними условиями, при которых происходит исследуемый процесс.

**Темплоемкостью** системы в некотором процессе  $\xi$  называют

$$C_\xi = \left( \frac{\partial Q}{\partial T} \right)_\xi$$
$$\delta Q = C_\xi dT$$

В случае равновесного процесса

$$\delta A = -PdV$$

При изохорическом процессе  $dV = 0$  и

$$dU = \delta Q = C_V dT$$

В случае, если теплоемкость не зависит от температуры

$$U = C_V T + \text{const}$$

где  $C_V$  — теплоемкость при постоянном объеме. Для одноатомного газа  $C_V = \frac{3}{2}\nu R$ , для двухатомного —  $C_V = \frac{5}{2}\nu R$ , для многоатомного —  $C_V = 3\nu R(?)$ .

### 1.1.3 Основные виды процессов

Ихотермический процесс

Изобарический процесс

Изохорический процесс

Адиабатический процесс

Политропный процесс



### 1.1.4 Энтропия. Второе начало термодинамики

Энтропия определяется в дифференциальной форме следующим образом:

$$dS = \frac{\delta Q}{T}$$

или в интегральной:

$$S = \int \frac{\delta Q}{T}$$

Далее будет доказано, что энтропия является функцией состояния.

### 1.1.5 Абсолютный нуль температур. Третье начало термодинамики

$$\lim_{T \rightarrow 0} \left( \frac{\partial S}{\partial x} \right)_T = 0$$

Также считают, что энтропия системы при абсолютном нуле температуры равна нулю

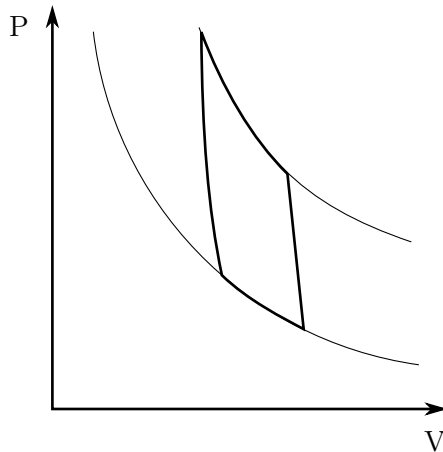
$$\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$$

## §1.2 Циклы

### 1.2.1 Теорема Карно

**Цикл Карно.** Циклом Карно называется цикл, состоящий из двух изотерм и двух адиабат. Найдем КПД цикла Карно:

$$\eta = \frac{T_H - T_C}{T_H}$$



**Теорема Карно.**

### 1.2.2 Неравенство Клазиуса

**Теорема о приведенных теплотах.**

**Неравенство Клазиуса.**