

Общая физика

Лекция 9 Молекулярная физика

Трушин Олег
Станиславович
Зав. лаб. ЯФ ФТИАН РАН,
Доц. каф. нанотехнологии в
электронике ЯргУ

План лекции

- Статистическая физика и термодинамика
- Масса и размеры молекул
- Состояние системы
- Процесс
- Внутренняя энергия системы
- Первое начало термодинамики
- Работа при изменении объема
- Температура
- Уравнение состояния идеального газа
- Внутренняя энергия и теплоемкость
- Основные газовые законы
- Уравнение адиабаты
- Барометрическая формула

Статистическая физика и термодинамика

Молекулярно-кинетическая теория:

- Все тела состоят из молекул
- Молекулы находятся в постоянном хаотическом движении

Доказательство – **Броуновское движение**

Цель молекулярно-кинетической теории объяснить макроскопические свойства (давление, температура ...) как результат совокупного действия молекул используя аппарат статистики => **СТАТФИЗИКА**

Другой способ описания макросвойств – феноменологический подход (без опоры на свойства молекул)=>**ТЕРМОДИНАМИКА**

В основе термодинамики – **НАЧАЛА ТЕРМОДИНАМИКИ** (эмпирически установленные базовые законы)

Масса и размеры молекул

Атомной массой (A_r) химического элемента называется отношение массы атома этого элемента к $(1/12)$ массы атома углерода C^{12}

Молекулярной массой (M_r) вещества называется отношение массы молекулы этого вещества к $(1/12)$ массы атома углерода C^{12}

Атомная единица массы (m_{ed}) = $1/12$ массы атома углерода C^{12}

Модем называется количество вещества, в котором столько же частиц как 0.012 кг изотопа углерода C^{12}

Число частиц в 1 моле – **Число Авогадро** $N_A = 6.023 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$

Оценка размеров молекулы воды:

$$\rho = 1 \text{ г/см}^3, M_{H_2O} = 18 \text{ г}, V_{\text{моль}} = 18 \text{ см}^3$$

$$V_{\text{молекулы}} = V_{\text{моль}} / N_A = 18 / (6 \cdot 10^{23}) = 3 \cdot 10^{-23} \text{ см}^3 \quad L = 3 \cdot 10^{-8} \text{ см} = 3 \text{ \AA}$$

Состояние системы

Система-совокупность рассматриваемых тел

Система может находиться в различных **состояниях**, отличающихся T, p, V (**параметры состояния**)

Неравновесное состояние – параметры не определены (пример: разная температура в разных частях)

Если систему в неравновесном состоянии изолировать и предоставить самой себе, то через некоторое время она перейдет в равновесное состояние

Процесс перехода системы из неравновесного в равновесное состояние называется **релаксацией**

Равновесным называется состояние при котором все параметры имеют определенное значение и, которое, не меняется при отсутствии внешних воздействий

Равновесное состояние может быть представлено **точкой на диаграмме**

Процесс

Процесс – переход системы из одного состояния в другое

Любой реальный процесс нарушает равновесие

Бесконечно медленный процесс, состоящий из последовательности равновесных состояний называется **равновесным** или **квазистатическим**

Равновесный процесс - **обратим**

Обратимый процесс может быть представлен **линией на диаграмме**

Процесс, при котором система после ряда изменений возвращается в исходное состояние называется **циклом**

Внутренняя энергия системы

Внутренняя энергия тела = полная энергия – кинетическая энергия движения как целого – потенциальная энергия во внешнем поле

Внутренняя энергия включает в себя = кинетическую энергию хаотического теплового движения молекул+ потенциальная энергия взаимодействия молекул+ внутримолекулярная энергия

Внутренняя энергия – **аддитивная величина**

Внутренняя энергия – **функция состояния** системы (не зависит от предыстории)

Первое начало термодинамики

Передача тепла от одного тела другому - **теплопередача**

$$Q = U_2 - U_1 + A$$

Количество тепла, сообщенное системе идет на приращение внутренней энергии системы и на совершение системой работы над внешними телами

$$\Delta'Q = \Delta U + \Delta'A$$

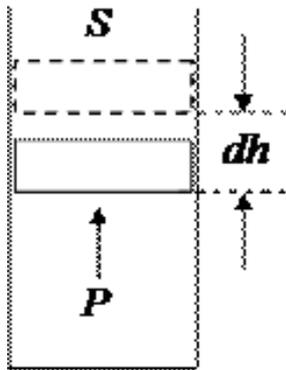
Для элементарного процесса

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

Для бесконечного малого процесса

Приращения работы и тепла зависят от формы пути !!!

Работа совершаемая телом при изменении объема



Газ в сосуде под поршнем

$$\Delta'A = F \cdot \Delta h$$

$$\Delta'A = p \cdot S \cdot \Delta h = p\Delta V$$

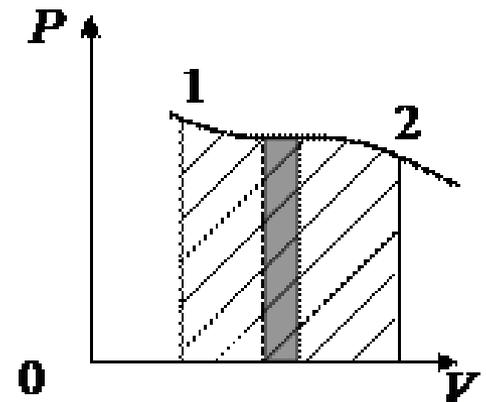
При постоянном давлении

$$A_{12} = p(V_2 - V_1)$$

В общем случае

$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

$$Q = dU + p dV$$

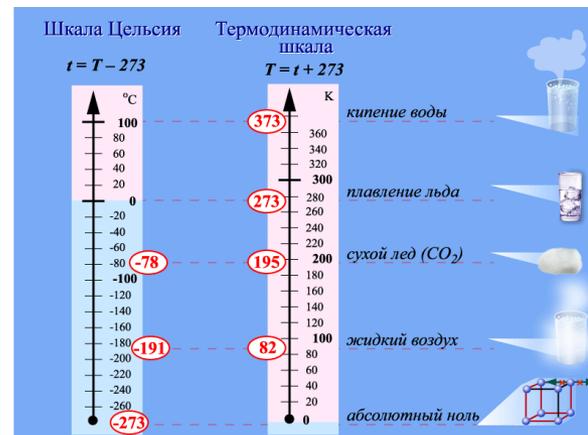
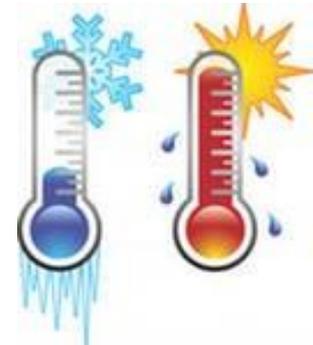


Температура

Тепло передается от более нагретого к менее нагретому

Шкала Цельсия

$$t = \frac{V - V_0}{V_{100} - V_0} \cdot 100^\circ$$



Термодинамическая шкала не зависит от свойств термометрического тела

$$T \sim \langle \varepsilon_{kin} \rangle$$

Уравнение состояния идеального газа

Для заданной массы газа

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

Идеальный газ – это газ взаимодействием молекул которого можно пренебречь

$$\frac{pV}{T} = \text{const}$$

Для 1 моля

$$\frac{pV_M}{T} = R$$

$$\nu = \frac{m}{M}$$

$$R = 8.31 \left(\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} \right)$$

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$n \equiv \frac{N}{V}$$

$$k = \frac{R}{N_A} = 1.38 \cdot 10^{-23} \left(\frac{\text{Дж}}{\text{К}} \right)$$

$$p = nkT$$

Внутренняя энергия и теплоемкость идеального газа

$$U = \nu RT$$

Внутренняя энергия зависит только от температуры

$$C_{\text{тела}} = \frac{d'Q}{dT}$$

Теплоемкость = количество тепла необходимое для повышения температуры на 1 градус

C - молярная теплоемкость c - удельная теплоемкость (на единицу массы)

1) Нагрев при постоянном объеме

$$U = C_V T \quad \text{Для 1 моля идеального газа}$$

$$C_V = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_V$$

2) Нагрев при постоянном давлении

$$d'Q_p = dU + pdV$$

$$C_p = C_V + p \left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_p = C_V + R$$

$$\gamma \equiv \frac{C_p}{C_V} = 1 + \frac{R}{C_V}$$

Основные уравнения идеального газа

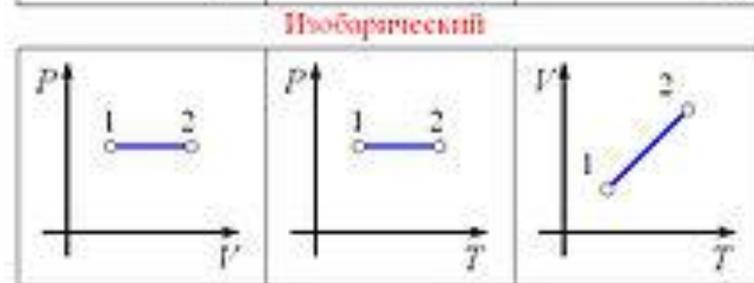
1) Изотерма $T = \text{const}$

$$pV = \text{const}$$



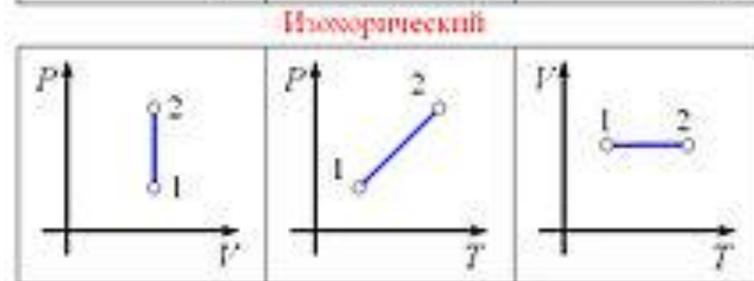
2) Изобара $p = \text{const}$

$$\frac{V}{T} = \text{const}$$



3) Изохора $V = \text{const}$

$$\frac{p}{T} = \text{const}$$



Уравнение адиабаты идеального газа

Адиабатический процесс – без теплообмена с окружающей средой

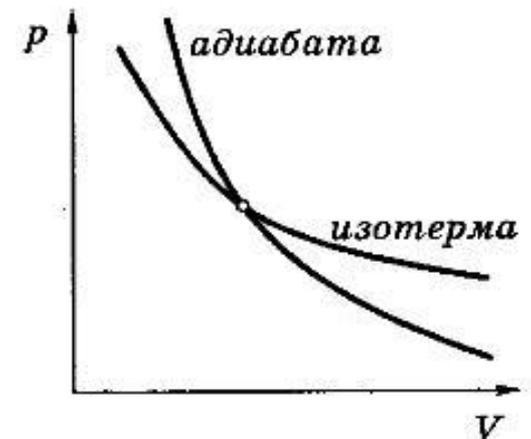
$$Q = 0 \quad C = \frac{d'Q}{dT} = const$$

$$d'Q = C_V dT + p dV = 0$$

$$p = \frac{RT}{V}$$

$$C_V dT + RT \frac{dV}{V} = 0$$

$$\frac{dT}{T} + \frac{R}{C_V} \cdot \frac{dV}{V} = 0$$



$$d \left(\ln T + \frac{R}{C_V} \ln V \right) = 0$$

$$\ln T + \frac{R}{C_V} \ln V = const$$

$$\frac{R}{C_V} = \gamma - 1$$

$$TV^{\gamma-1} = const$$

$$pV^{\gamma} = const$$

Политропический процесс

Политропический процесс – когда теплоемкость постоянна $C = \text{const}$

$$CdT = C_V dT + pdV \quad pV = RT$$

$$pV = RT \quad \rightarrow \quad pdV + Vdp = RdT$$

$$(C - C_V - R)pdV + (C - C_V)Vdp = 0$$

$$(C - C_p) \frac{dV}{V} + (C - C_V) \frac{dp}{p} = 0$$

$$(C - C_p) \ln V + (C - C_V) \ln p = \text{const}$$

$$pV^n = \text{const}$$

$$n \equiv \frac{C - C_p}{C - C_V}$$

Процесс	n
изобара	0
изотерма	1
адиабата	γ
изохора	∞

Работа при различных процессах

$$A_{12} = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$

1) Изобара

$$A_{12} = p(V_2 - V_1)$$

2) Изотерма

$$A_{12} = \frac{m}{M} RT \ln \frac{V_2}{V_1}$$

3) Политропа

$$p = \frac{p_1 V_1^n}{V^n}$$

$$A_{12} = p_1 V_1^n \int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V^n} = \frac{p_1 V_1^n}{n-1} \left[1 - \left(\frac{V_1}{V_2} \right)^n \right]$$

Газ Ван-дер-ваальса

Для 1 моля идеального газа

$$pV = RT$$

Для 1 моля реального газа

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

$$\frac{a}{V^2}$$

Поправка , обусловленная взаимным притяжением молекул

b

Поправка , вследствие конечного объема молекул

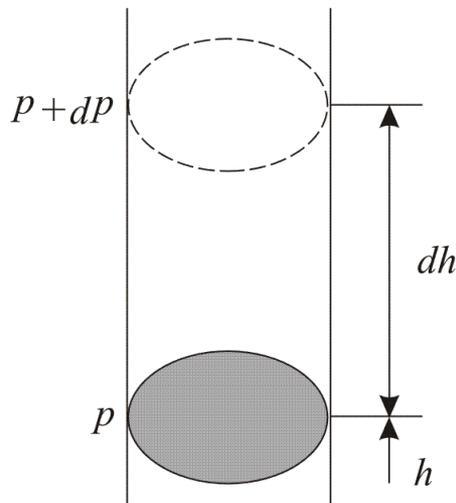
Для ν молей

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

$$a' \equiv \nu^2 a$$

$$b' \equiv \nu a$$

Барометрическая формула



$$p - (p + dp) = \rho g dh$$

$$dp = -\rho g dh$$

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

$$p = \frac{\rho}{M} RT$$

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

$$dp = -\frac{pMg}{RT} dh$$

$$\frac{dp}{p} = -\frac{Mg}{RT} dh$$

$$\ln p = -\frac{Mgh}{RT} + \ln C$$

$$p = p_0 e^{-\frac{Mgh}{RT}}$$