

## Тема 5 Термодинамика-физика за 1а,б,в,г,

Професор Виолета Глигоровска

### 5.1. Основни поими во термодинамиката

**Термодинамиката** (од грчки: *θέρμη*, топлина и *δύναμις*, сила; буквално може да се преведе како *топлосила*) се занимава со топлинските процеси, протекува во телата пропратено со промена на температурата, големината, условите и врската со други форми на енергија и работа

Термодинамика е наука која ги проучува појавите настанати од меѓусебното претворање на топлината и другите форми на енергија (механички, хемиски, електрични).

Искусствено се знае дека од механичка работа се добива топлина .

Ние знаеме дека на пример со триење, механичката енергија се претвора во топлина (добивање на огнот во старите времиња). Оваа пренамена е релативно лесно и целосно, што значи дека сите трудот вработени се претвора во топлина. Познато е исто така дека топлината може да се конвертира во механичка работа. Херон Александриски приметил дека водата со загревање врие и испарува претворајќи се во пареа која може да врши работа.

**Термодинамиката** е физичка дисциплина што ги изучува својствата на топлинската енергија и нејзините трансформации. Поделена е на **рамнотежна термодинамика** и **нерамнотежна термодинамика**.

**Рамнотежната термодинамика** ги изучува системите што се во состојба на стационарна термодинамичка рамнотежа, додека нерамнотежната термодинамика ги изучува оние системи што не се во состојба на термодинамичка рамнотежа.

Кога зборуваме за термодинамиката, вообичаено се мисли на феноменлошката термодинамика која термодинамичките системи ги изучува феноменолошки, односно со воопштување на експерименталните резултати и не водејќи сметка за микро карактеристиките на системите. Законитостите во термодинамиката се засновани на термодинамичките принципи.

Во термодинамиката, **термодинамички систем**, првично наречен **работна супстанца**, се дефинира како оној дел од вселената на кој сме сосредоточени. Една хипотетичка граница го одделува овој систем од останатиот дел на вселената, наречен околина или резервоар. Многу корисна е класификацијата на термодинамичките системи која се основа на природата на границата и величините кои протекуваат низ неа, како што

се материја, енергија, работа, топлина и ентропија. Систем може да биде било што, на пример раствор во епрувета, жив организам, електрична мрежа, планета итн.

Во изолираните системи е забележано дека со тек на времето, внатрешните преуредувања (заемодејства) постепено исчезнуваат и се доаѓа до една блиску-стабилна состојба. Притисоците и температурите тежнеат да се изедначат, додека материјата се распоредува во неколку релативно хомогени агрегатни состојби. Систем во кој сите процеси на измена дошле практично до својот крај се смета дека е во состојба на термодинамичка рамнотежа. Термодинамичките својства на системот во рамнотежа не се менуваат со времето. Рамнотежните системи се многу полесни за опишување на детерминистички начин, за разлика од оние кои не се во рамнотежа.

При термодинамичките процеси, големите отстапувања од рамнотежната состојба за време на интермедиерните чекори се резултат на зголемувањето на ентропијата и производството на повеќе топлина наместо корисна работа. Може да се покаже дека за да еден процес биде повратен, тогаш секој чекор во процесот мора да е повратен. За да еден чекор од даден процес биде **повратен**, системот мора да биде во рамнотежа за време на одвивањето на чекорот. Оваа идеална состојба не може да се постигне во пракса, бидејќи ни еден чекор не може да се одвива без нарушување на рамнотежата во системот, но може приближно да се дојде до неа со постепено (бавно) одвивање на промените во системот. Во отворените системи, материјата може да навлегува и излегува од границата на системот. **Неповратен процес** не можат сами од себе да се одвиваат во обратна насока, т.е. без дејство на надворешни фактори.

**Топлината** се дефинира како енергија во преод која се регистрира (чувствува) и пренесува како резултат на температурната разлика. Топлината секогаш поминува од потопло на постудено тело, така што насоката на распространување е одредена со природен закон (вториот закон на термодинамиката). Топлина е движењето на топлинската енергија од еден предмет со повисока температура на предмет со пониска температура. Топлината се означува со  $Q$ , а SI -единица за топлина е џул (J). Кога температурите ќе се изедначат, топлината е еднаква на нула. Топлината исклучиво е поврзана за преодот, па таа е процесна големина. Конвенција за преод на топлина:

$\Delta Q > 0$  - ако топлината му е предадена на системот

$\Delta Q < 0$  - ако системот ја предал топлината на околината

Топлината се пренесува со кондукција, конвекција и зрачење.

## 5.2. Внатрешна енергија. Степени на слобода на молекулите

Енергијата представува збир на сите движења што може да ги има едно тело (материја). Движењата можат да бидат

1. **Видливи (макро)** или надворешни и

2. **Невидливи (микро)** кои ги прават молекулите како најситни честички што ги задржале особините на материјата. Во невидливи движења спаѓаат и движењата на атомите. Оваа енергија се нарекува атомска енергија. Збирот на енергиите на молекулите и атомите се нарекува **внатрешна енергија**.

Движењата на телото може да бидат изразени како а) транслација и б) ротација.

Надворешната енергија може да биде енергија на положбата или **потенцијална енергија** и енергија на движење или **кинетичка енергија**. Збирот на кинетичката и потенцијалната енергија со заедничко име се нарекува **механичка енергија**. Овој збир секогаш е константен по физичкиот закон за зачувување на механичката енергија. Разликата на енергијата меѓу две нивоа (почетно и крајно) се нарекува **работа**.

Внатрешната енергија е кинетичка енергија на молекулите и може да биде изразена како **притисна енергија** и **топлина**.

### Работно тело



Специфичен волумен на гасовите

СПЕЦИФИЧЕН ВОЛУМЕН

$$\nu = \frac{V}{m} \quad (\text{m}^3/\text{kg})$$

ГУСТИНА

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (\text{kg}/\text{m}^3)$$

**Волуменот** е физичка големина и го представува просторот што го зафаќа материјата. Волуменот на гасовите е простор што го зафаќа садот во кој се наоѓа

одредено количество гас.

Волуменот што го зафаќа единица маса гас при одредени услови се нарекува **специфичен волумен**

Реципрочната вредност на специфичниот волумен представува **густина** на гасот.

**Температурата** е внатрешна големина на состојбата на гасовите која го покажува степенот на нивната загреаност, и ја карактеризира нивната толинска состојба. Ако имаме два сада со гас од кои едниот е потопол а другиот поладен и ако се допрат еден до друг ќе забележиме дека потоплиот сад се лади а поладниот се загрева се додека не се изедначат нивните температури. Во тој момент кажуваме дека двата сада се во топлинска рамнотежа, и имаат иста температура.

Во интернационалниот систем на мерни единици температурата е основна големина со единица мера 1К(Келвин), изразена преку Келвинова температурна скала (Термодинамичка топлинска скала)

На оваа скала нема негативна температура. Големината 0 К се нарекува **апсолутна нула**. Состојбата при температура од 0 К се нарекува термодинамичка смрт бидејќи не постои никакво движење на молекулите од материјата.

Температурата представена преку термодинамичката топлинска скала се нарекува апсолутна температура.

Математички таа се пресметува преку изразот:  $T = t + 273,15 \text{ K}$

Големината еден степен целзиусов е големина која оговара на стоти дел од разликата меѓу температурата на мрзнење на водата 0 оС и температурата на вриење на водата 100 оС

**Внатрешната енергија** на еден систем е поврзана со неговите атоми и молекули. Внатрешната енергија ги вклучува: кинетичката енергија на ротационото, транслаторното и вибрационото движење на **атомите** и **молекулите**, потенцијалната енергија во молекулите и потенцијалната енергија на дејство меѓу молекулите. Важна големина за секој термодинамички систем е неговата вкупна енергија, која се определува како збир од **кинетичката енергија**  $E_k$ , од потенцијалната енергија  $E_p$  и од внатрешната енергија  $U$  на системот:

$$E = E_k + E_p + U.$$

Многу често во реалните физички проблеми се разгледуваат макроскопски системи кои не се движат и чија **потенцијална енергија** во надворешното поле на некоја сила е занемарливо мала. За такви случаи ќе важи:  $E_k = E_p = 0$ , што значи дека вкупната енергија на системот ќе биде еднаква само на неговата внатрешна енергија. Во тој случај од равенката следува:  $E = U$ . Промената на внатрешната енергија на системот е директно врзана за промената на неговата температура:  $\Delta U = n \cdot j / 2 \cdot k \Delta T$ , каде што  $n$  е количество на **супстанција**,  $j$  е број на степени на слобода,  $k$  е **Болцманова константа**,  $T$  е термодинамичка температура.

Промената на внатрешната енергија може да се изрази и преку специфичниот топлински капацитет:  $\Delta U = m c_v T$ . Од друга страна температурата на гасот е поврзана со волуменот и притисокот, што значи дека внатрешната енергија зависи од параметрите на состојбата на системот  $U = f(p, V, T)$ .

Состојбата на системот може да се промени само со трошење на енергијата од страната на системот или со внесување на енергијата во системот.

Во термодинамиката тоа се постигнува или со вршење работа или со одземање количество топлина од системот.

Во термодинамиката, вкупната енергија на системот се вика внатрешна енергија. Внатрешната енергија е вкупната кинетичка и потенцијална енергија на молекулите на системот. Со  $\Delta U$  се означува промената на внатрешната енергија кога системот трпи промена во однос на почетната состојба со внатрешна енергија  $U_i$  до крајна состојба  $f$  со внатрешна енергија  $U_f$ :

$$\Delta U = U_f - U_i$$

За да се определи вкупната кинетичка енергија на повеќетоатомните молекули се воведува поимот степен на слобода на движење на молекулите. Степенот на слобода на движење на телото е еднаква на бројот на независни движења на кои може да се разложи движењето на телото.

Внатрешната енергија е функција на состојбата, во смисла на тоа дека нејзината вредност зависи само од моментната состојба на системот и е независна од тоа како системот дошол во таа состојба. Со други зборови, таа е функција од својствата што ја определуваат таа состојба на системот. Промената на било која од променливите на состојбата (на пример, притисокот) доведува до промена на внатрешната енергија. Внатрешната енергија е екстензивна величина. Фактот дека внатрешната енергија е функција на состојбата има далекусежни последици од клучно значење.

### 5.3. Равенка за работа на гасот и парата

Да разгледаме идеален гас затворен во еден цилиндар каде клипот се придвижува. Гасот врши мала работа каде  $A = Fh$

Кога

**Работа идеалногo гaзa.**



$\Delta A = F \Delta h = pS \Delta h = p \Delta V$

Если давление не меняется то

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

В общем случае

$$A = \int_{V_1}^{V_2} p dV$$


Кога гасот се шири врши позитивна работа против дејството на надворешната сила. При компресија (волуменот се намалува) работата е негативна. Од равенката  $A = p \Delta V$  гледаме дека работата зависи од промена на волуменот независно дали се шири или стеснува волуменот.

Кај изопроцесите да разгледаме

1.Изохорен процес е константен при загревање или ладење на гасот се менува притисокот.Значи кај изохорниот процес гасот не врши работа.Значи целокупната топлина што му се одава или одзема на гасот предизвикува промена на внатрешната енергија.

Основные формулы

1. Уравнение состояния идеального газа (Менделеева – Клапейрона)

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

2. Внутренняя энергия

одноатомного газа

$$U = \frac{3}{2} \frac{m}{M} RT = \frac{3}{2} pV$$

двухатомного газа

$$U = \frac{5}{2} \frac{m}{M} RT = \frac{5}{2} pV$$

3. Работа газа

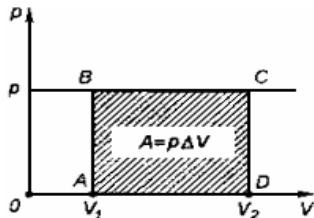
$$A' = p\Delta V = \frac{m}{M} R\Delta T$$

4. Работа внешних сил

$$A = -A' = p(V_1 - V_2)$$

MyShared

Кај изобарниот процес бројно е еднаква на зацртаната површина на p-V дијграм.Од Клајпероновата равенка се менува волуменот и температурата.



Па работата кај идеалниот гас при изобарниот процес ќе биде

### Основные формулы

1. Уравнение состояния идеального газа (Менделеева – Клапейрона)

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

2. Внутренняя энергия

- одноатомного газа  $U = \frac{3}{2} \frac{m}{M} RT = \frac{3}{2} pV$
- двухатомного газа  $U = \frac{5}{2} \frac{m}{M} RT = \frac{5}{2} pV$

3. Работа газа

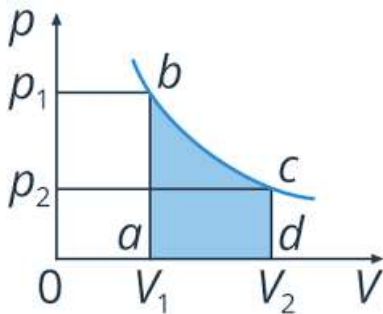
$$A_{\text{газ}} = p \Delta V = \frac{m}{M} R \Delta T$$

4. Работа внешних сил

$$A = - A_{\text{газ}} = p(V_1 - V_2)$$

Кај изотермниот процес гасот има константна температура, се шири или збива внатрешната енергија на системот не се менува. На  $p$ - $V$  дијаграм извршената работа ќе биде меѓу  $V_1$  и  $V_2$  во кои е извршена промена на волуменот.

Незаситената пара се однесува како и гасот, според тоа сето ова што важи за гасот ќе важи и за работата и за парата.



### 5.4.Прв принцип во термодинамиката

Првиот закон на термодинамиката за отворени системи гласи: зголемувањето на внатрешната енергија на еден систем е еднаква на количината енергија додадена на системот преку проток на материја во него и со загревање, минус количината на изгубена материја во форма на работа обавена од страна на системот

Овој принцип се однесува на промената на внатрешната енергија на термодинамичкиот процес, како резултат на топлинските процеси при што се врши работа или пак се разменува топлина. Заемното претварање на топлинска енергија во механичка работа секогаш има определен сооднос. Во термодинамиката е познат како прв принцип на термодинамиката. Доведеното количество на топлина  $Q$  е еднаков на збирот на внатрешната енергија  $U$  и извршената работа  $A$ .



Кај изопроцесите претварањето на топлинската енергија ,што учествува во процесот се претвара во механичка работа.

1.Кај изохорниот процес ,гасот не се шири ( $V=\text{const}$  ),па извршената работа е нула . $Q=U$ .,бидејќе  $A=0$ .Ако гасот се загрева ,значи се зголемува внатрешната енергија на системот.Ако гасот се лади , внатрешната енергија на системот се намалува.

2.Кај изобарниот процес ,при загревање гасот се шири па се зголемува внатрешната енергија.При ладење гасот се собира ,па се намалува внатрешната енергија.

3.Кај изотермниот процес ,ако гасот се загрева ,целото количество на топлина се троши за вршењена работа против надворешните сили.Гасот врши позитивна работа.Ако гасот се лади гасот врши негативна работа.

## 5.5. Адијабтски процеси

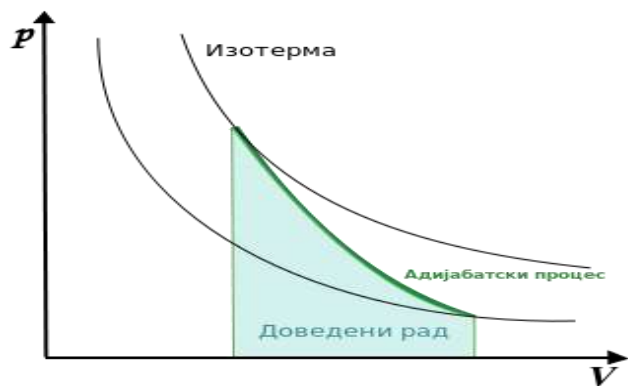
<https://www.youtube.com/watch?v=TbgoCcfilXU>

Адијабатичкиот процес е процес во кој размената на топлина на системот со надворешното опкружување е занемарлива.

Работата извршена помеѓу двете состојби од страна на адиабатскиот процес е целосно одредена од овие две состојби и не зависи од какви било надворешни услови. Работата извршена на овој начин е еднаква на разликата на внатрешните енергии на двете состојби:  $A = U_2 - U_1$

Адиабатските процеси не можат реално да се постигнат затоа што мора да постои барем мала размена на топлина со надворешното опкружување, што зборува за самото име, што би можело да се преведе како невозможност. За да се намалат загубите на топлина, овие процеси мора да се одвиваат многу брзо.





Процесите во кои гасот не разменува топлина со околината се нарекуваат адијабатички процеси.

Постојат два начина за исполнување на барањето.

- Првата е да се затвори гасот во сад што е максимално термички изолиран од околината (за што изолацијата би била најдобра како кај термос-шише).
- Друг начин е процесот во гасот да се случи многу брзо, така што гасот - за време на процесот - да нема време за значителна размена на топлина со неговата околина. За време на брза компресија, секој гас се загрева, а за време на брзото проширување се лади.

Очигледно, најдобрата комбинација на овие два начина. Во реални услови, многу е тешко да се оствари адијабатскиот процес затоа што е невозможно целосно да се изолира гасот од околината. Како и да е, колку е помала количината на топлина што гасот ја прима од околината или ја пренесува, толку поблизу е набудуваниот процес до адијабатскиот.

Ако адијабатски процес се случи во гас, тогаш првиот принцип на термодинамика треба да се примени и на овој гас:

Во адијабатичките процеси, системот работи само на штета на својата внатрешна енергија: На  $pV$  дијаграмот кривата линија се нарекува адијабата, кривата линија е пострмна од изотермата.

## 5.6. Коефициент на полезно дејство кај топлинските машини

Термодинамика

- Цикл Карно – цикл, состојачи од два адиабат и два изотерм.
- КПД цикла Карно :
 
$$\eta = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = 1 - \frac{T_2}{T_1}$$

КПД цикла Карно не е равен 1, КПД цикла Карно е поголем од КПД на било кој друг цикл, кој работи меѓу истите температури на загревање и ладење, како и циклусот Карно.



Основные формулы

6. Первый закон термодинамики

$$\Delta U = A + Q$$

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

7. КПД тепловых двигателей

$$\eta = \frac{A'}{Q_1} \rightarrow A' = Q_1 - |Q_2|$$

$$\eta = \frac{Q_1 - |Q_2|}{Q_1} \rightarrow \eta_{\max} = \frac{T_1 - T_2}{T_1}$$

MyShared

Ова е последна тема предвидена според наставниот план за прва година. Оваа тема да ја среботите до крајот на месецот.

Поздрав проф. Вики

