



Термохемија

(2 часа)

Термохемија

Основни поими: Природа на енергијата

- ▶ Научната дисциплина што ја проучува енергијата и нејзините трансформации се нарекува **термодинамика**.
- ▶ Научната дисциплина што ги проучува врските помеѓу хемиските реакции и енергетските промени се нарекува **термохемија**.
- ▶ **Сила е секој вид на привлечно или одбивно дејство што се врши врз некој објект.**

$$F = m a$$

F-сила, m-маса, a-забрзување

Пример: Гравитацијата е привлечна сила што не држи врз земјината површина.
Електростатската сила ги држи заедно протоните и електроните во атомот.

- ▶ **Работа:**

$$W = F d$$

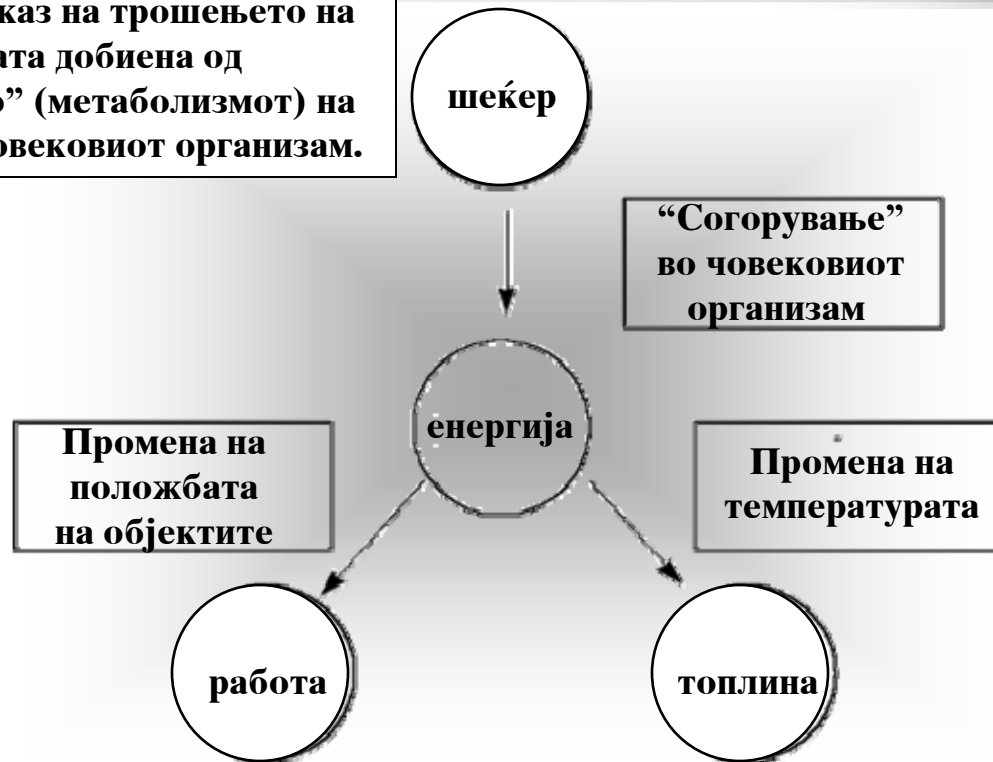
W-работа, F-сила, d-распојание

За да се промени положбата на некој објект, врз којшто делува некоја сила, потребно е да се потроши **енергија** во облик на **извршена работа**.

- ▶ Топлина е енергија што се пренесува помеѓу два објекти што имаат различна температура. Енергија во облик на топлина се пренесува од објект со повисока кон објект со пониска температура.

Важно: Температурата и топлината не е исто!

Шематски приказ на трошењето на енергијата добиена од “согорувањето” (метаболизмот) на шеќерите во човековиот организам.



Енергијата најлесно се манифестира како способност да се врши работа или да се пренесува топлина!

Кинетичка и потенцијална енергија

- ▶ **Кинетичка енергија** е енергија на движењето.

$$E_k = \frac{1}{2}mv^2$$

E_k -кинетичка енергија, m -маса, v -брзина на движење

- ▶ Енергијата на објектот која зависи од неговата релативна положба во однос на останатите објекти-некаков облик на складирана енергија, се нарекува **потенцијална енергија**. Потенцијалната енергија е резултат на привлечните или одбивните дејства помеѓу објектите.
- ▶ Хемиската, како и термалната енергија на супстанците, е во врска со потенцијалната и кинетичката енергија на атомско ниво.
- ▶ **Хемиската енергија** е во врска со потенцијалната енергија што е определена од соодветен распоред на електроните и протоните во атомот.
- ▶ **Термалната енергија** ја отсликува кинетичката енергија на градивните единици на супстанцата.

Единици за енергија

- ▶ Основна SI единица за енергија е **џул (J)**.

Единицата за енергија го добила името во чест на научникот James Prescott Joule (1818-1889), англиски научник кој ја истражувал работата и енергијата.

$$J = \text{kg m}^2 \text{s}^{-2}$$

- ▶ Единица за енергија што не е во SI, но традиционално често се користи е **калорија (cal)**.

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J}$$

Енџалџија

- ▶ Енергетските промени во текот на хемиските реакции најчесто се манифестираат во облик на топлина, а не во облик на работа.
- ▶ Кога хемискиот процес протекува со **аџсорбирање** на топлина од околината, тогаш станува збор за **ендоџермен хемиски џроцес**.
- ▶ Кога хемискиот процес протекува со **оддавање** на топлина кон околината, тогаш станува збор за **еџзоџермен хемиски џроцес**.
- ▶ Топлината што се апсорбира или ослободува од хемискиот систем, а притоа притисокот во хемискиот систем е константен, се нарекува **енџалџија или џоџочно речено, џромена на енџалџијата (ΔH)**.

Забелешка: Поимот енџалџија има значење на содржина на џоџлина.

Промената на енџалџијата на хемискиот систем ΔH е еднаква на џоџлината аџсорбирана или ослободена од хемискиот систем џри константен џриџисок, q_p .

$$\Delta H = q_p$$

- ▶ Промената на енталпијата на хемискиот систем е **разлика** од енталпијата на системот на **крајот** од хемиската промена и на **џочетџокот** од хемиската промена.

$$\Delta H = H_{\text{крајна}} - H_{\text{почетна}}$$

- ▶ За **ендоџермни** реакции $H_{\text{крајна}} > H_{\text{почетна}}$, $\Delta H > 0$ (**позитивна** промена на енталпијата, системот се збогатил со енергија)
- ▶ За **екзоџермни** реакции $H_{\text{крајна}} < H_{\text{почетна}}$, $\Delta H < 0$ (**негативна** промена на енталпијата, системот изгубил енергија)

Реакциона енталпија

Промената на енталпијата на хемискиот систем е разлика од енталпијата на системот на крајот и на почетокот од неговата состојба. Бидејќи на почетокот во хемискиот систем егзистираат само реактантите, а на крајот продуктите, тогаш промената на енталпијата на реакциониот систем ΔH може да се дефинира и како разлика од енталпијата на продуктите и реактантите, и да се нарече **реакциона енталпија** $\Delta_r H$.

$$\Delta_r H = H_{\text{продукти}} - H_{\text{реактанти}}$$



Хемиската равенка што содржи податоци за состојбата на учесниците во реакцијата и за реакционата енталпија се нарекува **џермохемиска равенка**.

Особини на енталпијата

- ▶ Енталпијата е **екстензивно својство**, што значи дека нејзината величина зависи од **количеството на реактанти** потрошени во текот на хемиската реакција. Двојно поголемо количество на реактанти ќе резултира со двојно поголема вредност на реакционата енталпија.
- ▶ Доколку хемиската реакција се одвива во **обратна насока** од првобитната (од продуктите да се добиваат почетните реактанти) тогаш реакционата енталпија ја **задржува бројната вредност, но се менува нејзиниот знак**.

Пример: При реакција на $2 \text{ mol H}_{2(g)}$ и $1 \text{ mol O}_{2(g)}$, при што се добиле $2 \text{ mol H}_2\text{O}_{(g)}$ се **ослободила** енергија во облик на топлина од $486,3 \text{ kJ}$ (егзотермен процес $\Delta_r H = -486,3 \text{ kJ/mol}$), но при разложување на $2 \text{ mol H}_2\text{O}_{(g)}$ до $2 \text{ mol H}_{2(g)}$ и $1 \text{ mol O}_{2(g)}$ се **апсорбира** истото количество топлина (ендотермен процес, $\Delta_r H = 486,3 \text{ kJ/mol}$).

- ▶ Реакционата енталпија зависи од физичката (агрегатната) состојбата на учесниците во реакцијата, па затоа состојбата на сите учесници во реакцијата мора да биде експлицитно прикажана во хемиската равенка.

Пример:

- (g) учесникот е во гасовита агрегатна состојба
- (s) учесникот е во цврста агрегатна состојба
- (l) учесникот е во течна агрегатна состојба

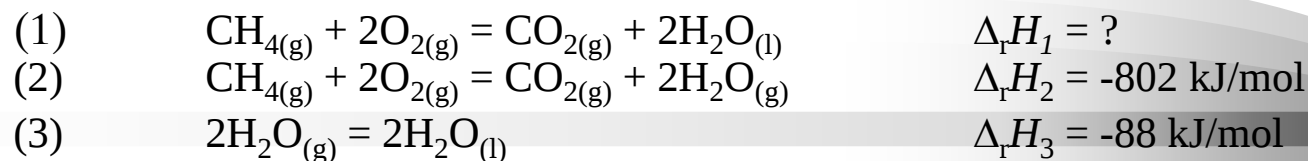
Хесов закон

- ▶ Енталпијата е **функција на состојбата на системот**. Тоа значи дека енталпијата е таква физичка величина којашто не зависи од патот (начинот) на којшто одреден систем стигнал во одредена состојба. Енталпијата зависи само од состојбата на системот, односно зависи од природата на самиот систем и од условите во коишто системот се наоѓа во определен состојба. Затоа, реакционата енталпија се пресметува како разлика на енталпиите на системот во неговата крајна и почетна состојба. Со други зборови, реакционата енталпија **не зависи од специфичноста** преку кој реактантите преминуваат во продукти.
- ▶ Реакционата енталпија е **идентична** величина без оглед дали реактантите во еден “чекор” преминуваат во продукти (едностепена реакција), или тоа се случува преку повеќе “чекори” (серија од последователни меѓуреакции, повеќестепена реакција).

Хесов закон: Ако реакцијата се одвива во **серија** од последователни чекори (степени), тогаш реакционата енталпија е **сума** од реакционите енталпии на поодделните реакциони чекори (степени). Реакционата енталпија не зависи од бројот на реакционите степени, ниту од нивот (механизмот) на хемиската реакција.

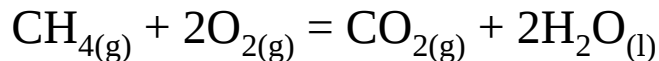
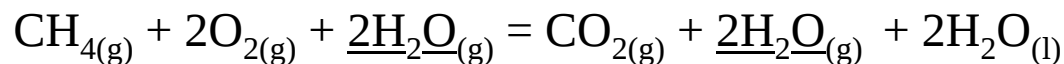
Ова својство на енталпијата има важна практична примена и овозможува пресметување на реакционата енталпија на определен хемиски процес врз основа на познати реакциони енталпии на други хемиски процеси. Следниот пример дава илустрација на хесовиот закон.

Пример: Пресметување на реакционата енталпија на горење на метанот до гасовит CO_2 и течна вода преку реакционите енталпии на горење на метанот до гасовот CO_2 и гасовита вода и енталпијата на фазна претворба на гасовитата вода во течна вода.



- Со линеарна комбинација на равенките (2) и (3) се добива равенката (1):

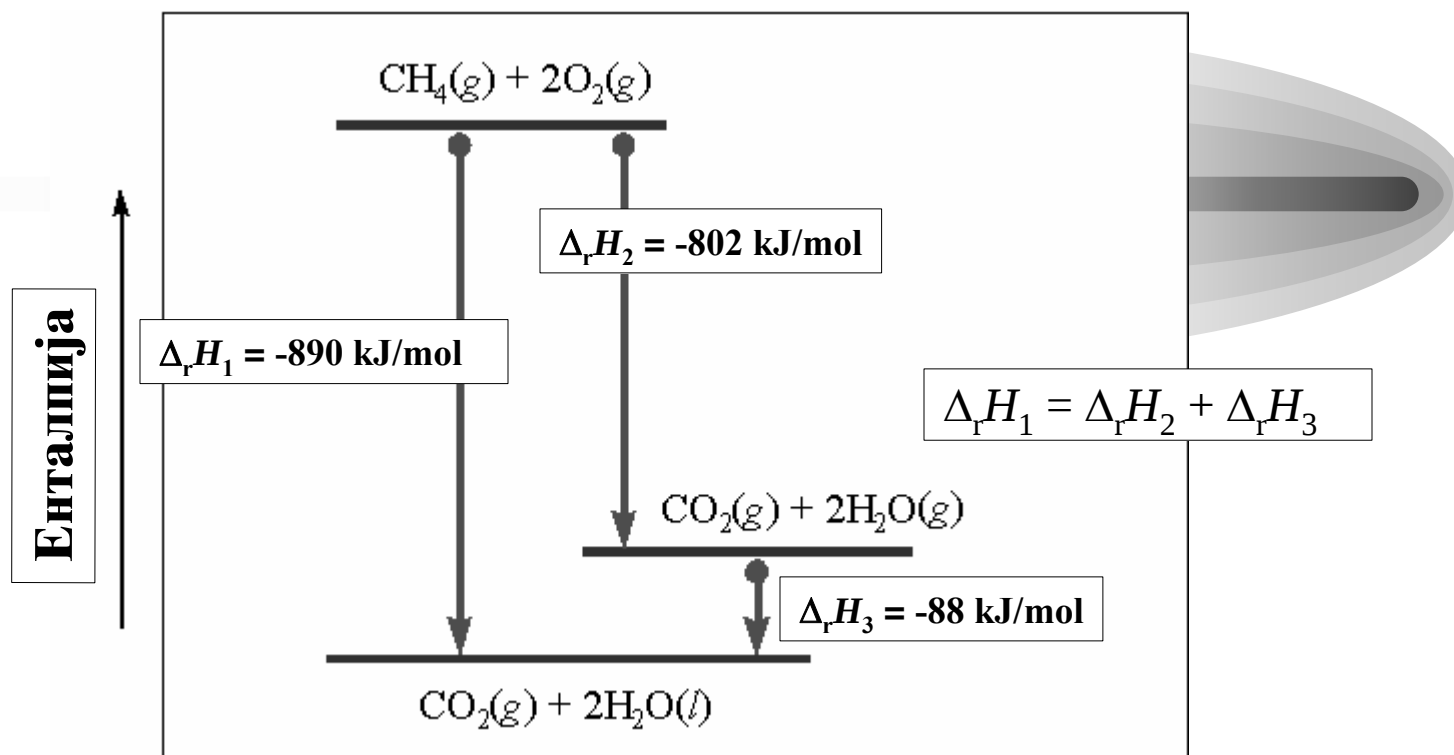
$$(1) = (2) + (3)$$



Според ова, реакционата енталпија на равенката (1) се пресметува преку **идентична линеарна комбинација** на реакционите енталпии на реакциите (2) и (3).

$$\Delta_r H_1 = \Delta_r H_2 + \Delta_r H_3$$

$$\Delta_r H_1 = -802 \text{ kJ/mol} + (-88 \text{ kJ/mol}) = -890 \text{ kJ/mol}$$



Шематски приказ на реакционата енталпија.

Енthalпија на формирање

- ▶ Покрај хемиските промени, и некои физички промени на системот се придружени со промена на енталпијата на системот. На пример, топењето и испарувањето на супстанците се придружени со промена на енталпијата на системот. Затоа, енталпиите на различните процеси, може да се класифицираат според видот на процесот. На пример: *Енthalпија на испарување, енthalпија на втечнување, енthalпија на софорување на сулстанциите во атмосфера на кислород итн.* Покрај ова, можно е да се дефинира и *енthalпија на формирање* на определено соединение.

Енthalпија на формирање на определено соединение, $\Delta_f H$, е реакциона енthalпијата на реакцијата во којашто еден мол од соединението директно се формира од неговите елементи.

- ▶ Реакционата енталпија зависи од: *температурата, притисокот и состојбата* на учесниците во хемискиот процес. За да може да се споредуваат енталпиите на различни реакции, неопходно е енталпиите да бидат измерени при идентични услови.
- ▶ *Стандардна состојба* на супстанците е нивниот *најстабилен облик* при температура од $T = 298 \text{ K}$ ($t = 25^\circ \text{C}$) и притисок од $P = 101\,325 \text{ Pa}$. На пример, течната вода е најстабилниот облик на водата при стандардните услови; графитот е најстабилниот облик на јаглеродот при стандардните услови, итн.

- ▶ Кога сите учесници во реакцијата се во својата стандардна состојба, тогаш реакционата енталпија се нарекува **стандардна реакциона енталпија** $\Delta_r H^\theta$

Стандардна енталпија на формирање $\Delta_f H^\theta$ на определено соединение е реакциона енталпија на реакцијата во којашто 1 mol од соединението се формира директно од неговите елементи, при што сите учесници во реакцијата се наоѓаат во својата стандардна состојба.

Пример: $2\text{C}_{(\text{графит})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} + 1/2\text{O}_{2(\text{g})} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$ $\Delta_f H^\theta(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}) = -277,7 \text{ kJ mol}^{-1}$

Важно: Стандардната енталпија на формирање на елементите во нивната стандардна состојба е еднаква на нула.

Пример: $\Delta_f H^\theta(\text{C}_{(\text{графит})}) = 0, \Delta_f H^\theta(\text{H}_{2(\text{g})}) = 0, \Delta_f H^\theta(\text{O}_{2(\text{g})}) = 0,$

Кога се познати енталпиите на формирање на учесниците во една хемиска реакција, тогаш **реакционата енталпија** може да се пресмета врз основа на **енталпиите на формирање** на учесниците во реакцијата:

$$\Delta_r H^\theta = \sum_i \nu_{\text{продукти}} \Delta_f H^\theta(\text{продукти}) - \sum_i \nu_{\text{реактанти}} \Delta_f H^\theta(\text{реактанти})$$

ν е симбол за стехиометриски коефициент.

Калориметрија

- ▶ Реакционата енталпија експериментално може да се определи преку промената на температурата предизвикана од ослободената или апсорбираната топлина во текот на реакцијата.
- ▶ Мерењето на протокот на топлина се нарекува **калориметрија**.
- ▶ Апаратот што се користи за мерење на протокот на топлина се нарекува **калориметар**.

Тојлински калориметрија

Различни супстанции претрпуваат различна температурна промена при апсорбирање на еднакво количество топлина. Ова својство е во врска со **тојлинскиот калориметрија** на супстанците.

- ▶ Количеството топлина потребно за зголемување на температурата на супстанцата за 1 K се нарекува **тојлински калориметрија на супстанцијата (C)**.
- ▶ Количеството топлина потребно за зголемување на температурата на 1 g супстанца за 1 K се нарекува **специфичен тојлински калориметрија (Cs)**.
- ▶ Количеството топлина потребно за зголемување на температурата на 1 mol супстанца за 1 K се нарекува **моларен тојлински калориметрија (Cm)**.

Забелешка: Колку е поголем тојлинскиот калориметрија на супстанцијата, толку е поголемо количеството топлина што треба да се апсорбира за покачување на температурата на супстанцијата.

- Пресметување на количеството топлина врз основа на капацитетот, специфичниот топлински капацитет и моларниот топлински капацитет:

$$q = C\Delta T$$

$$q = C_s m \Delta T$$

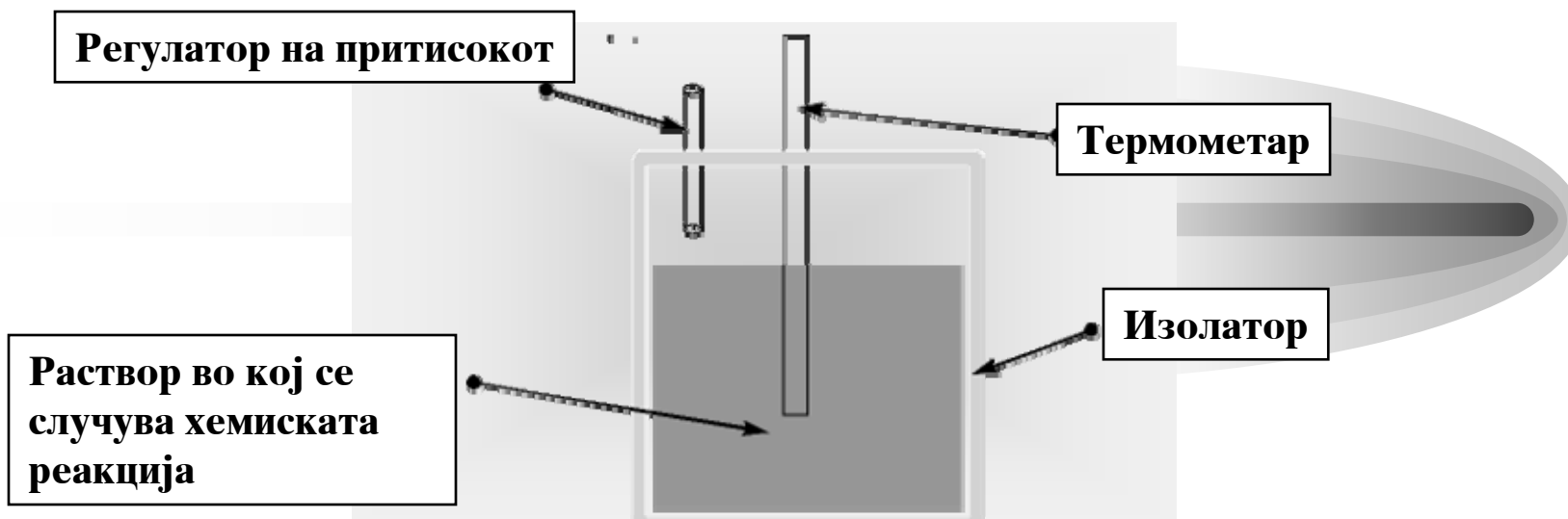
$$q = C_m n \Delta T$$

q	топлина
m	маса
n	количество супстанца
ΔT	температурна разлика

Единици за топлински капацитет $[C] = \text{J K}^{-1}$

Единици за специфичен топлински капацитет $[C_s] = \text{J K}^{-1} \text{g}^{-1}$

Единици за моларен топлински капацитет $[C_m] = \text{J K}^{-1} \text{mol}^{-1}$



Шематски приказ на калориметар со константен притисок.

- ▶ Во практиката често се среќава величина што е во врска со енергијата што се ослободува при согорување на 1 g од некоја супстанца и се нарекува **горивна вреднос** (или “**калорична вреднос**” кога станува збор за хранливите продукти).
- ▶ Енергијата во човековото тело најмногу се обезбедува од метаболизмот на масите и јаглехидратите.

Оксидација на глюкоза: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_{6(s)} + 6\text{O}_{2(g)} = 6\text{CO}_{2(g)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(l)}$ $\Delta_r H^\theta = -2816 \text{ kJ mol}^{-1}$

- ▶ Вишокот на енергија во организмот се складира во облик на масти коишто се нерастворливи во вода и можат лесно да се одвојат во одделни делови на организмот. При нивниот согорување (метаболизам) се ослободува повеќе енергија отколку при метаболизмот на јаглехидратите и протеините.

Соединение	Калорична вредност / kJ g^{-1}
Маси	38
Протеини	17
Јаглехидрати	17