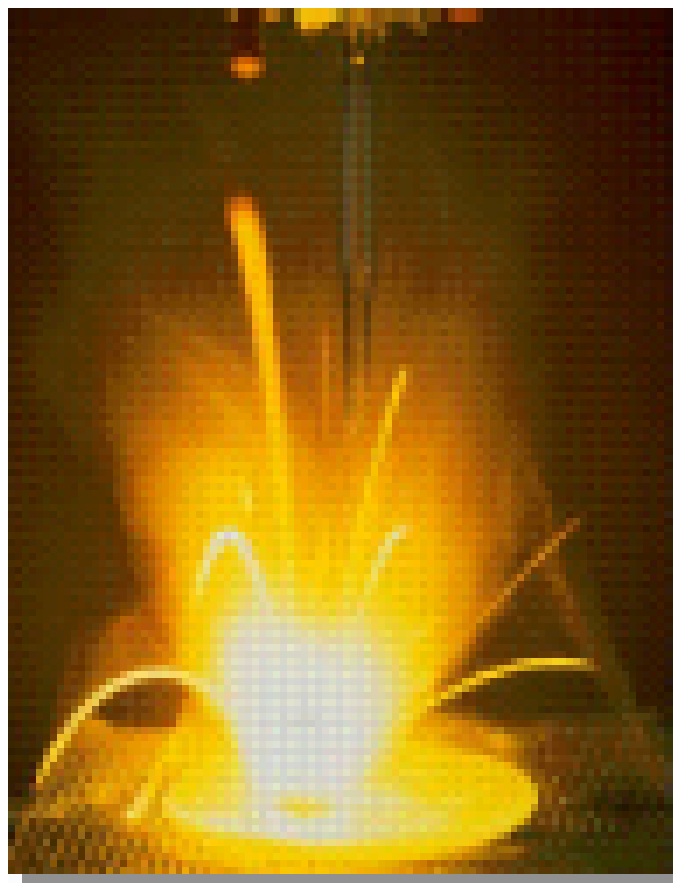


# TERMOHEMIJA ENERGIJA I HEMIJA

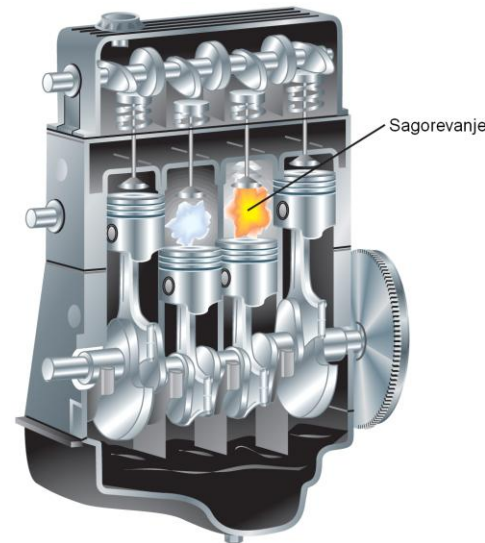


# ENERGETIKA HEMIJSKIH REAKCIJA

Prilikom odvijanja hemijskih reakcija dešavaju se energetske promene prilikom kojih se može oslobađati ili apsorbovati energija

Vrste energije koje se razmenjuju pri hemijskim reakcijama:

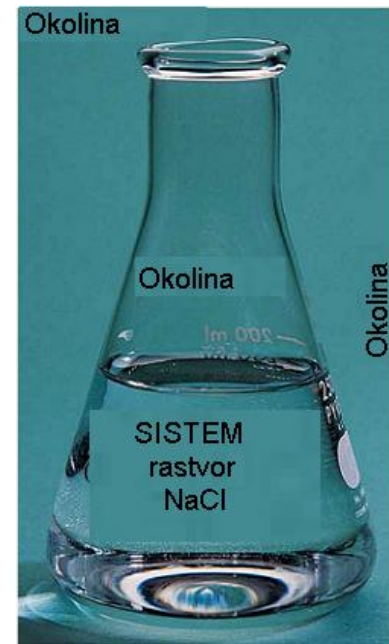
- toplotna energija
- električna energija
- rad
- svetlosna energija



# NEKI OSNOVNI POJMOVI

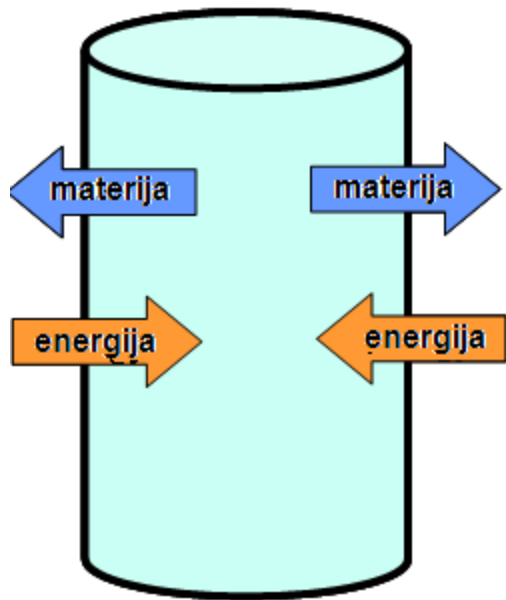
## Termohemijska terminologija

- **SISTEM** – izdvojeni deo svemira koji proučavamo
- **OKOLINA** – ostali deo svemira
- Granica sistema
- Sistem može biti:

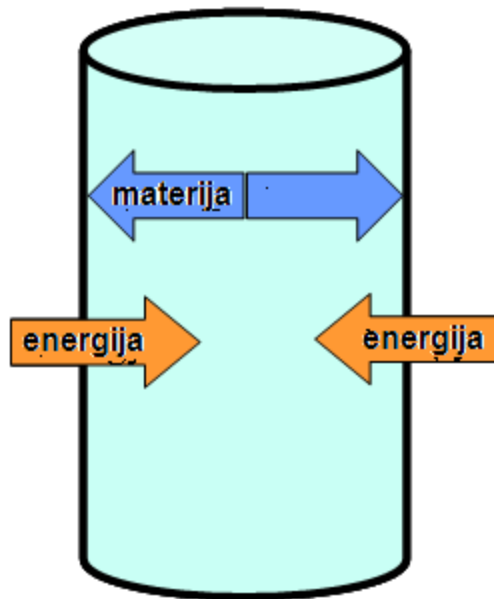


	Protok mase
Otvoreni	+
Zatvoreni	-

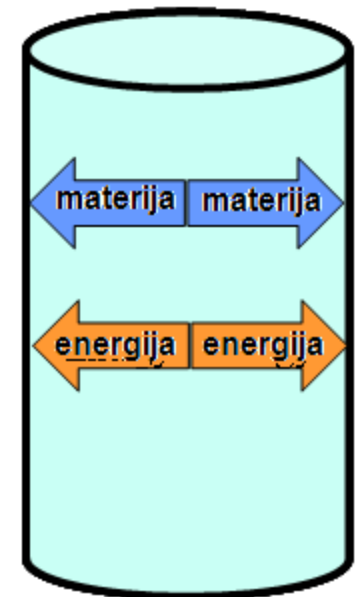
# SISTEM



**OTVORENI**



**ZATVORENI**



**IZOLOVANI**

# Termohemijska terminologija

- **Energija** – merilo sposobnosti sistema da vrši rad ili odaje toplotu
- **Rad** – energija utrošena na kretanje predmeta nasuprot sile
- **Toplota** – vrsta energije koja se prenosi kao rezultat temperaturne razlike sistema i okoline
- **Temperatura** – stepen zagrejanosti nekog tela

# Termohemijska terminologija

## Stanje sistema

U termodinamici definicija pojedinog sistema opisuje njegovo **STANJE**

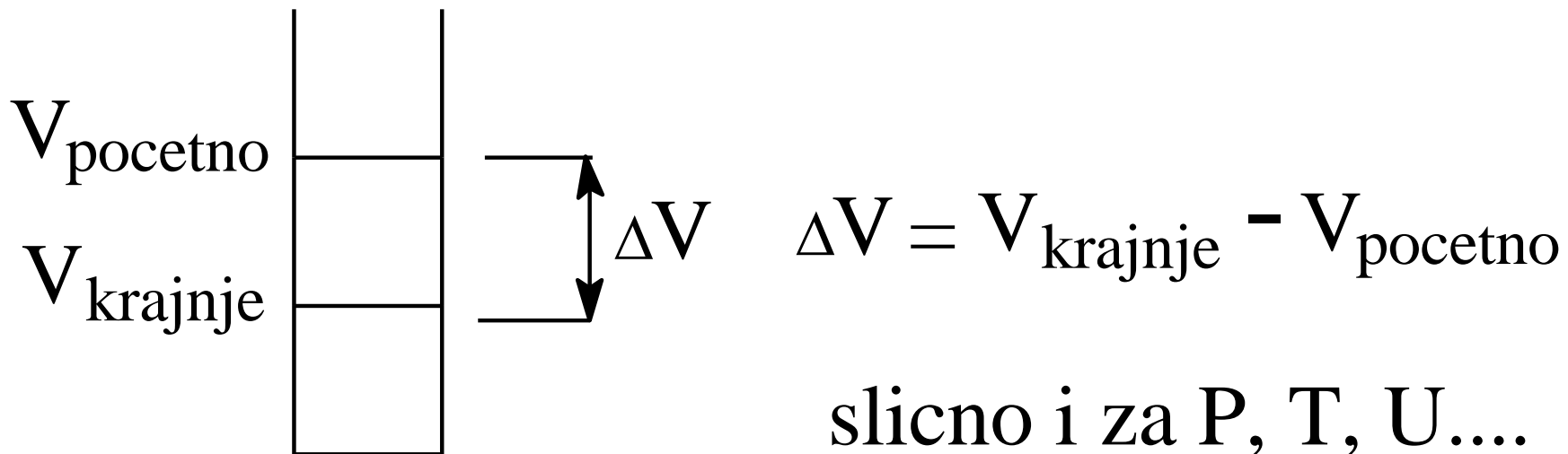
Stanje sistema se najčešće opisuje:

- Agregatnim stanjem (s), (l), (g), (aq)
- Pritiskom, zapreminom i temperaturom
- Hemijskim sastavom sistema
- Alotropske modifikacije, vrsta kristala .....

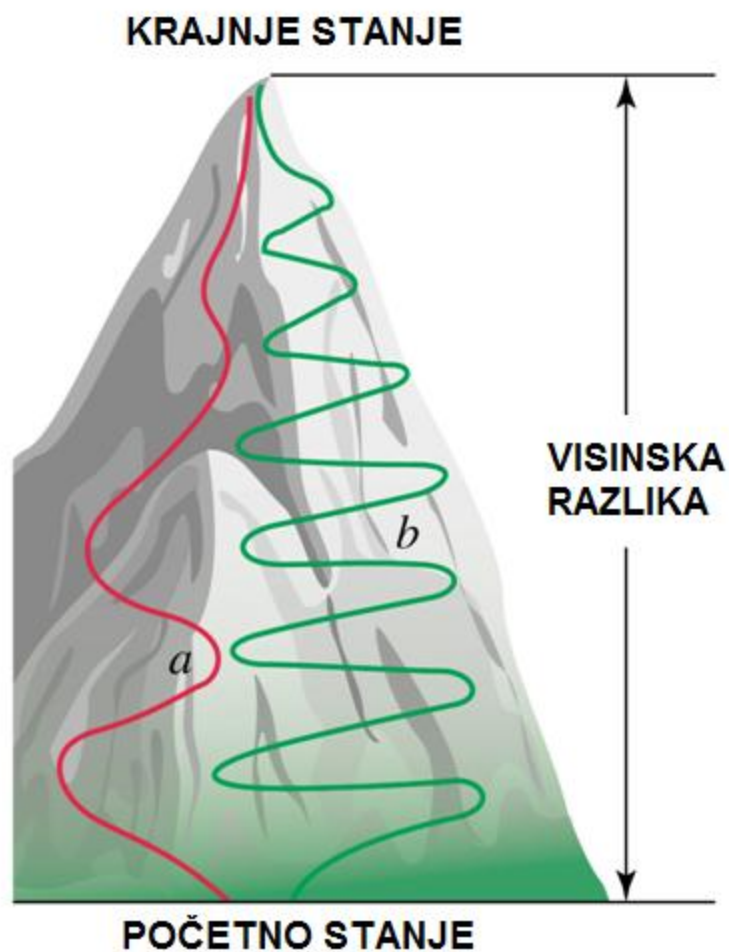
# Termohemijska terminologija

## Funkcije stanja sistema

- P, V i T su funkcije stanja sistema
- Funkcije stanja sistema zavise samo od početnog i krajnjeg stanja



# Funkcije stanja sistema





# Hemijska energija

- Hemijska energija neke supstance potiče od potencijalne energije koja je smeštena u rasporedu atoma u toj supstanci
- Kinetička energija atoma koji čine supstancu je termalna energija – odatle temperatura

# UNUTRAŠNJA ENERGIJA

- Unutrašnja energija ( $E$ ) sistema je suma svih potencijalnih i kinetičkih energija svih komponenta sistema
- Ona obuhvata: sva kretanja molekula (translatorsno, rotaciono, vibraciono), energije svih jezgara, svih elektrona (i kinetičke i potencijalne), energije veza...
- Unutrašnja energija sistema zavisi od:
  - temperature
  - vrste čestica
  - njihove količine
- Nikad ne znamo pravu vrednost unutrašnje energije sistema – isuviše komplikovana za računanje, skoro nemoguća za merenje. Može se meriti samo promena unutrašnje energije pri promeni stanja,  $\Delta U$
- $\Delta U$  – promena unutrašnje energije sistema tokom vremena tj.
- prilikom dešavanja nekog procesa
- $\Delta U = U_{\text{krajnja}} - U_{\text{početna}}$

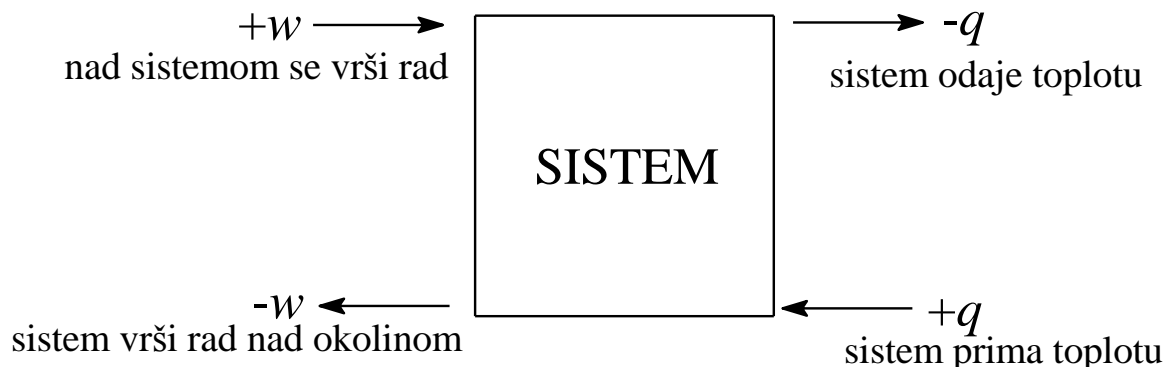
# OZNAČAVANJE RAZMENE TOPLOTE I RADA IZMEĐU SISTEMA I OKOLINE

## Predznak promene energije, toplote i rada

- **Predznak** promene termodinamčkih veličina određen je dogovorom,
- **Predznak** se određuje uvek iz ugla **sistema** i to ako se datom
- promenom stanja sadržaj unutrašnje energije sistema povećava
- znak promene je **pozitivan** a ako se sadržaj unutrašnje energije
- smanjuje znak je **negativan**

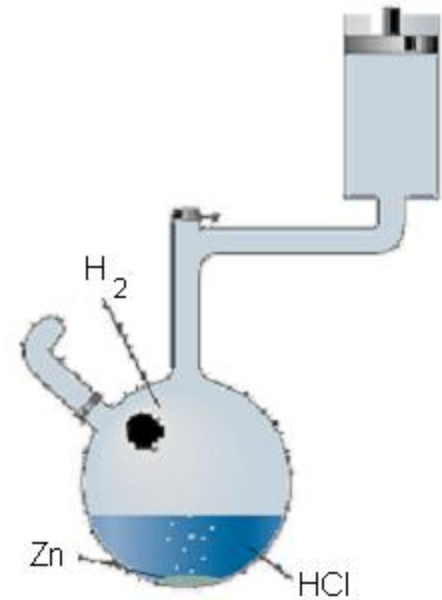
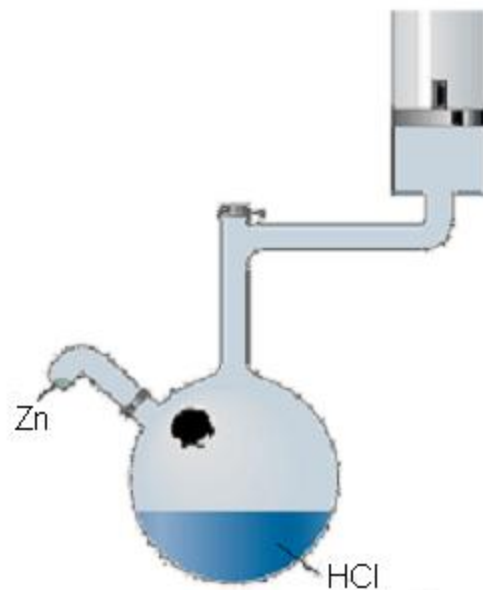
Rad i toplota kao oblici prenošenja energije imaju znak u skladu sa ovom konvencijom

- Rad koji sistem vrši je negativan,  $w_{sis} < 0$
- Rad koji sistem prima je pozitivan,  $w_{sis} > 0$
- Oslobođena toplota je negativna,  $q_{sis} < 0$
- Apsorbovana toplota je pozitivna,  $q_{sis} > 0$



# RAD PRITISAK - ZAPREMINA

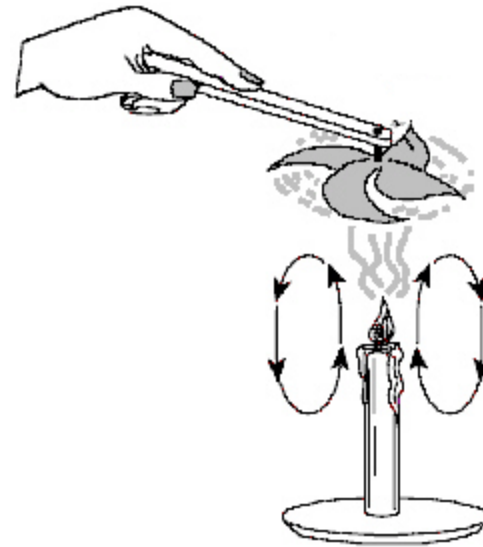
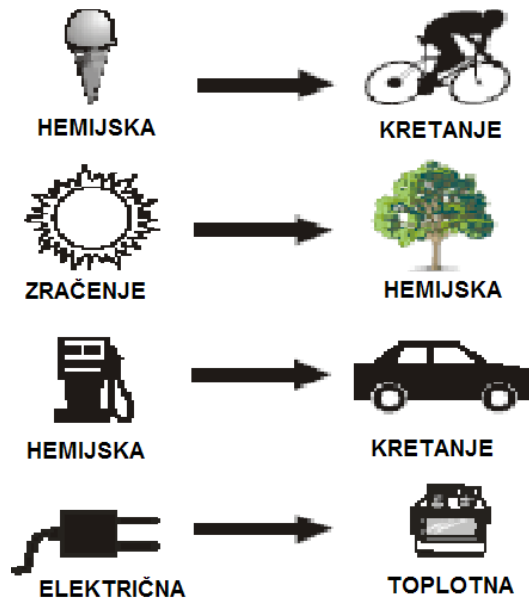
- Kod širenja gasova vrši se rad protiv pritiska
- $W = P \cdot \Delta V$



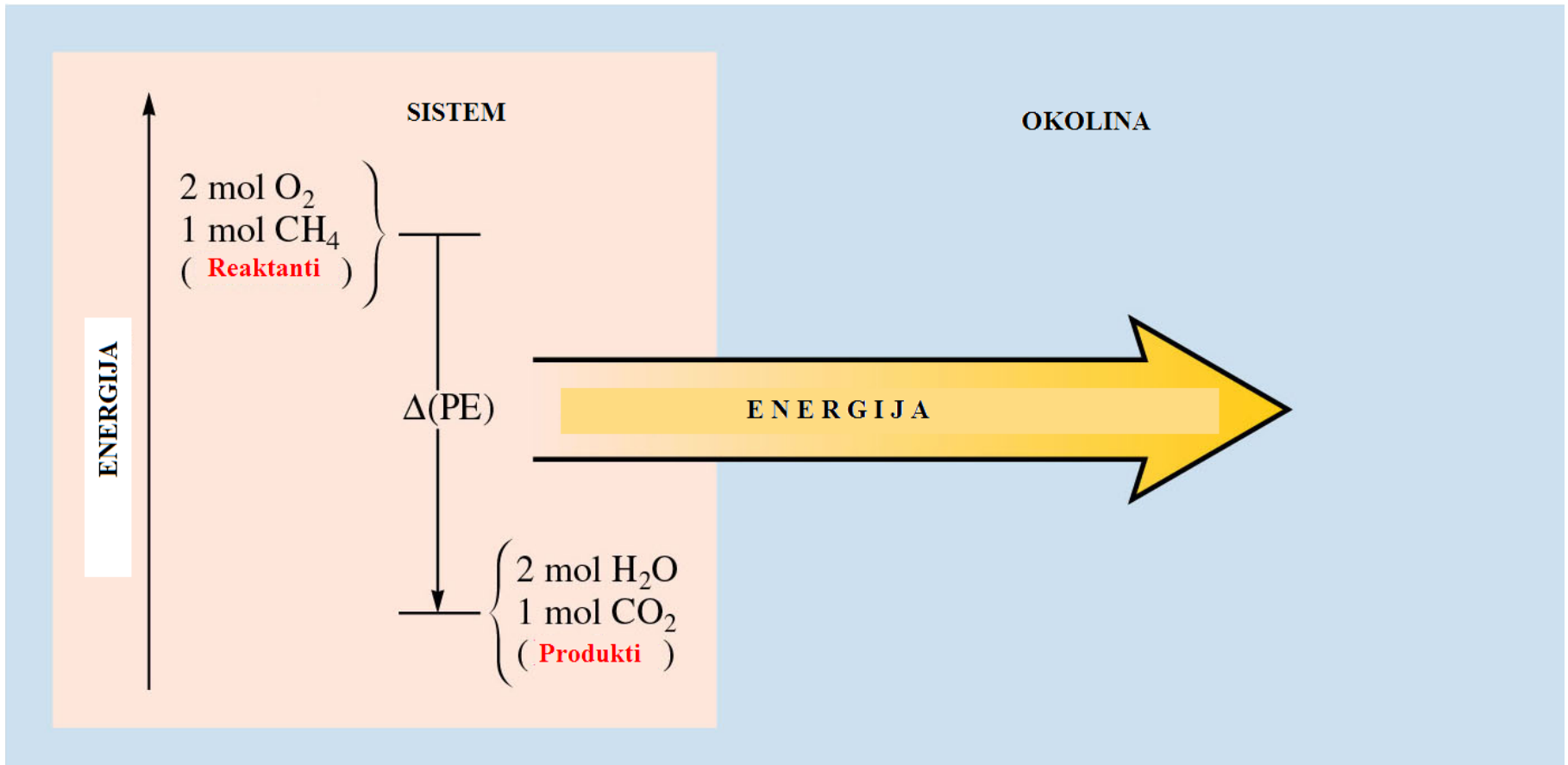
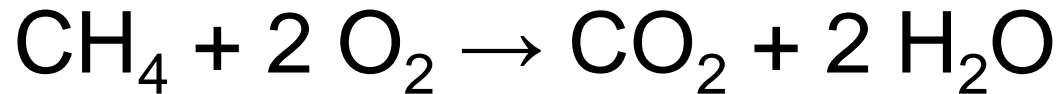
# Prvi zakon termodinamike

“Energija se ne može uništiti niti stvoriti, već samo može da menja svoj oblik. Energija je konzervirana”

Energija se može prevesti iz jednog oblika u drugi



# HEMIJSKA REAKCIJA I ENERGIJA



# Veza između $U$ , $q$ i $w$

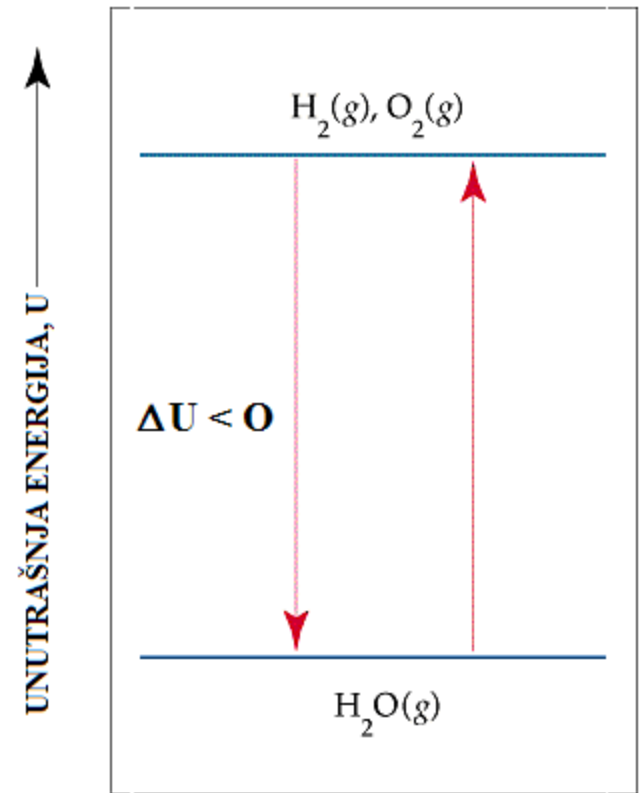
## Primena prvog zakona termodinamike

- Sistem izmenjuje energiju sa okolinom na dva načina kao toplotu i kao rad
- Kada sistem prolazi kroz fizičku i hemijsku promenu, promena unutrašnje energije je jednaka toplotnoj energiji koju sistem otpušta ili prima plus rad koji sistem vrši ili se vrši nad sistemom

- $$\Delta U = q + w$$

- odnosno:

- $$q = \Delta U - w$$



# ENTALPIJA

- Entalpija,  $H$ : Toplotna energija koja se razmenjuje između sistema i okoline pri konstantnom pritisku.

- $$H = U + PV$$

- Entalpija je funkcija stanja sistema
- Nemoguće je meriti apsolutnu vrednost entalpije nego samo njenu promenu

- $$\Delta H = \Delta(U + PV)$$

- Ako je pritisak konstantan sledi:

- $$\Delta H = \Delta U + P \Delta V$$

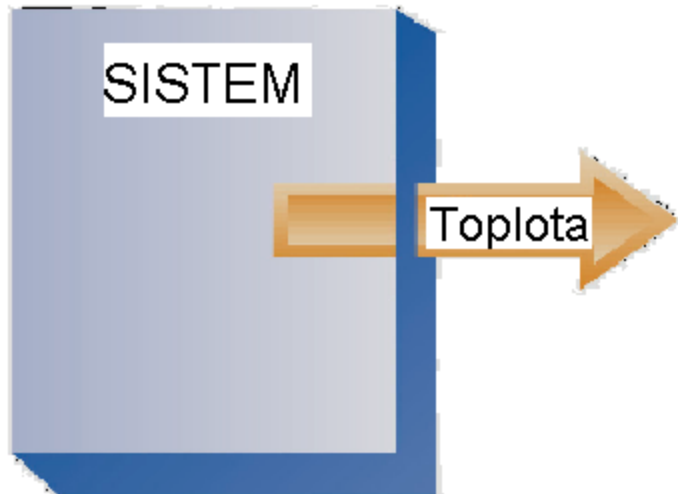


# ENTALPIJA

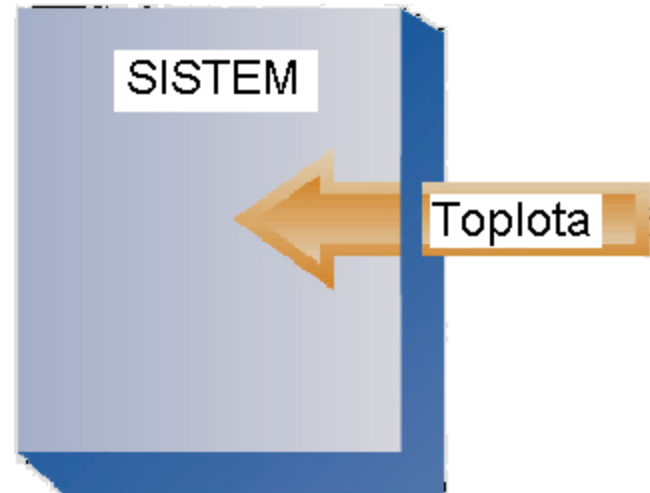
- Za hemiju promena entalpije je značajnija veličina nego promena unutrašnje energije jer možemo da je merimo i izračunavamo a i zato što se većina hemijskih reakcija odigrava pri konstantnom pritisku.
- Takođe za veliku većinu hemijskih reakcija P-V rad je mali pa je promena entalpije približno jednaka promeni unutrašnje energije

# EGOZOTERMNE I ENDOTERMNE REAKCIJE

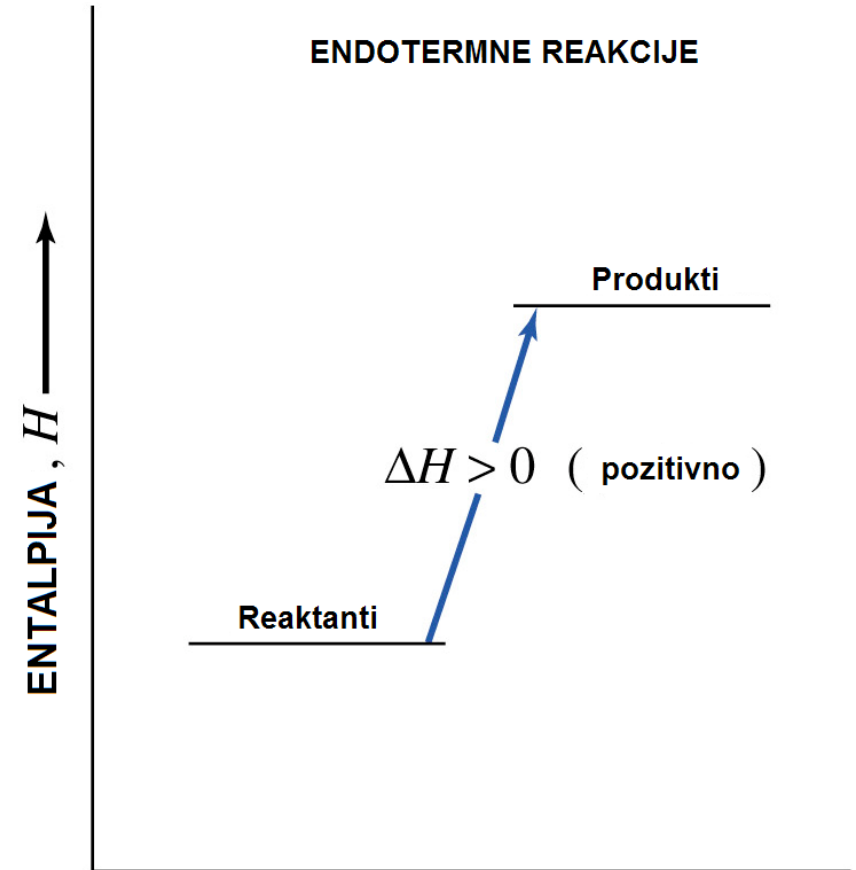
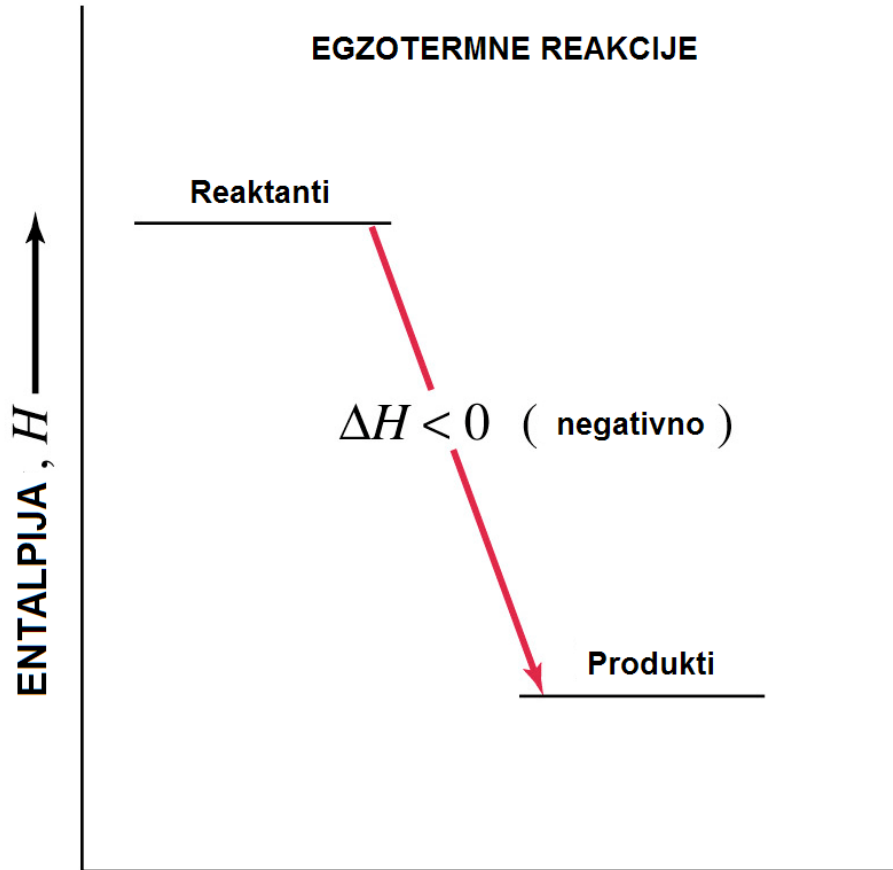
- Kod egzotermnih reakcija sistem odaje toplotu  
 $\Delta H < 0$  (-)



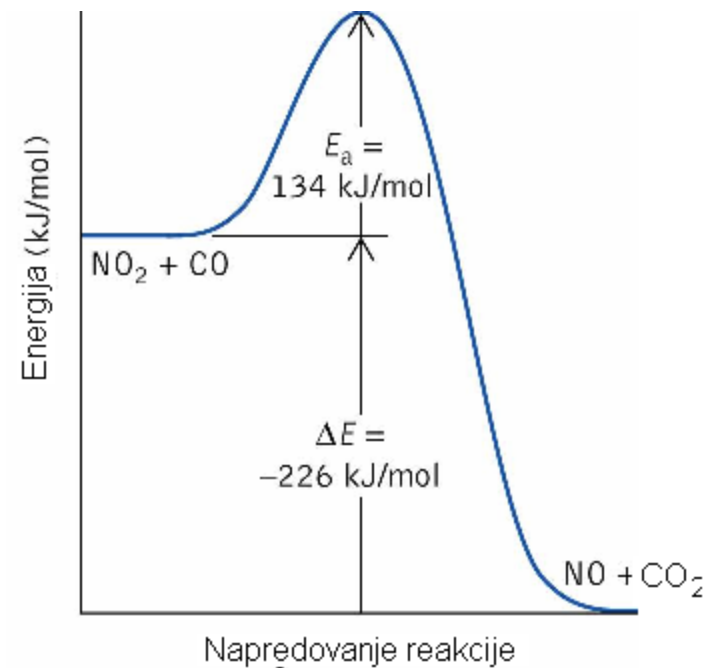
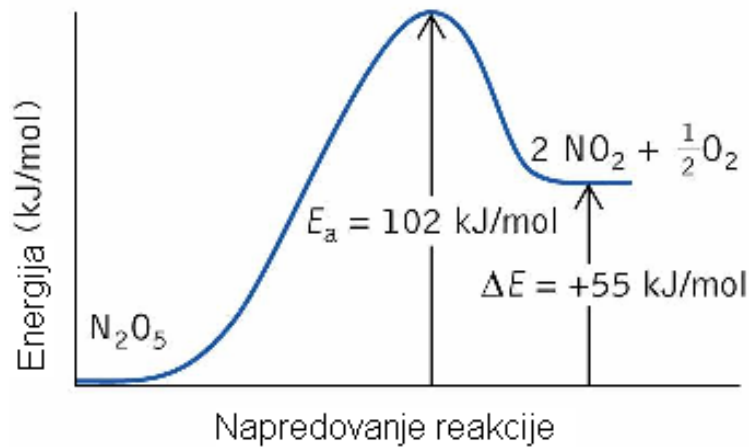
- Kod endotermnih reakcija sistem prima toplotu od okoline  
 $\Delta H > 0$  (+)



# EGOZOTERMNE I ENDOTERMNE REAKCIJE

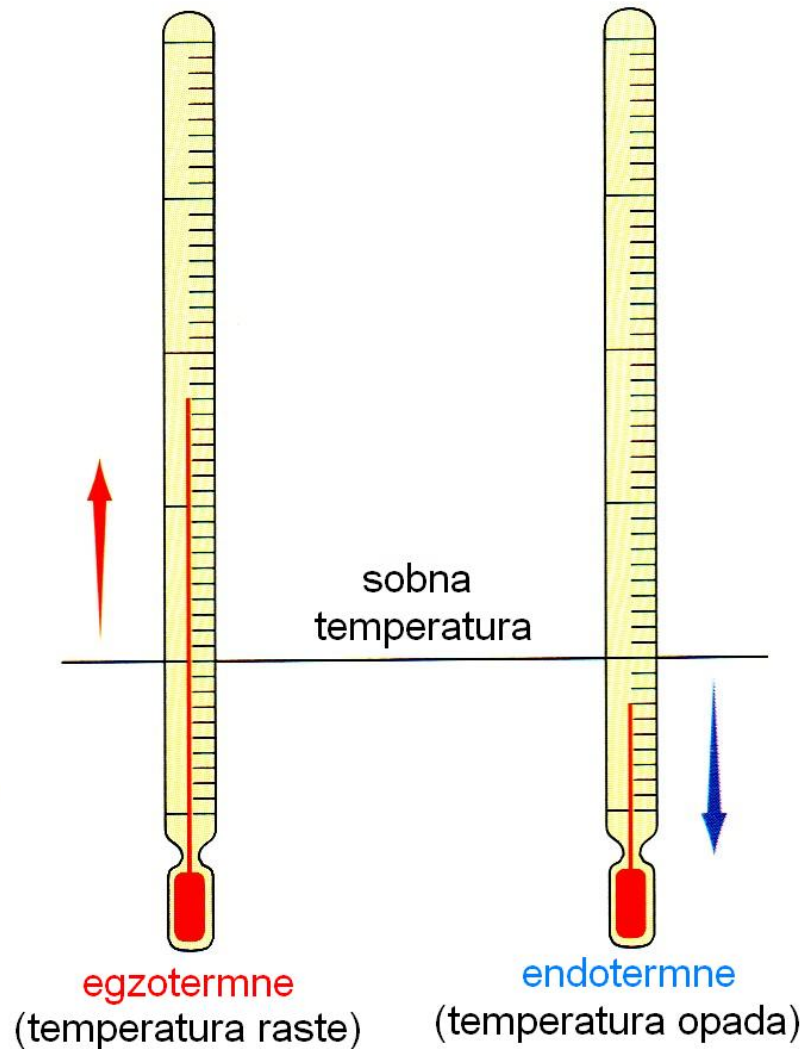


# ENDOTERMNE I EGZOTERMNE HEMIJSKE REAKCIJE



# ENDOTERMNE I EGZOTERMNE HEMIJSKE REAKCIJE

Kako se zapaža odvijanje endotermnih i egzotermnih reakcija



# TERMOHEMIJSKE JEDNAČINE

## PROMENA ENTALPIJE HEMIJSKE REAKCIJE, $\Delta H_r$

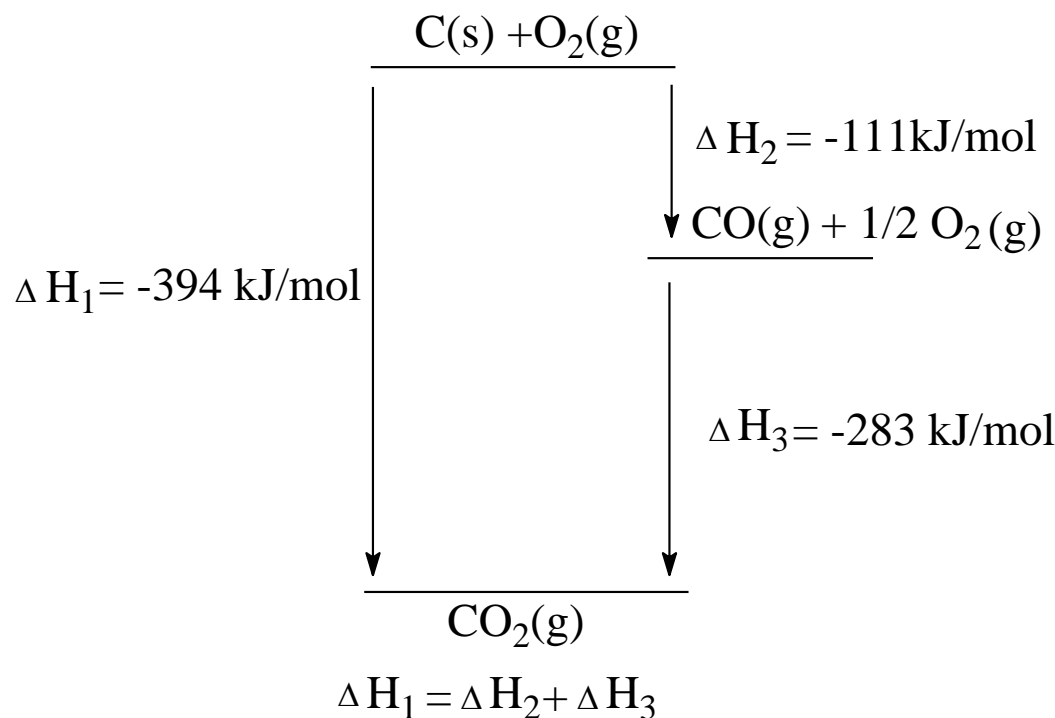
- $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g) \quad \Delta H_r = -394 \text{ kJ/mol}$
- $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g) \quad \Delta H_r = +180 \text{ kJ/mol}$
- $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(l) \quad \Delta H_r = -286 \text{ kJ/mol}$
- $2 H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 H_2O(g) \quad \Delta H_r = -242 \text{ kJ/mol}$

### VAŽNO!

- Promena entalpije hem. reakcije upravo je proporcionalna količini supstance koja reaguje
- Promena entalpije jedne reakcije je iste veličine ali suprotnog znaka od promene entalpije za reversnu (suprotnu) reakciju.

# HESOV ZAKON

- Ukupna promena entalpije reakcije je stalna i ne zavisi od toga da li se reakcija odigrava u jednom stupnju ili više stupnjeva ako se polazi od istih komponenti i dobijaju isti proizvodi reakcije sa istim agregatnim stanjem.



# ENTALPIJA STVARANJA JEDINJENJA

- Standardna entalpija stvaranja jedinjenja,  $\Delta H_f^0$ , je promena entalpije pri stvaranju jednog mola jedinjenja iz elemenata pri standardnim uslovima.
- Standardni uslovi:  $P = 101325 \text{ Pa}$ ;  $T = 298 \text{ K}$  ( $25 \text{ }^\circ\text{C}$ )
- Uzima se najstabilniji oblik supstance pri standardnim uslovima
- Standardna entalpija stvaranja najstabilnije forme hemijskog elementa je nula.
- $\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HCl}(\text{g}) \quad \Delta H_f^0 = - 92,3 \text{ kJ/mol}$
- $2 \text{C}(\text{s,graf}) + \text{N}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$   
 $\Delta H_f^0 = - 277,7 \text{ kJ/mol}$



# Standardne entalpije stvaranja jedinjenja

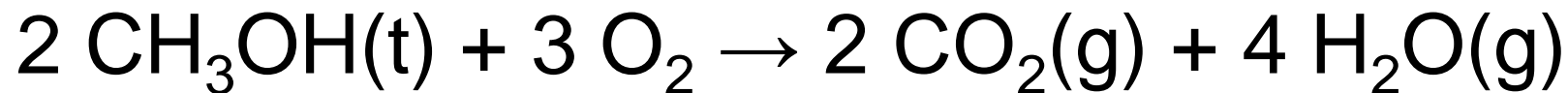
Supstanca	formula	$\Delta H_f^0$ kJ/mol	Supstanca	formula	$\Delta H_f^0$ kJ/mol
vodonik	H <sub>2</sub> (g)	0	voda	H <sub>2</sub> O(g)	-241,8
dijamant	C(s)	+1,9	voda	H <sub>2</sub> O(l)	-285,8
metan	CH <sub>4</sub> (g)	-74,8	Azot(I)-oksid	NO(g)	+90,3
etin	C <sub>2</sub> H <sub>2</sub> (g)	+226,9	amonijak	NH <sub>3</sub> (g)	-297,3
eten	C <sub>2</sub> H <sub>4</sub> (g)	+52,6	Ugljenik(IV)-oksid	CO <sub>2</sub> (g)	-393,6
etan	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub> (g)	-84,5	Ugljenik(II)-oksid	CO(g)	-110,5
benzen	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub> (l)	+49,1	Natrijum -oksid	Na <sub>2</sub> O(s)	-430,6

# IZRAČUNAVANJE PROMENE ENTALPIJE HEMIJSKE REAKCIJE

- Promena entalpije hemijske reakcije jednaka je razlici zbira entalpija stvaranja proizvoda reakcije i zbira entalpija stvaranja reaktanata.

$$\Delta H^{\circ}_r = \sum n\Delta H^{\circ}_f(\text{produkti}) - \sum m\Delta H^{\circ}_f(\text{reaktanti})$$

IZRAČUNAVANJE PROMENE ENTALPIJE HEMIJSKE  
REAKCIJA SAGOREVANJA METANOLA



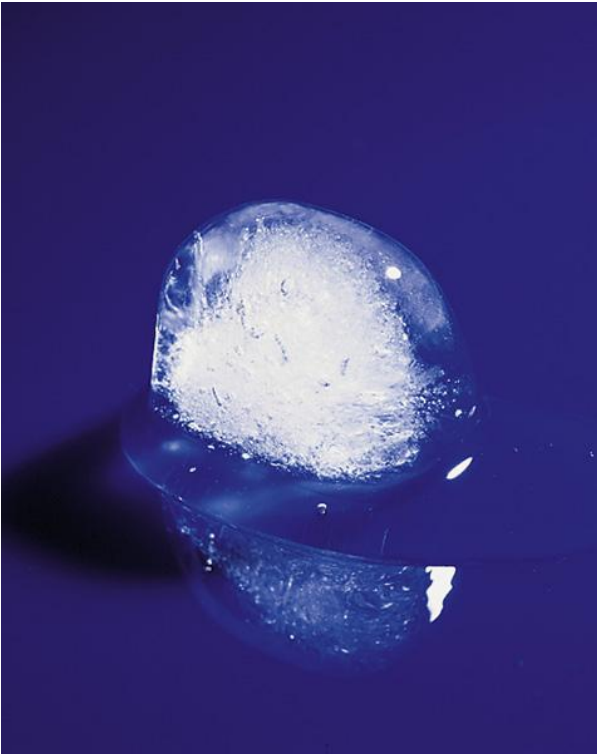
$$\Delta H_f^0 \quad -238,7 \quad 0 \quad -393,6 \quad -242$$

$$\Delta H_r = [2 \cdot \Delta H_f^0 (\text{CO}_2) + 4 \cdot \Delta H_f^0 (\text{H}_2\text{O})] - [2 \cdot \Delta H_f^0 (\text{CH}_3\text{OH}) + 3 \cdot \Delta H_f^0 (\text{O}_2)]$$

$$\Delta H_r = [2 \cdot (-393,6) + 4 \cdot (-242)] - [2 \cdot (238,7) + 3 \cdot (0)]$$

$$\Delta H_r = -1277,8 \text{ kJ/mol}$$

# Spontanost



- Spontani procesi  
Procesi koji se odvijaju u sistemu sami po sebi.  
Jednom pokrenuti **odvijaju se stalno bez spoljašnjeg delovanja**

- Procesi koji nisu spontani  
Ovi procesi se **ne odvijaju bez stalnog spoljašnjeg delovanja**

# Spontanost

- Zašto se hemijske reakcije dešavaju?
- Zašto reaktanti ne ostaju takvi kakvi jesu već moraju da reaguju i daju proizvode?
- Koji su procesi spontani?

# Spontanost procesa zavisi od temperature

Temperatura  $25^{\circ}\text{C}$



spontano



nije spontano



Temperatura  $-10^{\circ}\text{C}$



nije spontano



spontano



# SPONTANOST TOKA HEMIJSKE REAKCIJE

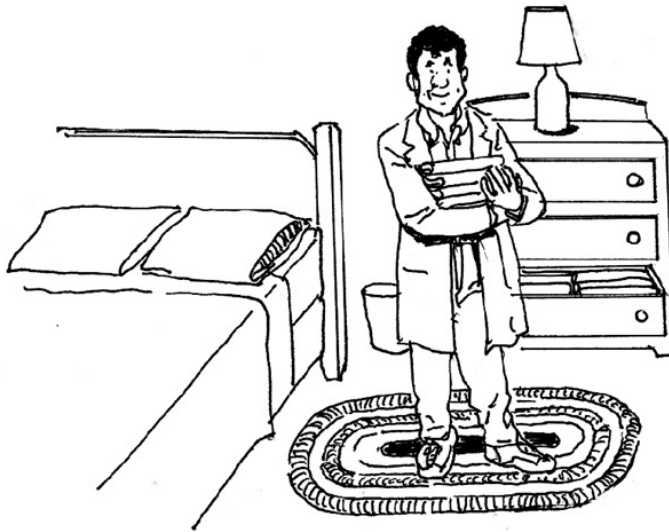
## ENTROPIJA, S

- Za spontane procese je karakteristično da je krajnje stanje neuređenije od početnog
- Spontani procesi teku uz povećanje neuređenosti sistema
- Termodinamička veličina koja se uvodi kao merilo neuređenosti sistema je ENTROPIJA, S.
- Entropija je proporcionalna termodinamičkoj verovatnoći stanja sistema
- $$S = R \ln W$$

# ENTROPIJA, S

SPONTANI TOK PROCESA

UREĐENOST - NISKA ENTROPIJA



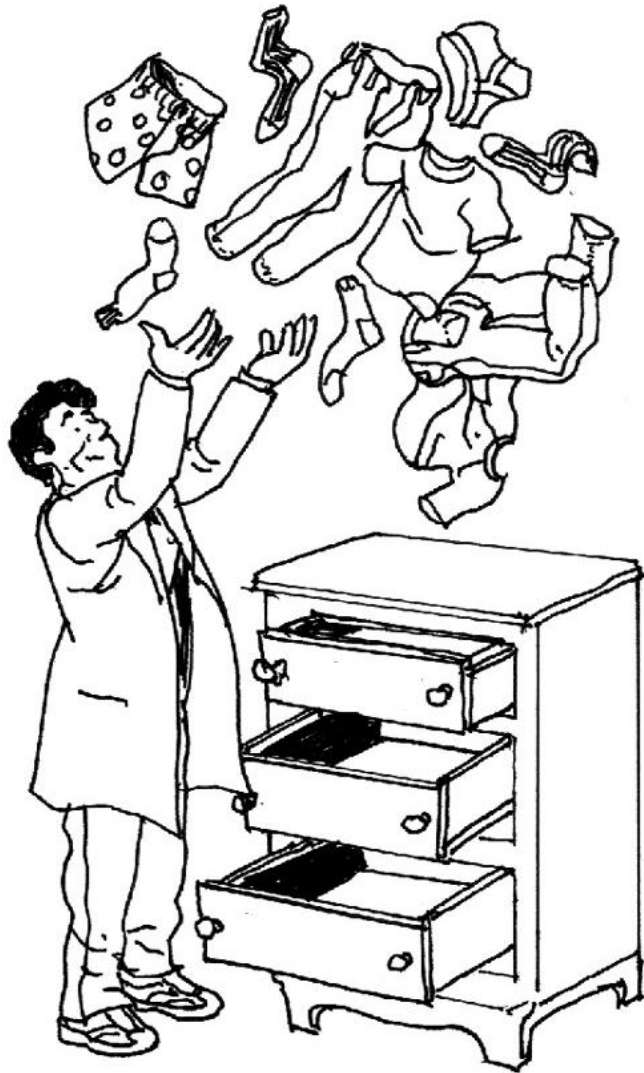
NEUREĐENOST - VISOKA ENTROPIJA



Soba se neće sama od sebe srediti, kada krenete da sređujete sobu smanjujete joj entropiju. Ali da bi sredili sobu morate da potrošite neku hranu, vršite neki rad, krećete se ... tako da je entropija okoline porasla



# PROCESI TEŽE STANJU SA VEĆOM VEROVATNOĆOM



JAKO NEVEROVATAN DOGAĐAJ



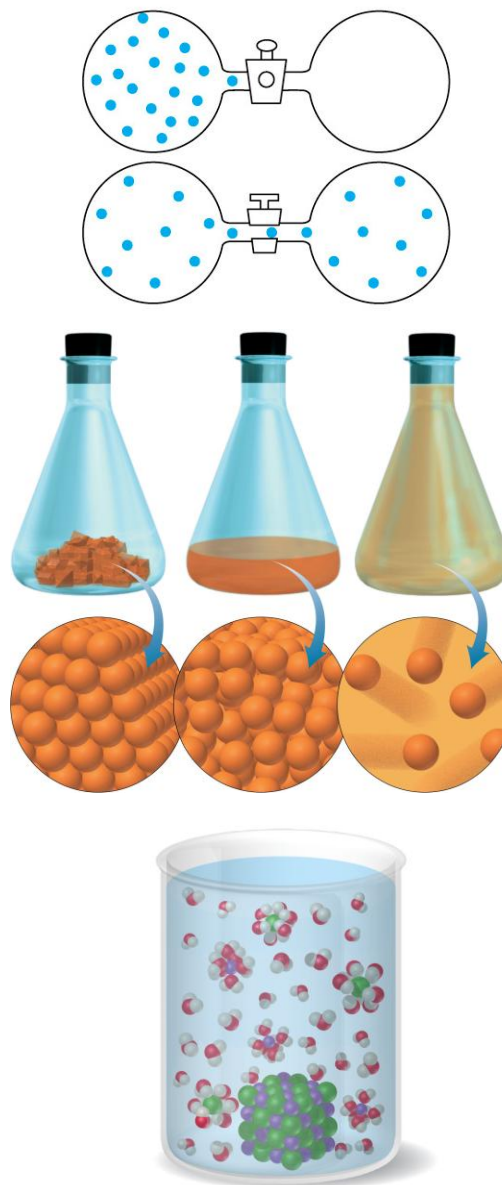
# SPONTANOST REAKCIJE

Termodinamička verovatnoća sistema ukazuje da će se spontano odvijati reakcije kod kojih dolazi do rasipanja:

- Energije
- Mase
- Energije i mase

# RASIPANJE MASE

- ŠIRENJE GASOVA  
PROTIČE UZ  
POVEĆANJE  
ENTROPIJE
- PROMENE  
AGREGATNIH  
STANJA PROTIČU  
UZ POVEĆANJE  
ENTROPIJE
- RASTVARANJE  
PROTIČE UZ  
POVEĆANJE  
ENTROPIJE



# SPONTANOST REAKCIJE I ENTROPIJA

- Entropija je funkcija stanja sistema:

$$\Delta S = S_{\text{krajnje}} - S_{\text{početno}}$$

## SPONTANI PROCESI TEKU UZ POVEĆANJE ENTROPIJE

- $\Delta S > 0$  (+) SPONTANI PROCES
- $\Delta S < 0$  (-) PROCES NIJE SPONTAN  
SPONTAN JE REVERSNI PROCES
- $\Delta S = 0$  SISTEM JE U RAVNOTEŽI

# SPONTANOST TOKA HEMIJSKE REAKCIJE GIBSOVA SLOBODNA ENERGIJA

Maksimalna količina energije koja se može prevesti u slobodan rad.

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ}$$

ukupna promena energije sistema minus energija utrošena na povećanje neuređenosti sistema

- $\Delta G < 0$  (-) SPONTANI PROCES
- $\Delta G > 0$  (+) PROCES NIJE SPONTAN  
SPONTAN JE REVERSNI PROCES
- $\Delta G = 0$  SISTEM JE U RAVNOTEŽI

# SPONTANOST TOKA HEMIJSKE REAKCIJE

## GIBSOVA SLOBODNA ENERGIJA

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ}$$

$\Delta H^{\circ}$	$\Delta S^{\circ}$	$\Delta G^{\circ}$	spontanost
Egzo (-)	Povećanje (+)	-	spontana
Endo (+)	Smanjenje (-)	+	Spontana je reversna reakcija
Egzo (-)	Smanjenje (-)	?	Zavisí od T
Endo (+)	Povećanje (+)	?	Zavisí od T