

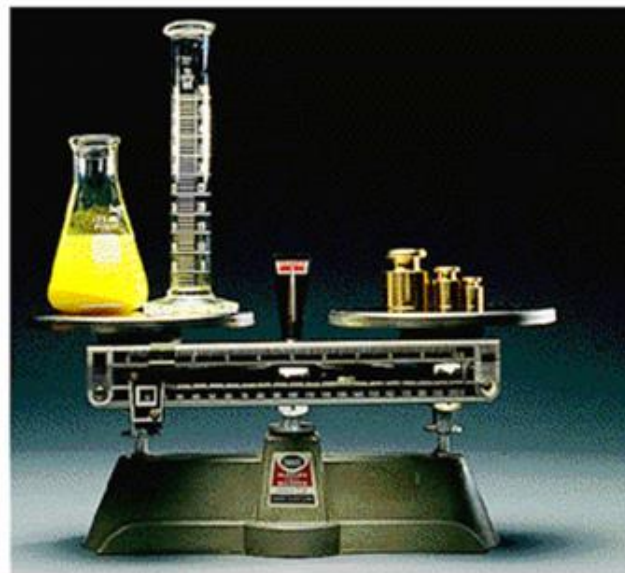
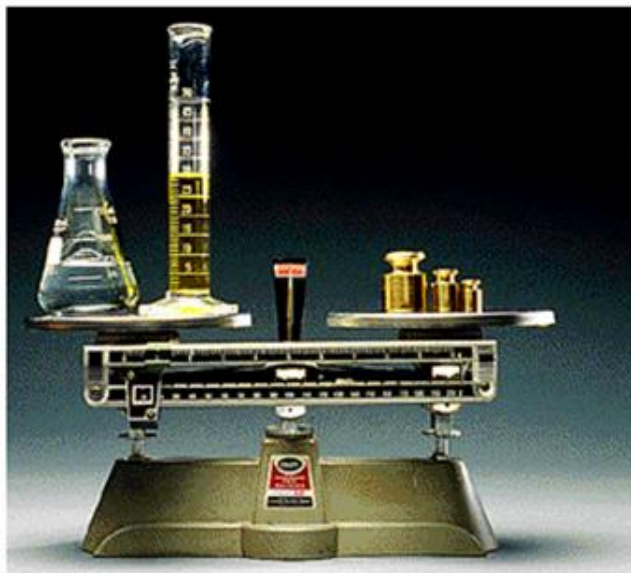


3. POGlavJE:

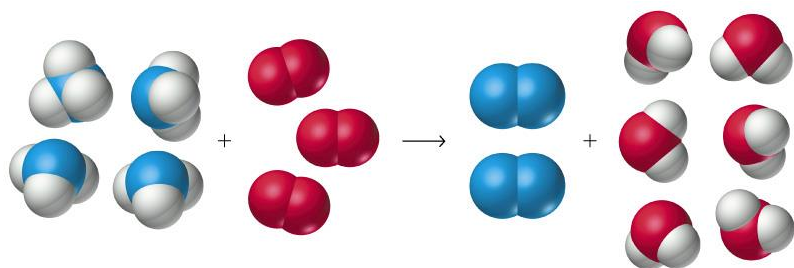
Spreminjanje snovi

KEMIJSKA REAKCIJA KOT SNOVNA SPREMEMBA

2



Masa se pri kemijski reakciji ohrani.



Atomi snovi se pri kemijski reakciji ohranijo, le prerazporedijo se.

Naslov eksperimenta: Zakon o ohranitvi mase

3

Namen eksperimenta:

--

Kemikalije	Potrebščine

Skica aparature s potekom dela po stopnjah:

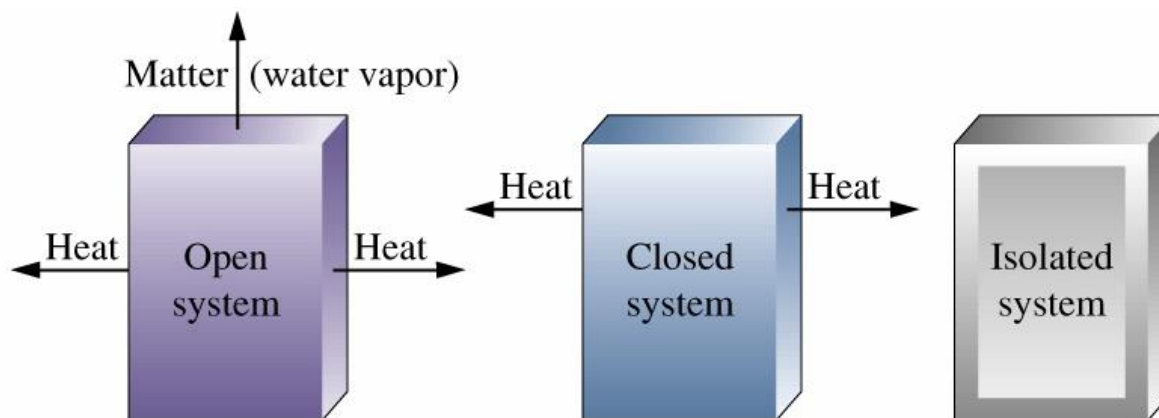
--

Opazanja	Skepi

KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

4

- TERMODINAMIKA, veda o energijskih spremembah pri fizikalnih in kemijskih procesih.
- SISTEM – del narave, ki ga preučujemo in je zaščiten pred zunanjimi nekontroliranimi vplivi.
- OKOLICA – vse ostalo kar ni sistem.
- IZOTERMNA SPREMEMBA – možne interakcije med okolico in sistemom
- ADIABATNA SPREMEMBA – spremembe v sistemu, ko ni interakcij med sistemom in okolico; izvajanje spremembe v “termos” posodi; kalorimeter



KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

5

- SPREMENLJIVKE – z njimi opišemo sistem; T , P , V , n , sestava (konc.)
- Pri določenih konstantnih vrednostih spremenljivk je sistem v določenem STANJU.
- Sprememba ene od spremenljivk pomeni prehod sistema v DRUGO stanje.
- FUNKCIJA STANJA – tista spremenljivka, ki je odvisna le od stanja, ne pa od poti, kako je sistem to stanje dosegel; to so P , T , V , sestava.
- Vsak sistem, v določenem stanju ima določeno NOTRANJO ENERGIJO – je vsota kinetičnih energij gradnikov sistema (atomov, molekul ...).

KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

6



Temperatura naraste, toplota se sprošča iz sistema v okolico.

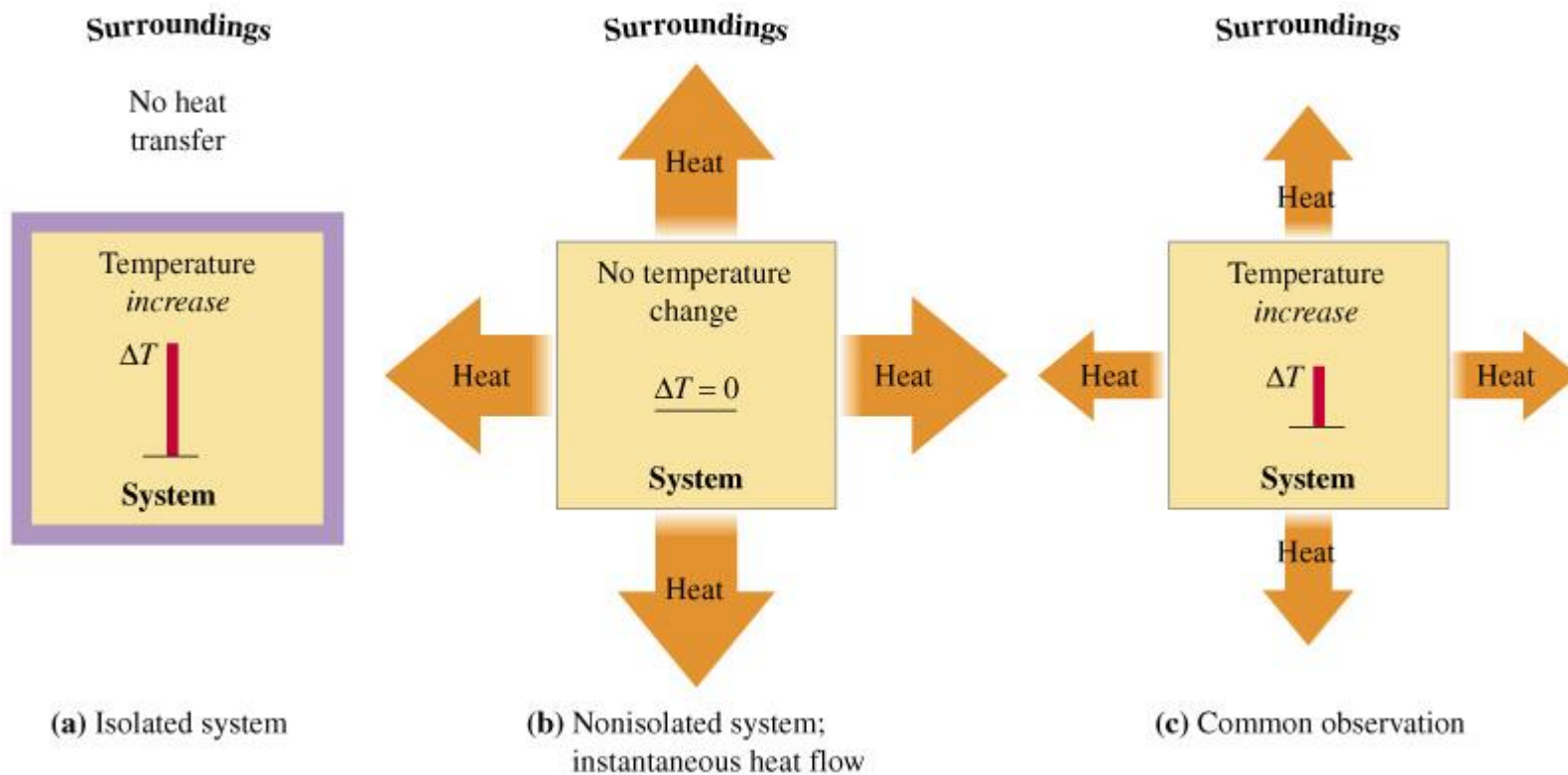


Temperatura pada, toplota se iz okolice veže v sistem.

KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

7

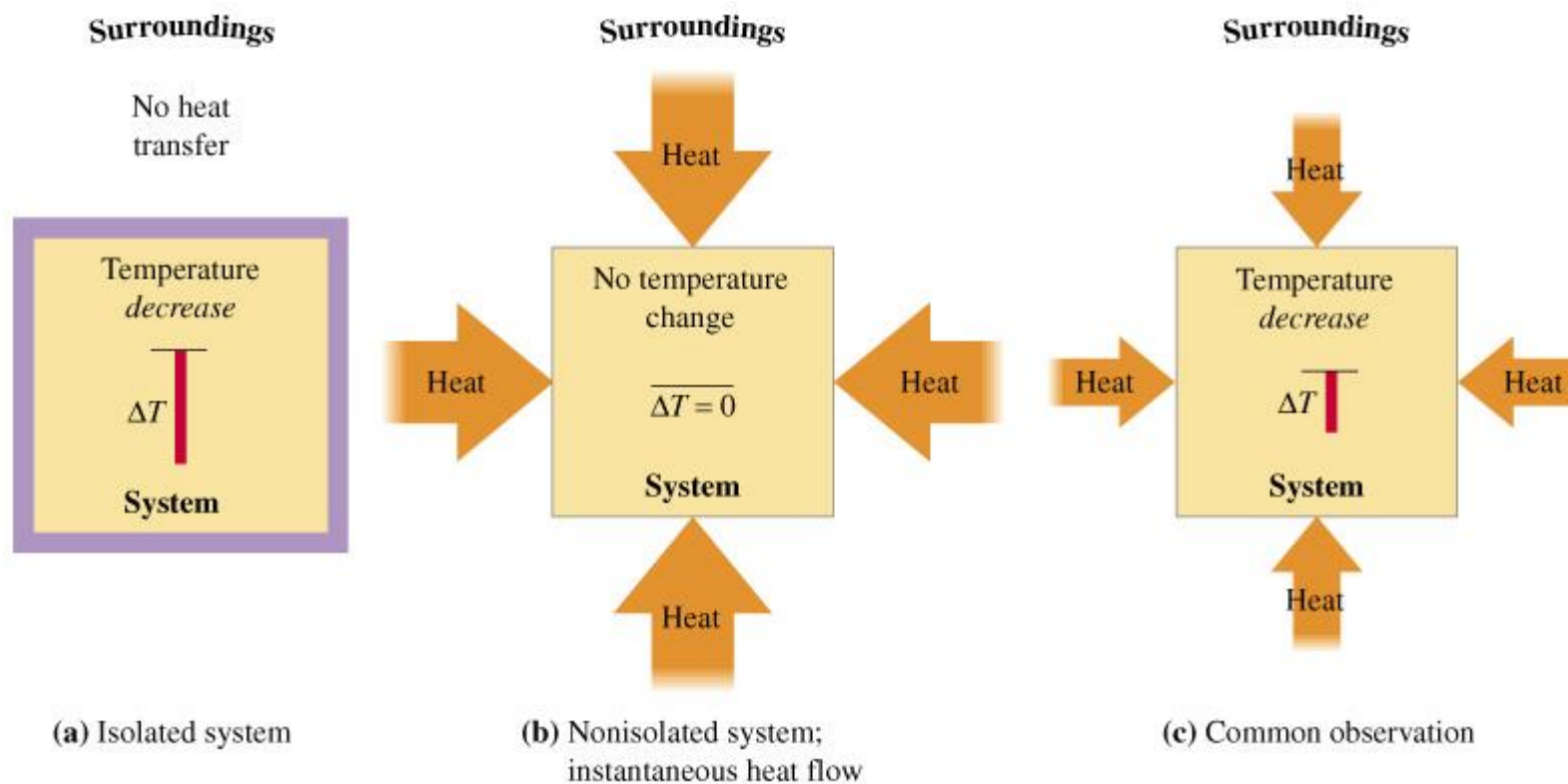
- Izmenjava energije pri eksotermni kemijski reakciji glede na izoliranost sistema od okolice.



KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

8

- Izmenjava energije pri endotermni kemijski reakciji glede na izoliranost sistema od okolice.



KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

9

- Notranja energija je funkcija stanja.
- Sprememba notranje energije sistema – sistem okolici toploto doda ali odvzame oz. sistem opravi delo ali pa je na sistem od zunaj opravljeno delo.

$$\Delta E = Q + A \quad (Q - \text{toplota}, A - \text{delo})$$

- **Prvi stavek termodinamike:** Energija ne more nastati iz “nič” niti je ni mogoče “uničiti”.
- Širjenje idealnega plina proti zunanji sili, če ga segrevamo:

$$A = P\Delta V \quad \Delta E = Q - P\Delta V \quad P = \text{konst.}$$

$$E_2 - E_1 = Q - P(V_2 - V_1) \quad (E_2 + pV_2) - (E_1 + pV_1) = Q$$

$E + pV$ – nova funkcija stanja – **ENTALPIJA (H)** (*gr. en – v, thalpos – toplota*)

- Toplota, ki se sprošča ali veže pri kemijski reakciji pri stalnem tlaku, imenujemo **sprememba entalpije**. $\Delta H = Q \quad p = \text{konst.}$

KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

10

□ Talilna entalpija

□ Izparilna entalpija

□ Reakcijska entalpija

- Primer eksotermne reakcije, sprememba reakcijske entalpije je negativna.



- Primer endotermne reakcije, sprememba reakcijske entalpije je pozitivna.



KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

11

- Entalpija je odvisna od tlaka in temperature zato jo podajamo po dogovoru pri točno določenih pogojih.
- Entalpija nastanka 1 mol spojine iz elementov pri standardnih pogojih – **sprememba standardne tvorbene entalpije** - ΔH_f° ($P^\circ = 100 \text{ kPa}$; $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$).
- V tabeli so običajno podane standardne tvorbene entalpije pri temp. 298 K.
- Spremembo entalpije pri kemijski reakciji tudi podajamo pri standardnih pogojih; **standardna reakcijska entalpija** (ΔH_r°).
- Izračun standardne reakcijske entalpije (ΔH_r°) – od vsote standardnih tvorbenih entalpij produktov odštejemo vsoto standardnih tvorbenih entalpij reaktantov.

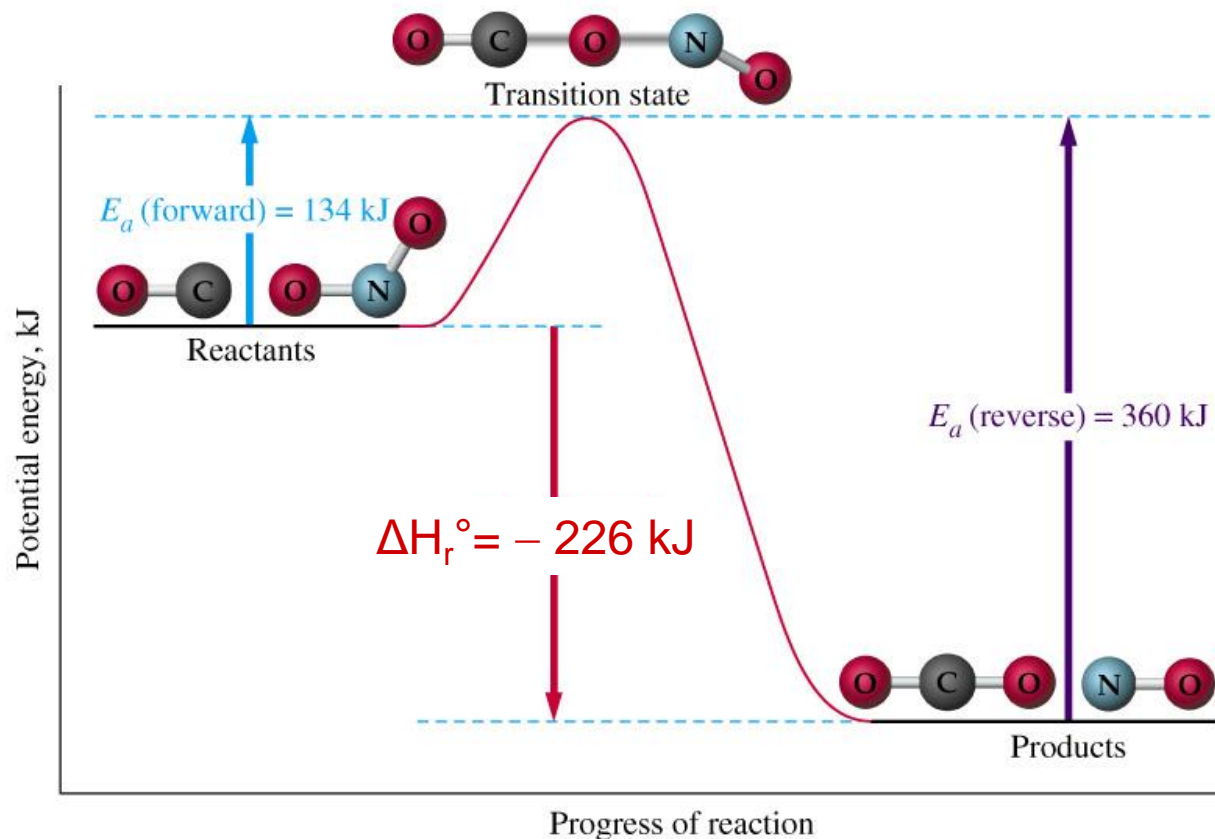


$$\Delta H_r^\circ = (c \cdot \Delta H_f^\circ(C) + d \cdot \Delta H_f^\circ(D)) - (a \cdot \Delta H_f^\circ(A) + b \cdot \Delta H_f^\circ(B))$$

KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

12

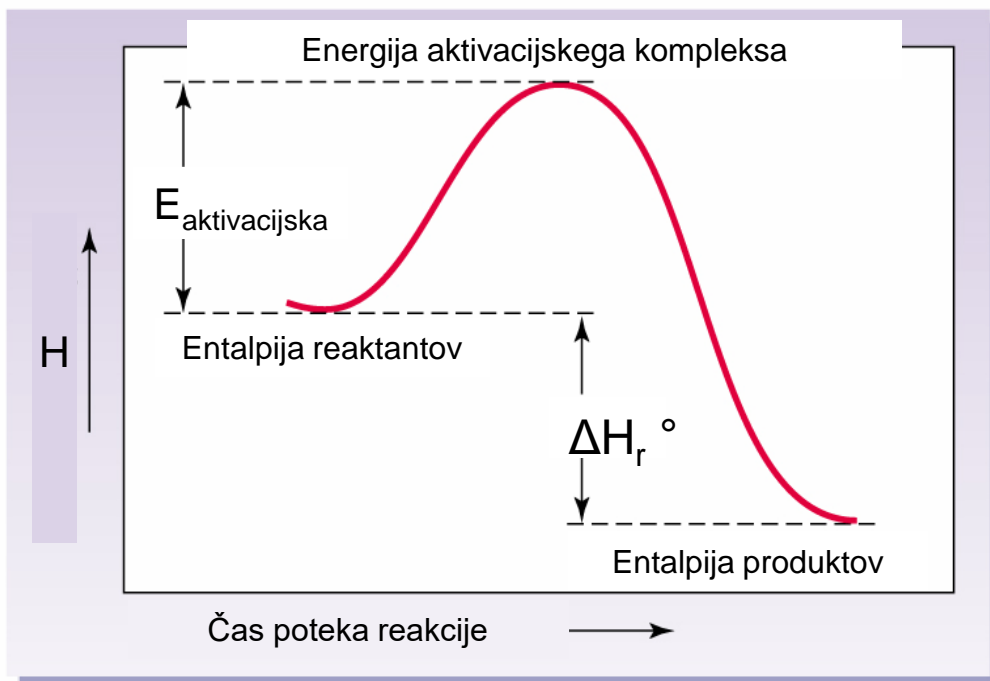
- Entalpijski diagram za reakcijo med ogljikovim oksidom in dušikovim dioksidom.



KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

13

- Entalpijski diagram za eksotermno reakcijo.



KEMIJSKA REAKCIJA KOT ENERGIJSKA SPREMEMBA

14

- Entalpijski diagram za endotermno reakcijo.

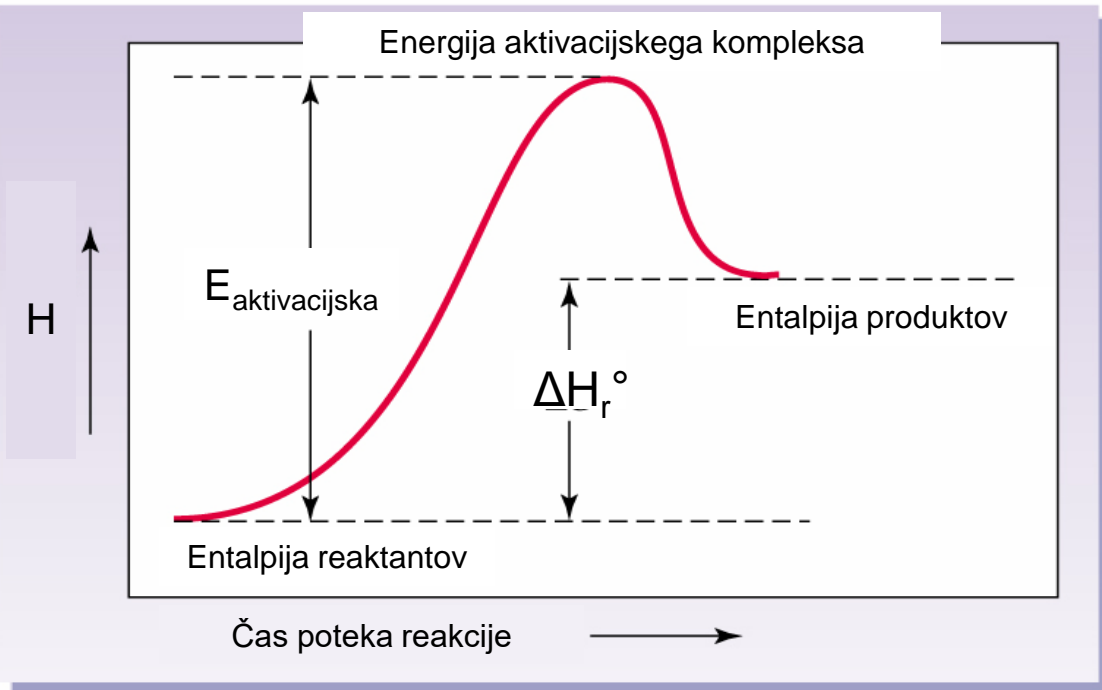


Table A-6

Tabela vrednosti termodinamskih količin.

ΔH_f° in kJ/mol ΔG_f° in kJ/mol S° in J/mol·K							
concentration of aqueous solutions is 1 M							
Substance	ΔH_f°	ΔG_f°	S°	Substance	ΔH_f°	ΔG_f°	S°
Ag	0	0	42.7	H ₃ PO ₃	-972	—	—
AgCl	-127	-110	96.1	H ₃ PO ₄	-1280	-1120	110
AgCN	-146	-164	83.7	H ₂ S	-20.1	-33.0	206
Al	0	0	28.3	H ₂ SO ₃ (aq)	-614	-538	232
Al ₂ O ₃	-1670	-1580	51.0	H ₂ SO ₄ (aq)	-908	-742	17.2
BaCl ₂ (aq)	-873	-823	121	HgCl ₂	-230	-177	—
BaSO ₄	-1470	-1350	132	Hg ₂ Cl ₂	-265	-211	196
Be	0	0	9.54	Hg ₂ SO ₄	-742	-624	201
Be ₃ N ₂	-568	-512	—	I ₂	0	0	117
Bi	0	0	56.9	K	0	0	63.6
BiCl ₃	-379	-319	190	KBr	-392	-379	96.4
Bi ₂ S ₃	-183	-164	146	KMnO ₄	-813	-714	172
Br ₂	0	0	152	KOH	-426	—	—
CH ₄	-74.8	-50.8	186	LiBr	-350	—	—
C ₂ H ₄	+52.3	+68.1	219	LiOH	-487	-444	50.2
C ₂ H ₆	-84.7	-32.9	229	Mn	0	0	32.0
C ₄ H ₁₀	-125	-15.7	310	MnCl ₂ (aq)	-555	-491	38.9
CO	-111	-137	198	Mn(NO ₃) ₂ (aq)	-636	-451	218
CO ₂	-393.5	-394.4	214	MnO ₂	-521	-466	53.1
CS ₂	+87.9	+63.6	151	MnS	-214	—	—
Ca	0	0	41.6	N ₂	0	0	192
Ca(OH) ₂	-987	-897	—	NH ₃	-46.2	-16.6	193

Table A-6

Tabela vrednosti termodinamskih količin.

Tabela vrednosti termodinamskih količin.							
ΔH_f° in kJ/mol		ΔG_f° in kJ/mol		S° in J/mol·K			
concentration of aqueous solutions is 1 M							
Substance	ΔH_f°	ΔG_f°	S°	Substance	ΔH_f°	ΔG_f°	S°
Cl ₂	0	0	223	NH ₄ Br	-270	-175	113
CoCO ₃	-723	-650	—	NO	+90.4	—	211
CoO	-239	-213	43.9	NO ₂	+33.8	+51.8	240
Cr ₂ O ₃	-1130	-1050	81.2	Na	0	0	51.0
CsCl(aq)	-415	-371	188	NaBr	-360	—	—
Cs ₂ SO ₄ (aq)	-1400	-1310	283	NaCl	-411	-384	72.4
CuI	-67.8	-69.5	96.7	NaNO ₃ (aq)	-447	—	—
CuS	-53.1	-53.7	66.5	NaOH	-427	—	—
Cu ₂ S	-79.5	-86.2	121	Na ₂ S(aq)	-437	—	—
CuSO ₄	-770	-662	113	Na ₂ SO ₄	-1380	-1270	149
F ₂	0	0	203	O ₂	0	0	205
FeCl ₃	-405	—	—	P ₄ O ₆	-1640	—	—
FeO	-267	—	—	P ₄ O ₁₀	-2980	-2700	229
Fe ₂ O ₃	-822	-741	90.0	PbBr ₂	-277	-260	162
H	+218	—	115	PbCl ₂	-359	-314	136
H ₂	0	0	131	S	0	0	31.9
HBr	-36.2	-53.2	198	SO ₂	-297	-300	249
HCl	-92.3	-95.3	187	SO ₃	-438	-368	95.6
HCl(aq)	-167	-131	56.5	SrO	-590	-560	54.4
HCN(aq)	+151	+172	94.1	Ti	0	0	30.3
HF	-269	-271	174	TiO ₂	—	-853	50.2
HI	+25.9	+1.30	206	TiI	-50.2	-83.3	236
H ₂ O(l)	-286	-237	70.0	UCl ₄	-1050	-962	198
H ₂ O(g)	-242	-229	189	UCl ₅	-1100	-993	259
H ₂ O ₂	—	-118	110	Zn	0	0	41.6
H ₃ PO ₂	-609	—	—	ZnCl ₂ (aq)	-487	-410	3.72
				ZnSO ₄ (aq)	-1063	-892	-92.0

SMER NARAVNIH SPREMEMB

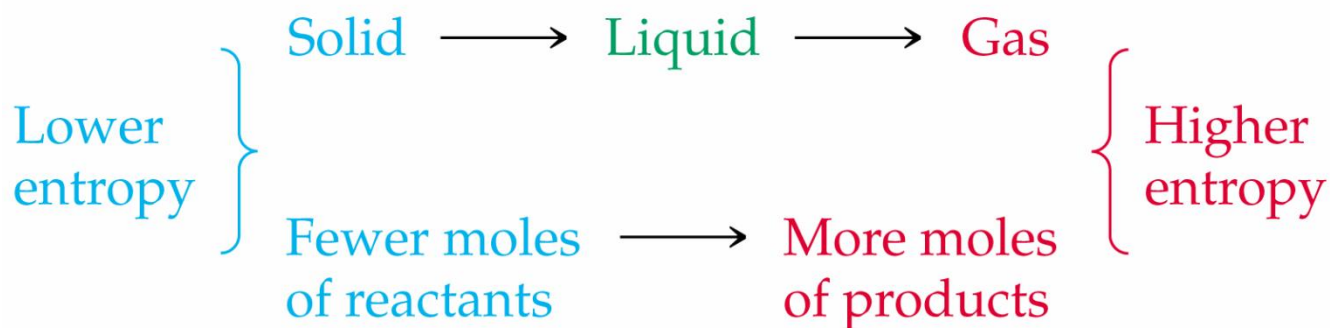
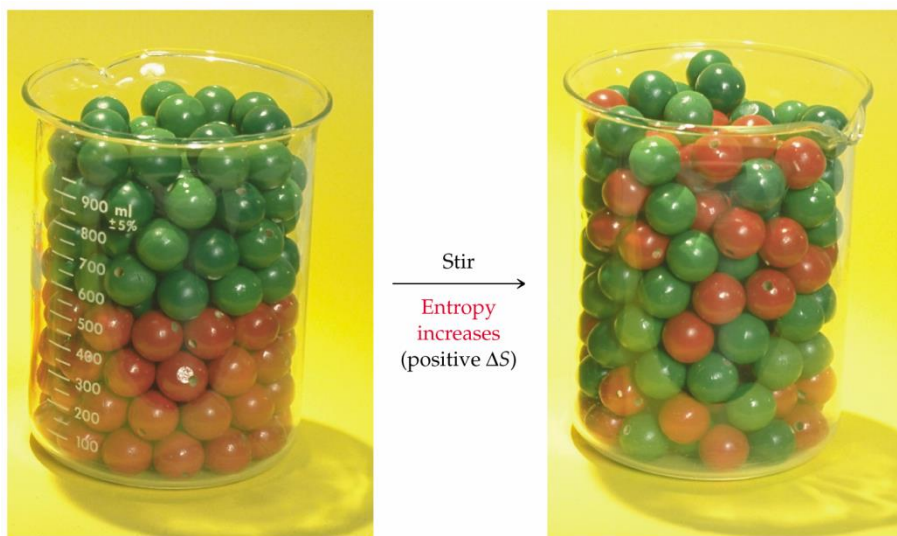
17

- Naravne spremembe so spontane in potekajo same od sebe.
- **Spontana sprememba:** kos kovine se hladi, nastanek rje iz železa in kisika
- **Nespontana sprememba:** kos kovine se segreje, iz rje nastane železo in kisik
- Spontane spremembe – povečanje razpršenosti energije in snovi
- Za oceno razmer pri spontanih procesih vpeljemo še eno termodinamsko količino oz. funkcijo stanja **ENTROPIJO** (S); **mera za razpršenost energije in snovi.**
- **Drugi zakon termodinamike:** Pri vsaki naravni spremembi se entropija vesolja poveča.

SMER NARAVNIH SPREMEMB

18

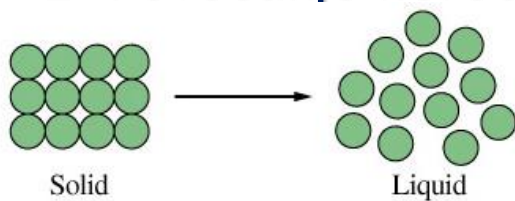
- Povečanje nereda.



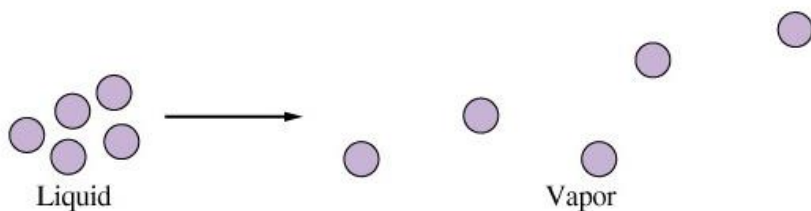
SMER NARAVNIH SPREMEMB

19

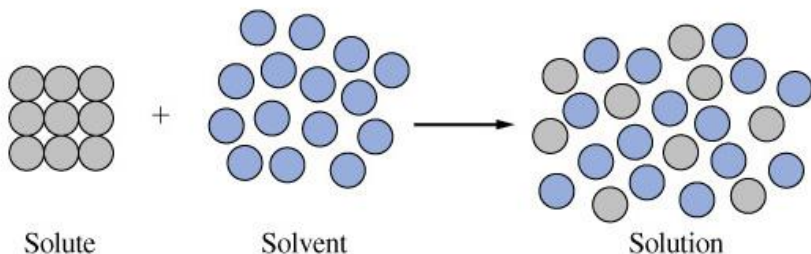
□ Povečanje nereda.



(a) Melting: $S_{\text{liquid}} > S_{\text{solid}}$

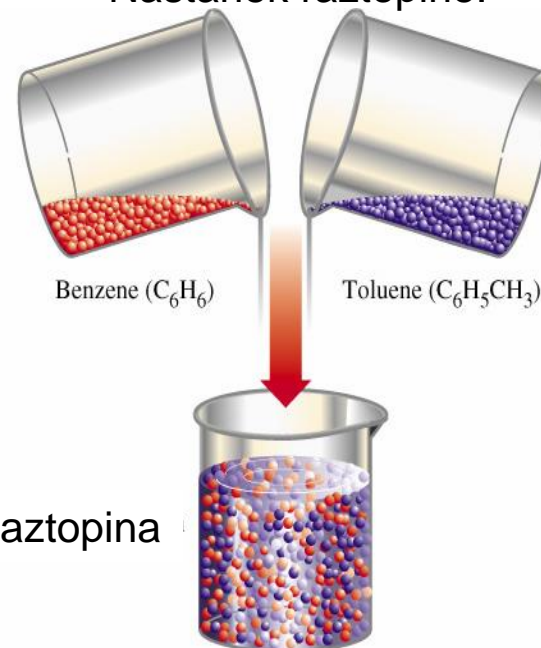


(b) Vaporization: $S_{\text{vapor}} > S_{\text{liquid}}$

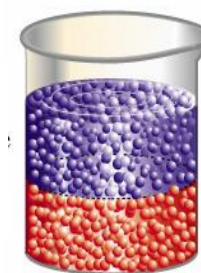


(c) Dissolving: $S_{\text{soln}} > (S_{\text{solvent}} + S_{\text{solute}})$

Nastanek raztopine.



Tako stanje ni možno.



SMER NARAVNIH SPREMEMB

20

- **Sprememba standardne reakcijske entropije (ΔS_r°);** izračunana iz tabelaričnih vrednosti za standardne molske entropije reaktantov in produktov; od vsote standardnih molskih entropij produktov odštejemo vsoto standardnih molskih entropij reaktantov.



Standardna molska entropija pri 25 °C [J/Kmol]

$$\Delta S_r^\circ(\text{система}) = (c \cdot S_m^\circ(C) + d \cdot S_m^\circ(D)) - (a \cdot S_m^\circ(A) + b \cdot S_m^\circ(B))$$

- Določimo tudi spremembo entropije v okolici reakcijske posode - **$\Delta S_r^\circ(\text{okolice})$**
- Celotna sprememba entropije je enaka vsoti sprememb entropije sistema in okolice; spontana sprememba, če je $\Delta S_r^\circ(\text{celotna}) > 0$.

$$\Delta S_r^\circ(\text{celotna}) = \Delta S_r^\circ(\text{система}) + \Delta S_r^\circ(\text{okolice})$$

- Stopnja maksimalnega reda, kakršnega ima idealni kristal pri temp. absolutne ničle (0 K = -273,15 °C), odgovarja najnižji vrednosti entropije ($S = 0$) \Rightarrow **tretji stavek termodinamike**

SMER NARAVNIH SPREMENB

21

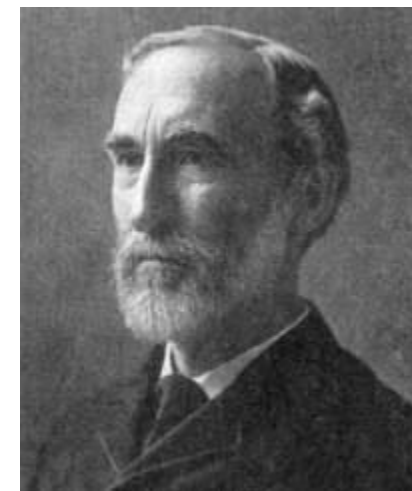
□ Prosta entalpija ali Gibbsova energija (ΔG_r°)

$$\Delta S_r^\circ (\text{celotna}) = -\frac{\Delta H_r^\circ}{T} + \Delta S_r^\circ \quad / \cdot -T$$

$$-T\Delta S_r^\circ (\text{celotna}) = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$$

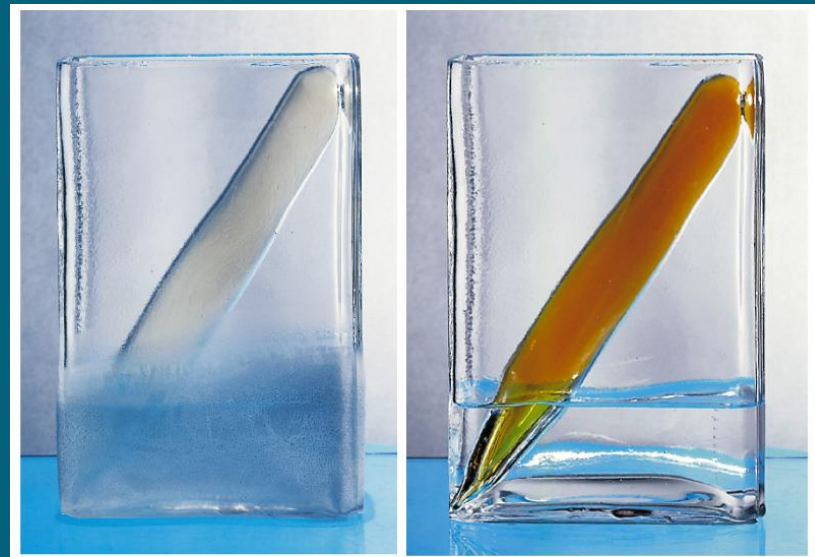
Standarna reakcijska
prosta entalpija
(Gibbsova energija)

$$\Delta G_r^\circ (\text{celotna}) = \Delta H_r^\circ - T\Delta S_r^\circ$$



Josiah Willard Gibbs
(1839-1903)

- Sprememba je spontana pri standardnih pogojih, če je $\Delta G_r^\circ < 0$.



(a)

(b)



POTEK KEMIJSKIH REAKCIJ

Kemijska kinetika

23



Gorenje – hitra kemijska reakcija



Rjavenje – počasna kemijska reakcija

- Kemijska reakcija bromiranja benzena:

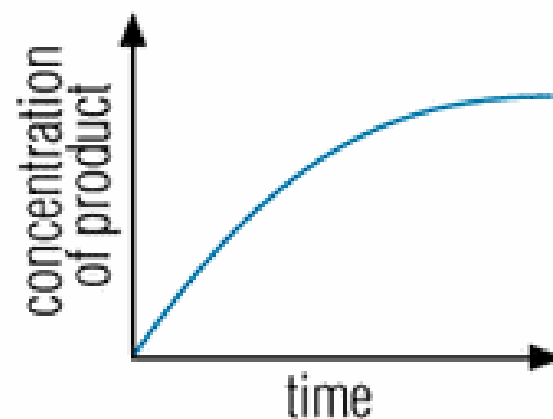
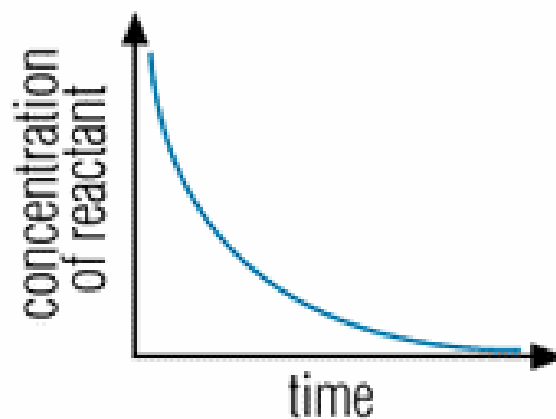
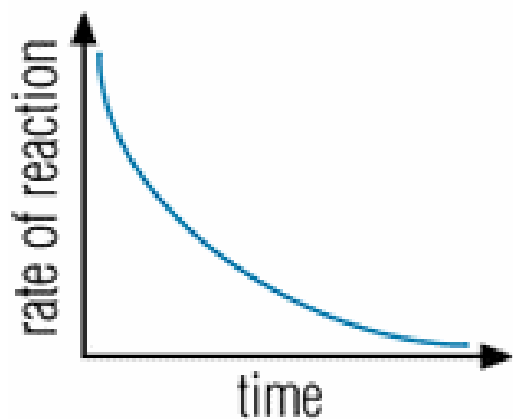


$$v = -\frac{d[\text{C}_6\text{H}_6]}{dt} = \frac{d[\text{C}_6\text{H}_5\text{Br}]}{dt}$$

Kemijska kinetika

24

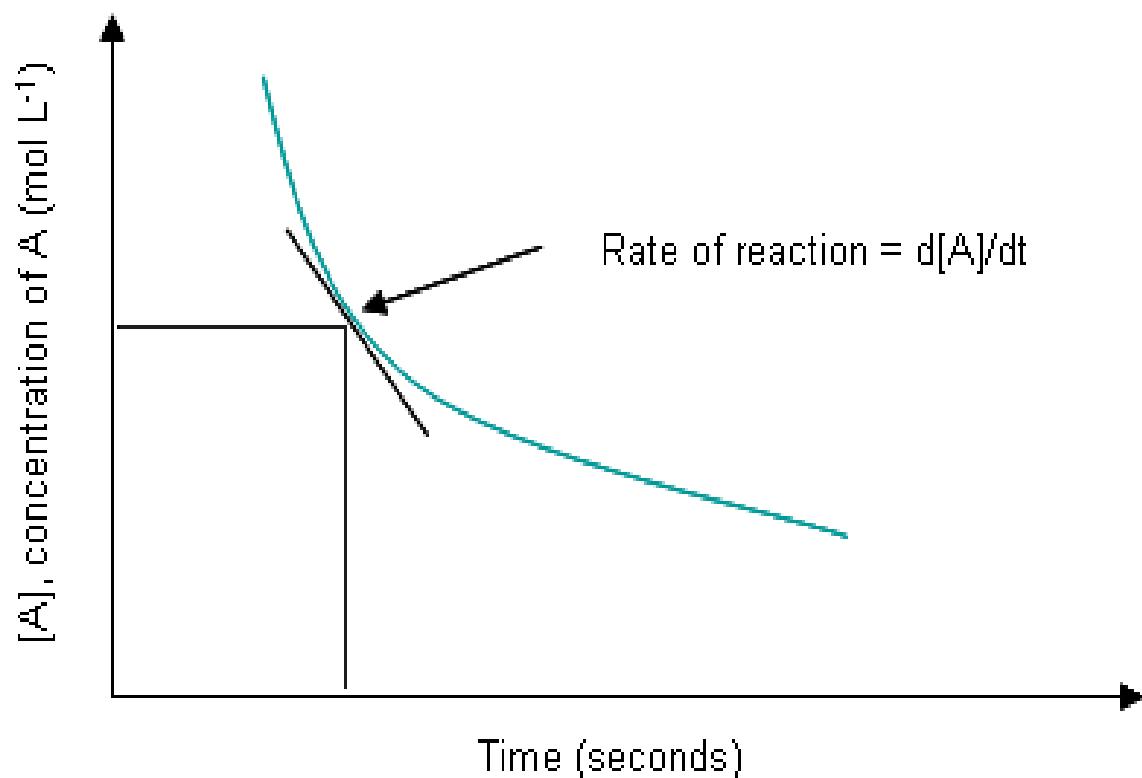
- Hitrost kemijske reakcije se s časom zmanjšuje.
- Zmanjšuje se s časom tudi koncentracija reaktantov, povečuje pa koncentracija produktov.



Kemijska kinetika

25

- Hitrost kemijske reakcije je podana z naklonom krivulje odvisnosti koncentracije izbrane snovi glede na čas.



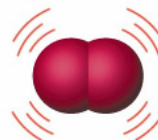
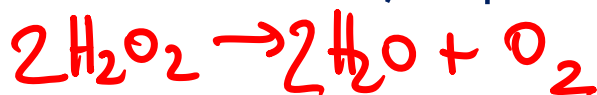
Kemijska kinetika

26

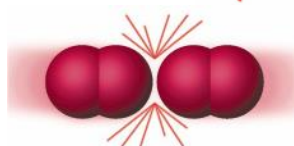
□ Molekularnost reakcije

- Elementarni procesi (posamezne stopnje) nekega mehanizma (kompleksnejše reakcije) potekajo z različno hitrostjo.
- Hitrost celotne reakcije omejuje najpočasnejši proces.
- Glede na število delcev, ki sodelujejo v elementarnem procesu (**molekularnost reakcije**) ločimo:

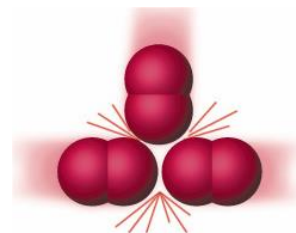
- monomolekularne; razpad neke molekule



- bimolekularne; trčita dva delca



- trimolekularne (termolekularne); trčijo trije delci; zelo redke, verjetnost je le 1/1000 verjetnosti trka dveh delcev)



Naslov eksperimenta: *Koncentracija reaktantov in hitrost reakcije*

27

Namen eksperimenta:

--

Kemikalije	Potrebščine

Skica aparature s potekom dela po stopnjah:

--

Opazanja	Skepi

Naslov eksperimenta: Temperatura reakcijske zmesi in hitrost reakcije

28

Namen eksperimenta:

--

Kemikalije	Potrebščine

Skica aparature s potekom dela po stopnjah:

--

Opazanja	Skepi

Naslov eksperimenta: Površina trdnega reaktanta in hitrost reakcije

29

Namen eksperimenta:

--

Kemikalije	Potrebščine

Skica aparature s potekom dela po stopnjah:

--

Opazanja	Skepi

Naslov eksperimenta: *Katalizatorji in hitrost reakcije*

30

Namen eksperimenta:

--

Kemikalije	Potrebščine

Skica aparature s potekom dela po stopnjah:

--

Opazanja	Skepi

Kemijska kinetika

31

- **Hitrost kemijske reakcije je odvisna od:**
 - ▣ koncentracije reaktantov (večja koncentracija \Rightarrow hitrejša reakcija)
 - ▣ temperature (višja temperatura \Rightarrow hitrejša reakcija)
 - ▣ površine trdne ali tekoče snovi pri heterogenih reakcijah (manjši trdni delci \Rightarrow hitrejša reakcija)
 - ▣ uporaba katalizatorjev (katalizatorji DA \Rightarrow hitrejša reakcija)

Kemijska kinetika

32

- Katalizatorji spremenijo hitrost kemijske reakcije, pri tem pa se kemijsko ne spremenijo.
- **Heterogena kataliza** – katalizator ter reaktant in produkti so v različnih agregatnih stanjih (npr. vodikov peroksid in manganov(IV) oksid)
- **Homogena kataliza** – katalizator ter reaktant in produkti so v istem agregatnem stanju (npr. raztopini kalijevega manganata(VII) in oksalne kisline dodamo manganove ione (Mn^{2+}) – raztopina se razbarva v nekaj sekundah, brez manganovih ionov pa v nekaj minutah)
- **Pomen katalizatorjev** (biokatalizatorjev ali encimov) za organizme (omogočajo potek biokemijskih reakcij v celicah) in industrijo (kemijske reakcije potekajo pri nižjih temperaturah, kar zmanjša stroške proizvodnje)

Kemijska kinetika

33

ENCIMI

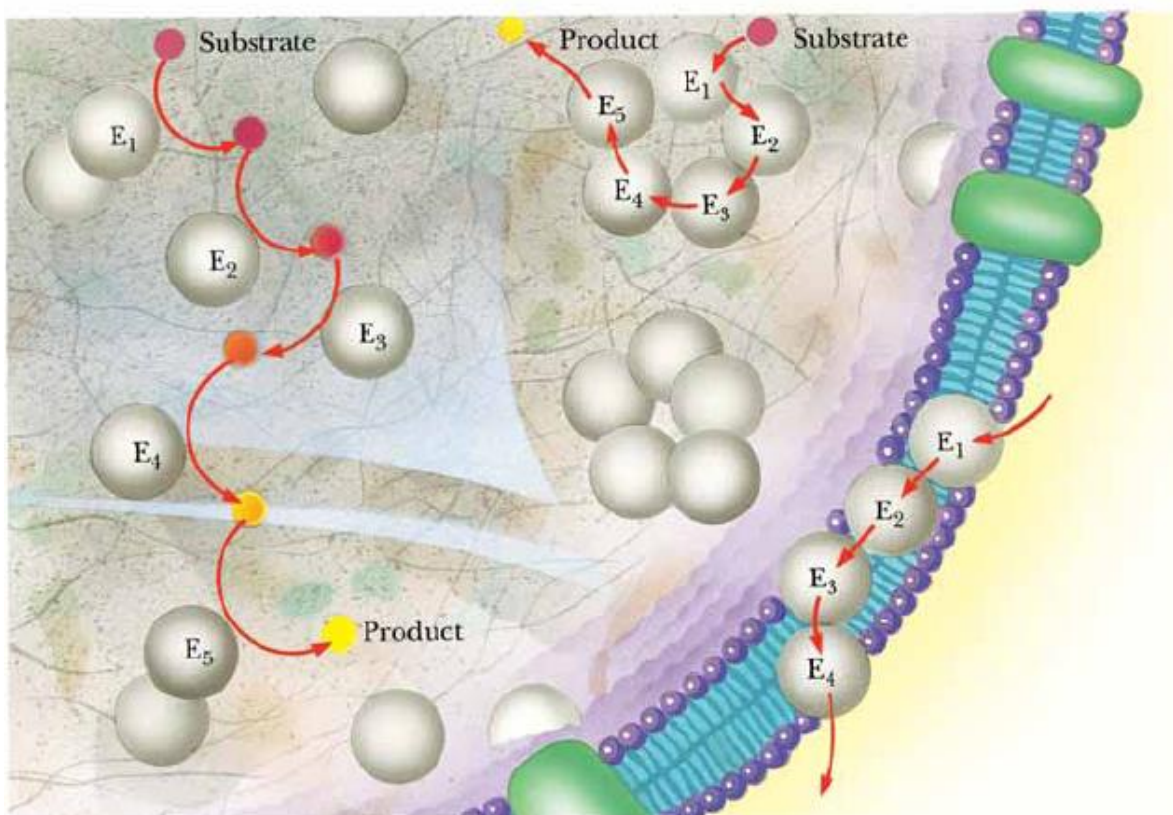


FIGURE 18.5 • Schematic representation of types of multienzyme systems carrying out a metabolic pathway: (a) Physically separate, soluble enzymes with diffusing intermediates. (b) A multienzyme complex. Substrate enters the complex, becomes covalently bound and then sequentially modified by enzymes E₁ to E₅ before product is released. No intermediates are free to diffuse away. (c) A membrane-bound multienzyme system.

Kemijska kinetika

34

□ ENCIMI

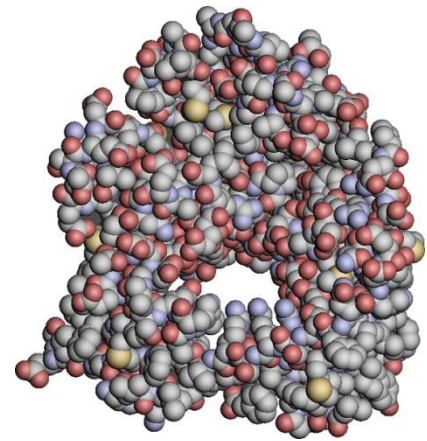
- Nomenklatura glede na funkcijo (določila mednarodna Komisija za encime)
 - 1 Oksidoreduktaze (*redoks reakcije*)
 - 2 Transferaze (*prenos funkcionalnih skupin*)
 - 3 Hidrolaze (*reakcije hidrolize*)
 - 4 Liaze (*kataliza adicije na dvojno vez*)
 - 5 Izomeraze (*izomerizacijske reakcije*)
 - 6 Ligaze (*tvorba vezi s pomočjo vezave ATP*)
- Zgradba: beljakovinski del + kofaktor (kovinski ion ali organska molekula – koencim)
- Kovinski ion kot kofaktor: Ureaza (Ni^{2+}); Glukoze-6-fosfataza (Mg^{2+}); citokrom oksidaza (Cu^{2+}); katalaza (Fe^{3+})
- Organska molekula kot koencim: alkoholna dehidrogenaza (NAD), acetil-CoA karboksilaza (CoA), metilmalonil-CoA karboksilaza (vitamin B_{12})

Kemijska kinetika

35

□ ENCIMI

- biokemijske reakcije potekajo v organizmih so pri okoli 36 °C relativno počasne
- biomolekule nimajo dovolj kinetične energije, da bi premagale energijsko bariero (aktivacijsko energijo), da bi biokemijska reakcija stekla
- celice so razvile mehanizme, ki znižajo to energijsko bariero, brez povišanja temperature
- biokatalizatorji ↓ aktivacijsko energijo → ↑ hitrost biokemijske reakcije
- Biokatalizatorji so encimi ali fermenti.
- Encimi so globularne beljakovin.

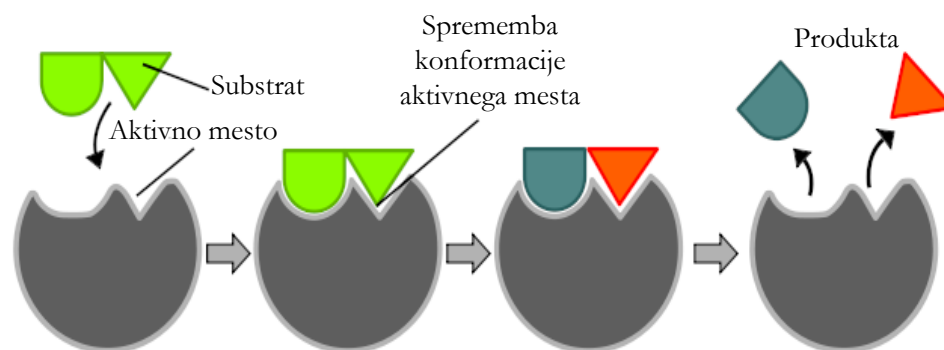
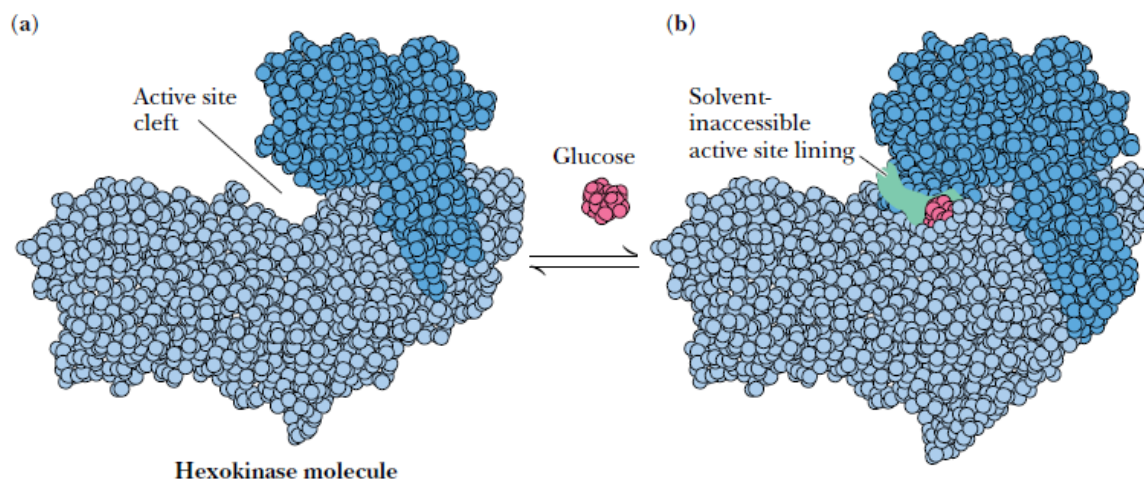


Kemijska kinetika

36

ENCIMI

Mehanizem delovanja

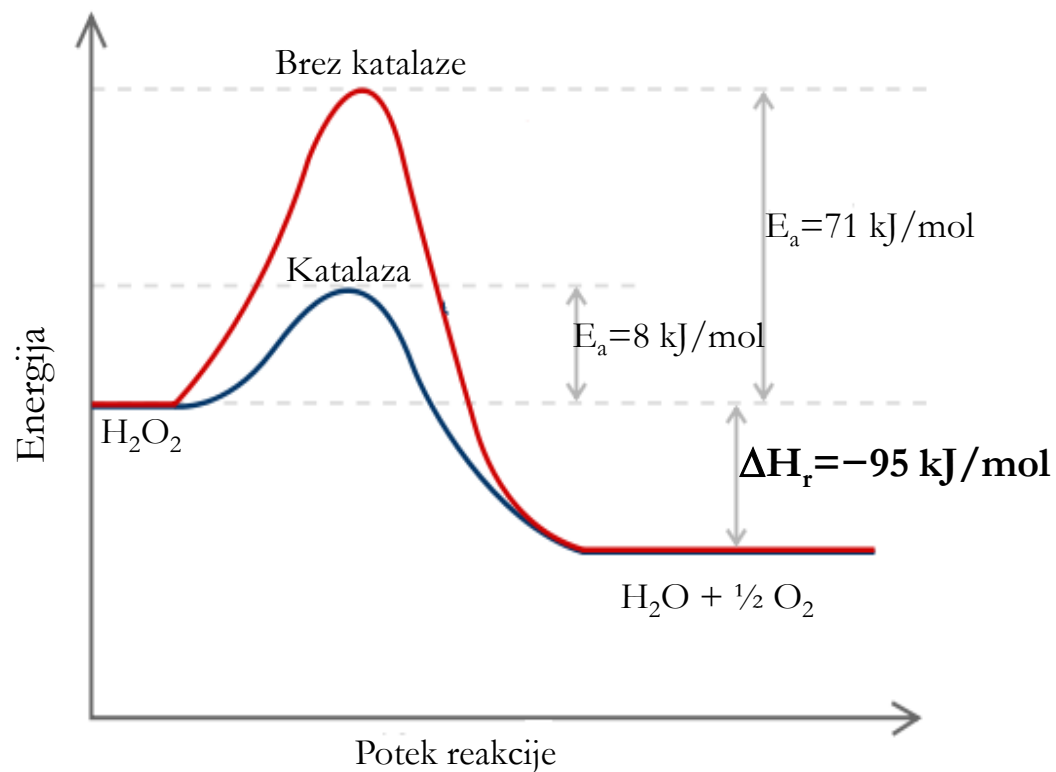


Kemijska kinetika

37

ENCIMI

Mehanizem delovanja

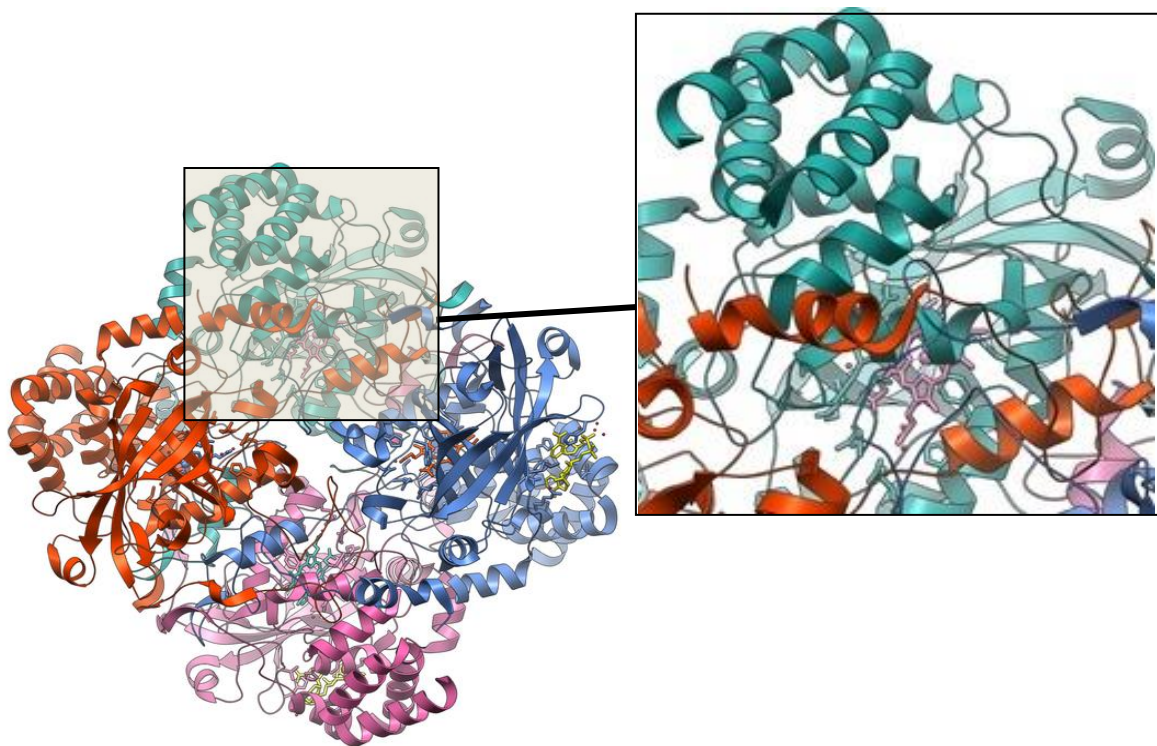


Kemijska kinetika

38

□ ENCIMI

▣ Mehanizem delovanja



Aktivno mesto v katalazi – vsebuje hem z železovim 3+ ionom

Kemijska kinetika

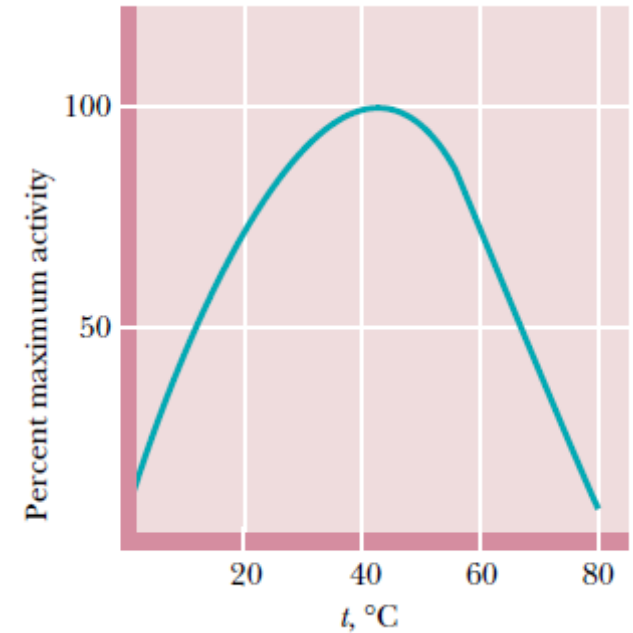
39

□ ENCIMI

▣ Mehanizem delovanja

■ Vplivi na hitrost biokemijske reakcije

- Temperatura
- koncentracija encima
- koncentracija substrata
- pH medija



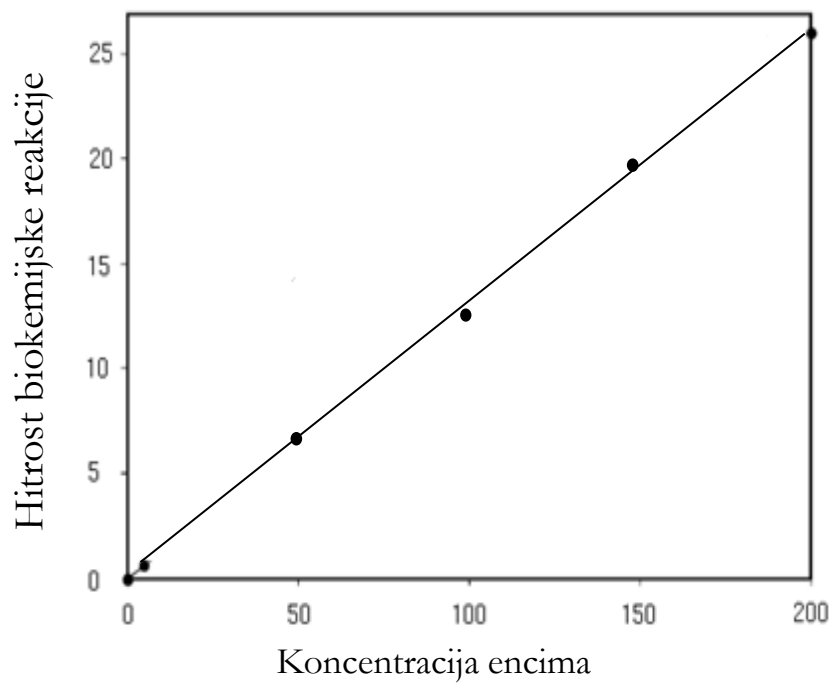
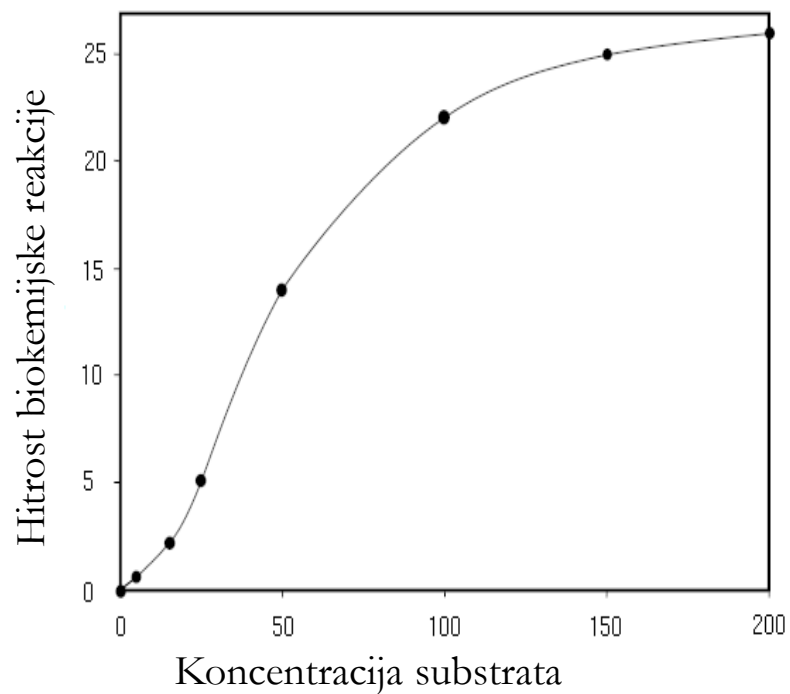
- Hitrost se poveča, če se poveča koncentracija encima na enako koncentracijo substrata.
- Povečevanje koncentracije substrata pri enaki koncentraciji encima pa ne pomeni premosorazmernega povečevanja hitrosti.

Kemijska kinetika

40

ENCIMI

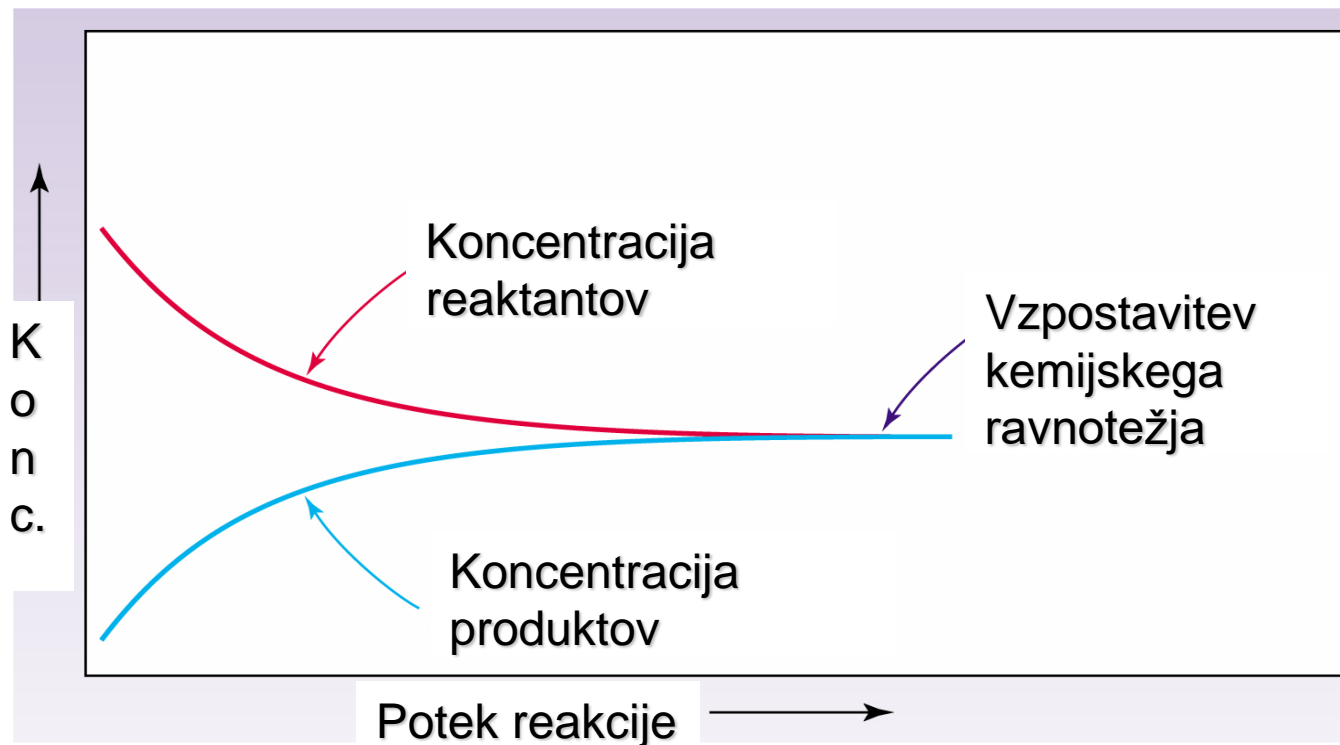
Mehanizem delovanja



Kemijsko ravnotežje

41




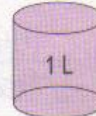




- Ko se vzpostavi kemijsko ravnotežje se sestava reakcijske zmesi ne spreminja več, vendar to ne pomeni, da se v njej ne dogaja nič več.
- Kemijsko ravnotežje je dinamično ravnotežje.

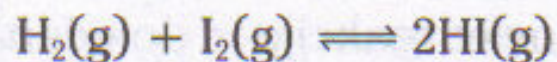


Kemijsko ravnotežje

42

□ Zakon o vplivu koncentracij

	Začetne množine	Množine v ravnotežju
1. primer	 0,100 mol H ₂ 0,100 mol I ₂ 0,00 mol HI	 0,0222 mol H ₂ 0,0222 mol I ₂ 0,156 mol HI
2. primer	 0,00 mol H ₂ 0,0100 mol I ₂ 0,100 mol HI	 0,00795 mol H ₂ 0,0180 mol I ₂ 0,0841 mol HI
3. primer	 0,0100 mol H ₂ 0,00 mol I ₂ 0,200 mol HI	 0,0287 mol H ₂ 0,0187 mol I ₂ 0,163 mol HI
4. primer	 0,00 mol H ₂ 0,00 mol I ₂ 0,400 mol HI	 0,0443 mol H ₂ 0,0443 mol I ₂ 0,311 mol HI



$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]} = 49,4 \quad T = 400 \text{ }^\circ\text{C} \quad \text{K je konstanta ravnotežja.}$$

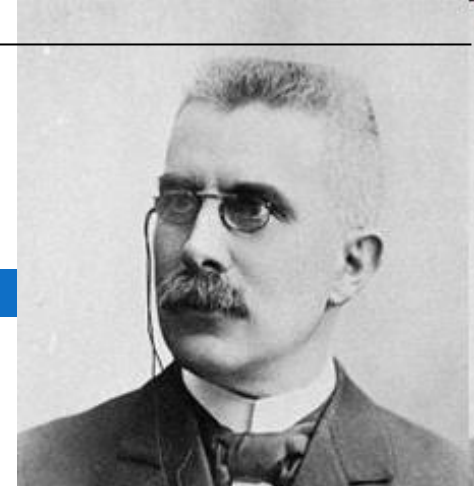
Tabela 1 Ravnotežne koncentracije reaktantov in produktov za reakcijo $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$ pri 400 °C

Primer	Koncentracije v ravnotežju / mol L ⁻¹			Konstanta ravnotežja
	[H ₂]	[I ₂]	[HI]	$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$
1	0,0222	0,0222	0,156	49,4
2	0,0795	0,0180	0,0841	49,4
3	0,0287	0,0187	0,163	49,5
4	0,0443	0,0443	0,311	49,3
Povprečna vrednost konstante ravnotežja				49,4

Kemijsko ravnotežje

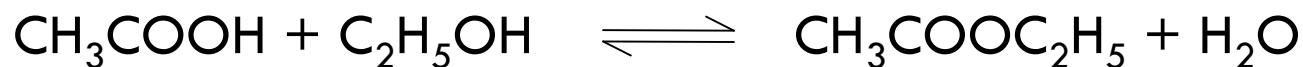
43

- Vplivi na kemijsko ravnotežje (Le Chatelierov princip)



Henri Louis Le Chatelier
(1850-1936)

- Če v sistemu, ki je v ravnotežju, spremenimo koncentracijo reaktantov ali produktov, temperaturo ali tlak, se sistem na spremembo odzove tako, da preide v novo ravnotežno stanje, to pomeni, da v največji možni meri sistem zmanjša vpliv te spremembe.
- S povečanjem koncentracije reaktantov ali odstranjevanjem produktov iz reakcijske zmesi se ravnotežje reakcije pomakne v smer nastanka novih produktov.

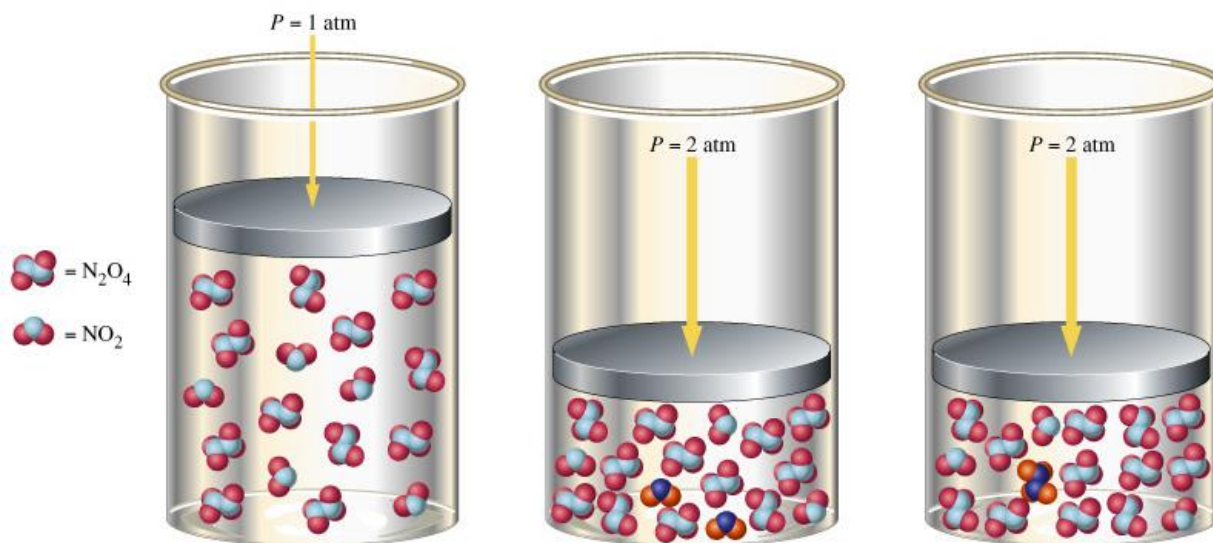


- Dodatke vode, povzroči hidrolizo estra.

Kemijsko ravnotežje

44

- S spremembo **tlaka** ali **prostornine** lahko vplivamo na ravnotežje kemijskih reakcij med snovmi v plinastem agregatnem stanju, če množina produktov ni enaka množini reaktantov.
- $$\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}_2(\text{g})$$
- Povečanje tlaka povzroči nastanek didušikovega tetraoksida, ker je manjša množina reaktanta v primerjavi s produktom.



Vzpostavitev ravnotežja pri 101,3 kPa. 17 molekul, od tega 5 NO_2 in 12 N_2O_4 .

Trenutno stanje po povečanju tlaka. Še vedno 17 molekul.

Vzpostavitev novega ravnotežja. 2 molekuli NO_2 zreagirata v 1 N_2O_4 . V novem ravnotežju je 16 molekul, vendar še vedno isto število atomov dušika in kisika.

Naslov eksperimenta: Vpliv temperature na kemijsko ravnotežje

45

Namen eksperimenta:

--

Kemikalije	Potrebščine

Skica aparature s potekom dela po stopnjah:

--

Opazanja	Skepi

Kemijsko ravnotežje

46

- Sprememba **temperature** vpliva na množino produktov in reaktantov.

- *Endotermna reakcija* *Eksotermna reakcija*

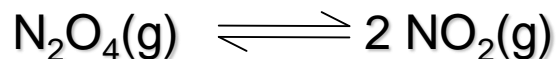
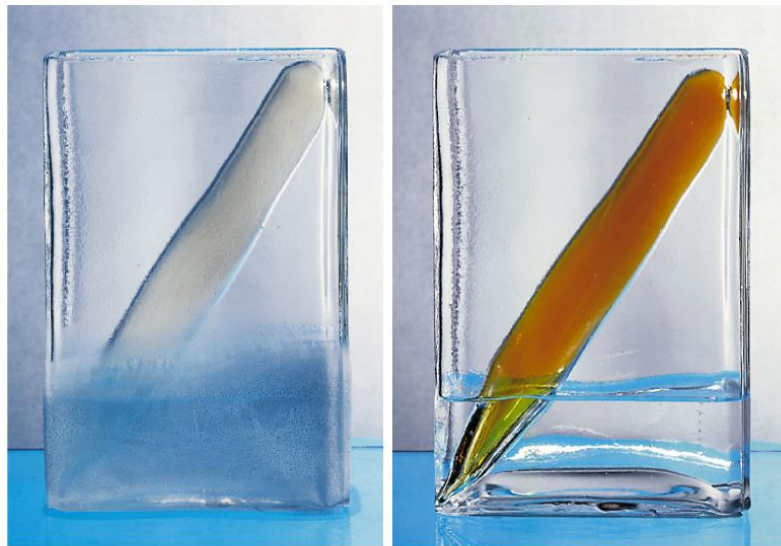
↑ T ⇒ ↑ produktov

↑ T ⇒ ↑ reaktantov

↓ T ⇒ ↑ reaktantov

↓ T ⇒ ↑ produkti

V obeh primerih se spremeni vrednost konstante ravnotežja, ker je odvisna od temperature.



Ponovimo 1

47

Izračunati morate ΔH_r° kaj za to potrebujete?

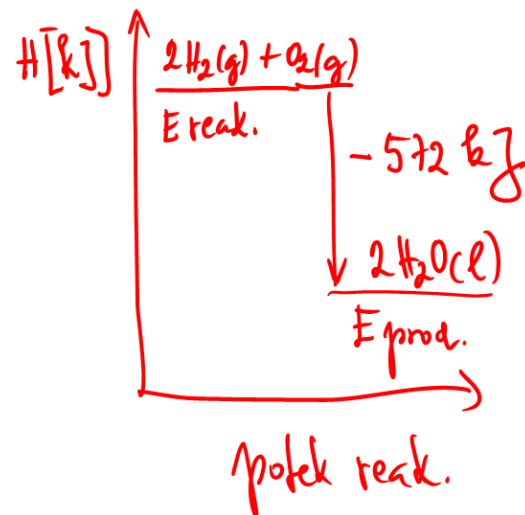
- A Standardne tvorbene entalpije snovi, ki v reakciji sodelujejo.
- B Standardne tvorbene entalpije produktov in elementov.
- C Standardne molske entropije snovi, ki v reakciji nastopajo.
- D Temperaturo pri kateri reakcija poteka in ΔH_f° (reaktantov).

Ponovimo 2

48

Kaj lahko razberete iz grafa?

- A Hitrost kemijske reakcije je velika.
- B Pri kemijski reakciji se energija veže v sistem.
- C Pri kemijski reakciji se energija sprošča v okolico.
- D Hitrost kemijske reakcije je povečana s katalizo.



Ponovimo 3

49

V katerem primeru se entropija povečuje?

- A Kristalizacija natrijevega klorida v solinah.
- B Kondenzacija alkohola pri žganjekuhi.
- C Nastanek ledu na jezeru pri temp. $-9\text{ }^{\circ}\text{C}$.
- D Izhlapevanje vode iz luže na cesti.

Ponovimo 4

50

Kaj lahko sklepate o kemijski reakciji, če je $\Delta H_r^\circ > 0$?

- A Reakcija je spontana.
- B Reakcija je endotermna.
- C Pri reakciji se svetloba sprošča v okolico.
- D Pri reakciji se elektroni prenesejo iz reaktanta na produkt.

Ponovimo 5

51

Kaj lahko sklepate o kemijski reakciji, če je $\Delta G_r^\circ < 0$?

- A Reakcija je le eksplozivna.
- B Reakcija poteka počasi, hitro le z uporabo katalizatorja.
- C Reakcija je spontana.
- D Reakcija poteka pri ostrih pogojih (povišan tlak in temperatura).

Ponovimo 1

52

Kaj NE vpliva na hitrost reakcije?

- A Koncentracija reaktantov.
- B Koncentracija produktov.
- C Notranja energija delcev reaktantov.
- D Površina reaktantov.

Ponovimo 2

53

Kaj podaja zapis $v = -\frac{d[\text{NO}]}{dt}$?

- A Spreminjanje koncentracije produkta po času.
- B Spreminjanje koncentracije reaktanta po času.
- C Hitrost kemijske reakcije je eksotermna.
- D Pri kemijski reakciji se koncentracija produkta povečuje.

Ponovimo 3

54

Kako vpliva povečanje tlaka na kemijsko ravnotežje kemijske reakcije, ki jo podaja enačba:



- A Ravnotežje se pomakne v smer nastanka produktov.
- B Ravnotežje se pomakne v desno.
- C Ravnotežje se pomakne v smer nastanka reaktantov.
- D Na ravnotežje nima vpliva.