

HEMIJSKA KINETIKA

BRZINA REAKCIJE
FAKTORI UTICAJA
HEMIJSKA RAVNOTEŽA

HEMIJSKA KINETIKA

- Hemijska kinetika je dio hemije koji se bavi proučavanjem brzine odvijanja hemijskih reakcija.
- Proučava se:
 - određivanje brzine hemijske reakcije
 - uticaj pojedinih faktora na brzinu reakcije
 - mehanizam odvijanja reakcije

VRIJEME TRAJANJA NEKIH POJAVA U PRIRODI .

	VRIJEME (s)
•	
• JEDNA GODINA	10^8
• PERIOD VIBRACIJE MOLEKULA	10^{-12}
• PERIOD OTKUCAJA SRCA	1
• NAJBRŽI NUKLEARNI PROCES	10^{-20}
• REAKCIJA PRELAZA e (NAJBRŽI ATOMSKI PROCES)	10^{-16}
• REAKCIJA PRENOSA PROTONA	10^{-14}
• NAJBRŽA REAKCIJA ENZIMA	10^{-8}
• HEM. REAKCIJE	OD 10^{-16} – 10^{12}
• REAKCIONI SISTEM:	
1. REAKTANTI	
2. PRODUKTI	
3. HEM. VRSTE KOJE NASTAJU I NESTAJU U TOKU REAKCIJE (INTERMEDIJERNE VRSTE)	

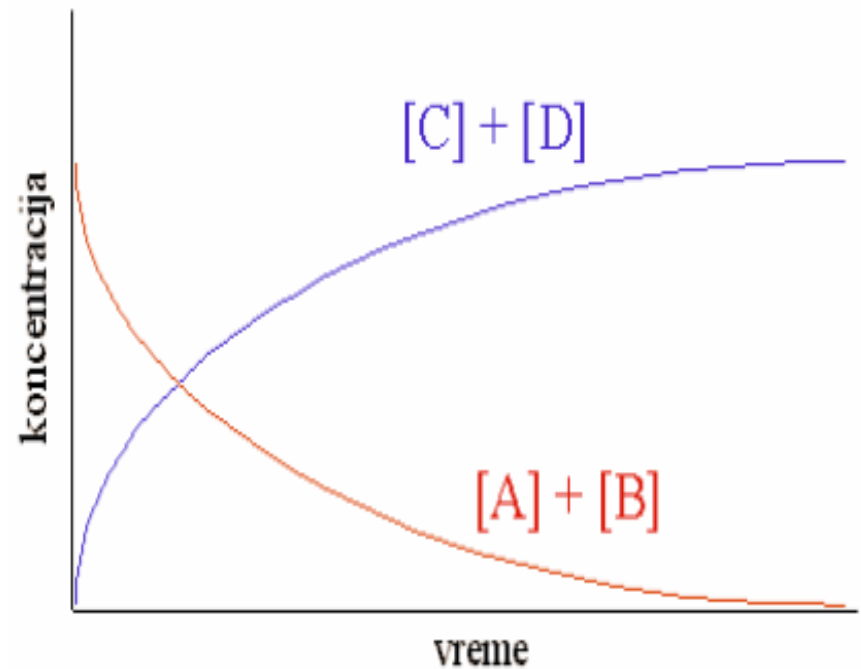
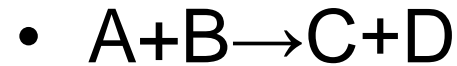
- **MEHANIZAM PROCESA**–SVEUKUPNOST KORAKA (STUPNJEVA)KOJIMA SE PREDSTAVLJA HEM. PROCES
- MEHANIZAM DOBIJANJA AMONIJAKA NA KATALIZATORU (Fe) sadrži 5 koraka (stupnjeva)
- **ELEMENTARNA HEM. REAKCIJA**-REAKCIJA U KOJOJ SE U JEDNOM KORAKU OD REAKTANATA DOBIJAJU PROIZVODI REAKCIJE .
- **MOLEKULARNOST HEM. REAKCIJE**- DEFINIŠE SE ZA ELEMENTARNU REAKCIJU- BROJ MOLEKULA KOJI UČESTVUJE U JEDNOJ ELEMENTARNOJ REAKCIJI
- REAKCIJE – NAJČEŠĆE : MONOMOLEKULARNE ILI BIMOLEKULARNE; RIJETKO- TRIMOLEKULARNE

DEFINICIJA BRZINE HEMIJSKE REAKCIJE

- Brzina hemijske reakcije je promjena koncentracije reaktanata ili proizvoda reakcije u jedinici vremena.

$$v = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1}$$

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t} \left[\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1} \right]$$



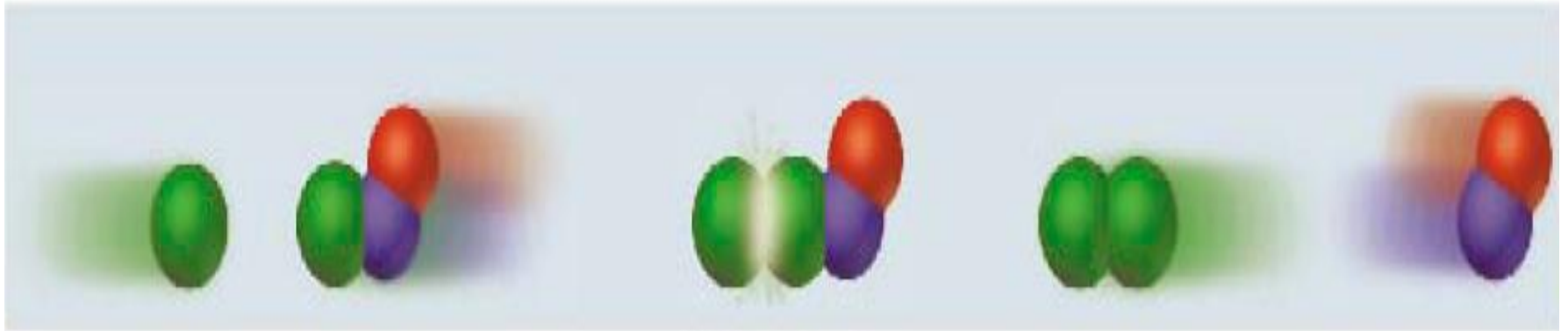
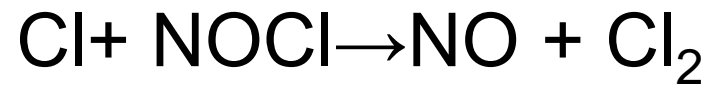
ŠTA UTIČE NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE?

- Priroda reaktanata i proizvoda reakcije
- Temperatura
- Koncentracija reaktanata
- Dodirna površina
- Prisustvo katalizatora

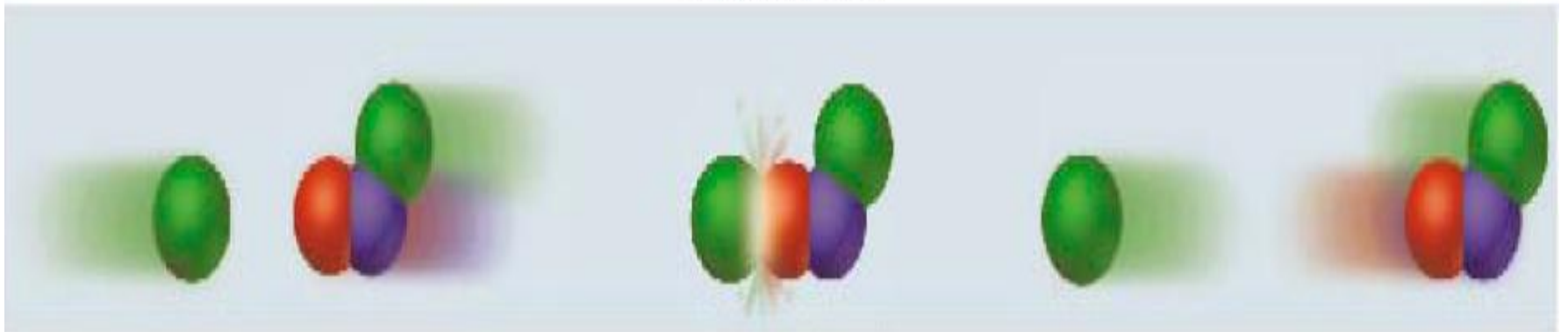
ODVIJANJE HEMIJSKE REAKCIJE TEORIJA SUDARA

- **Kada se izmiješaju reaktanti da bi došlo do hemijske reakcije to jest do nastajanja proizvoda reakcije potrebno je:**
 - 1. Čestice reaktanata se moraju sudariti**
 - 2. Čestice treba da imaju dovoljnu energiju**
 - 3. Čestice treba da se sudare sa pogodnom orijentacijom**
- **Ispunjavanje ovih uslova dovodi do efikasnog sudara.**

TEORIJA SUDARA



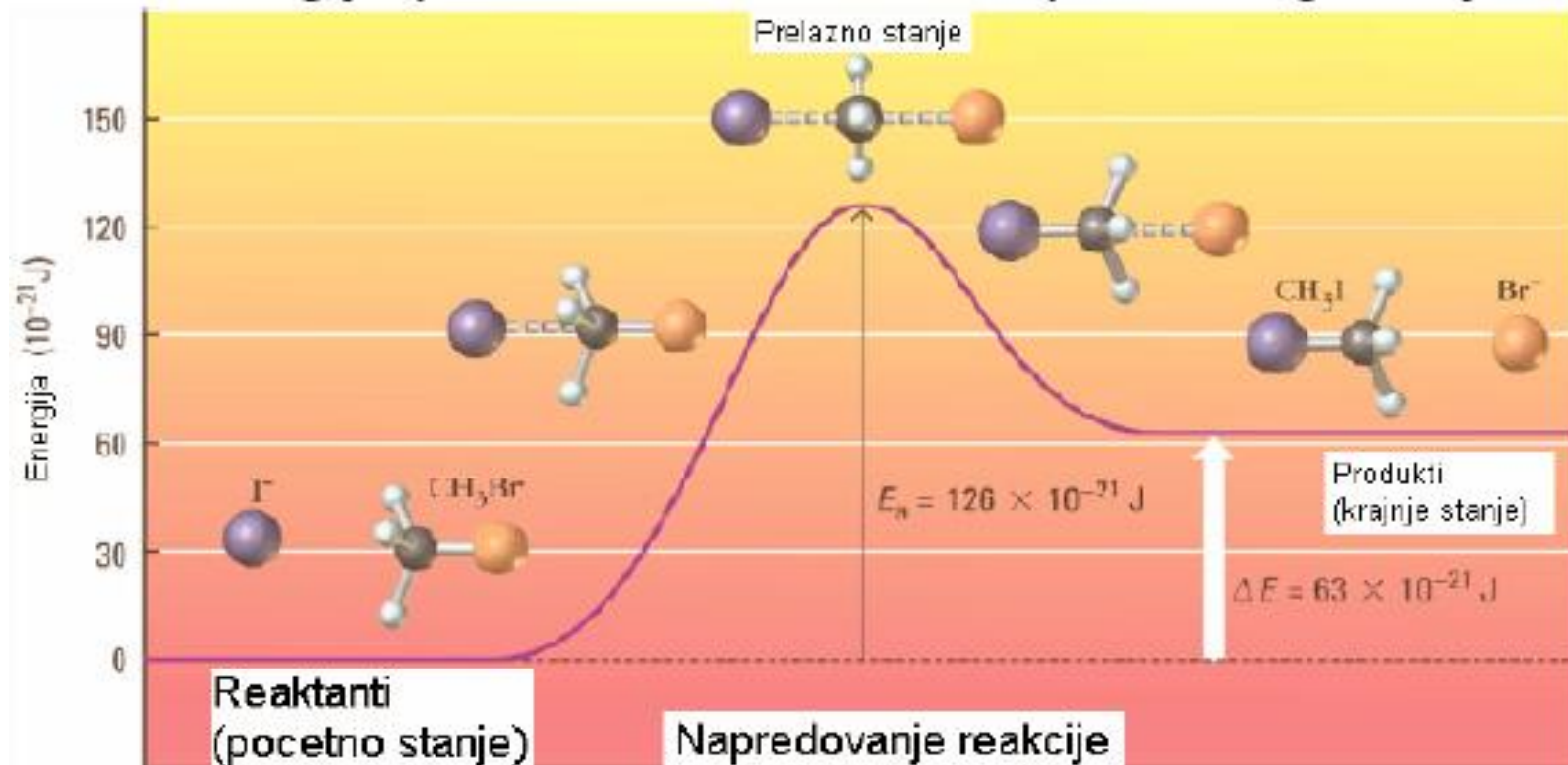
Efikasni sudar



Neefikasni sudar

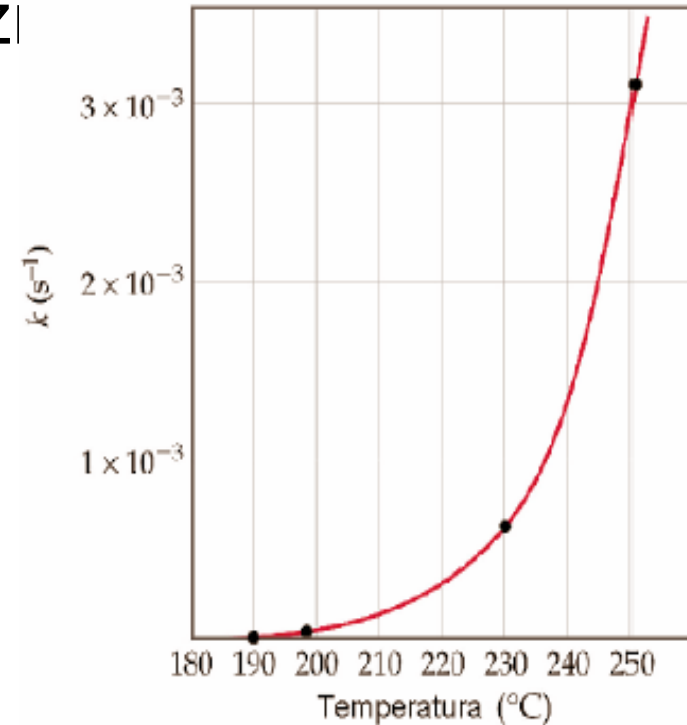
ENERGIJA AKTIVACIJE

- Energija aktivacije, E_a , je minimalna energija potrebna za početak hemijske reakcije
- Energija potrebna za nastanak prelaznog stanja.

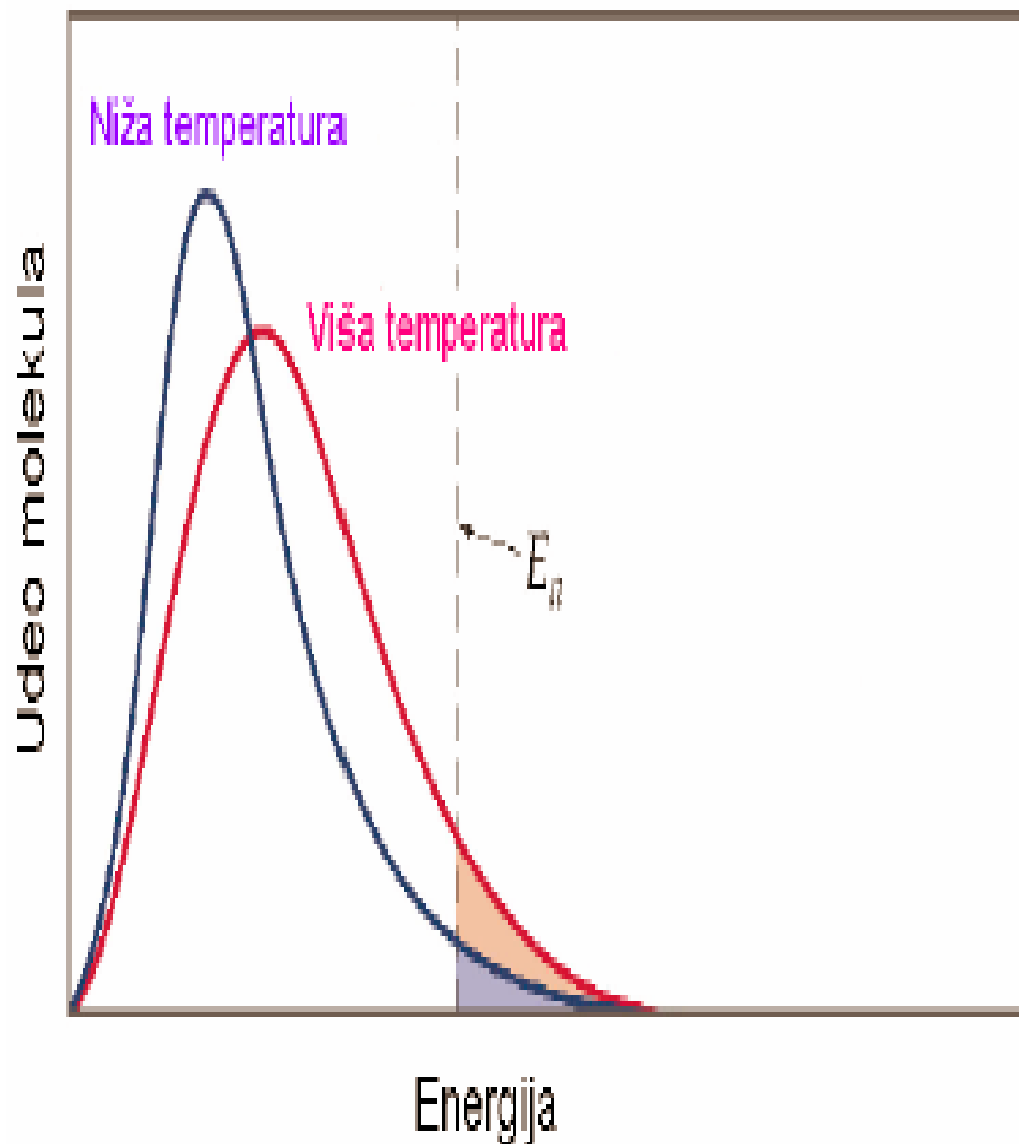


UTICAJ TEMPERATURE NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE

Sa porastom temperature raste i brzi hemijske reakcije

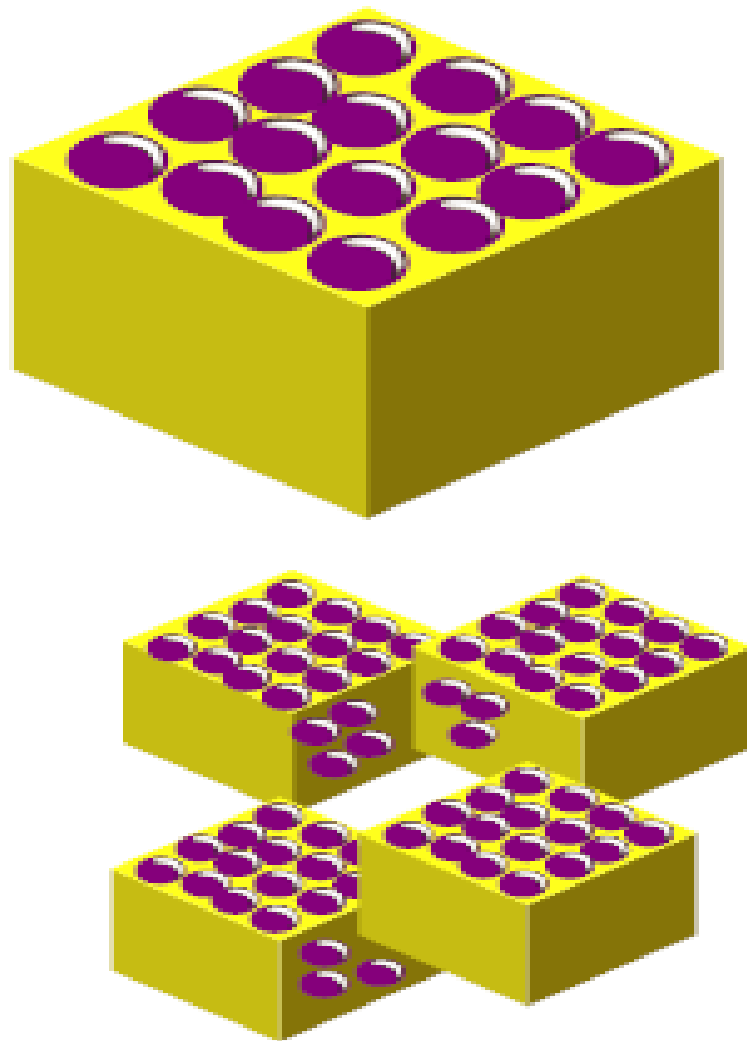


- Sa porastom temperature znatno raste udio molekula sa energijom koja je veća od E_a .
- Vant Hofovo pravilo: *Pri porastu temperature za 10 obrzina hemijs. reakcije se povećava 2 –4 puta.*



Uticaj dodirne površine

- Ako se smanji veličina čestica reaktanata povećava se broj molekula na površini koji mogu reagovati.
- Zbog toga reakcija protiče brže.



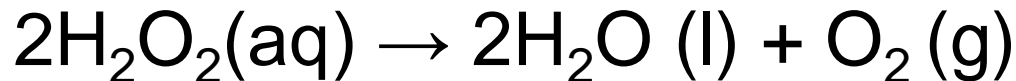
Uticaj katalizatora

- Katalizatori su supstance čije prisustvo u reakcionoj smješi mijenja brzinu reakcije (najčešće povećavaju brzinu reakcije).
- Karakteristike djelovanja katalizatora:
- Djeluju u maloj količini
- Ne učestvuju u hemijskoj reakciji
- Ubrzavaju samo termodinamički moguće reakcije
- Specifičnost djelovanja
- Ne utiču na položaj hemijske ravnoteže

Kataliza

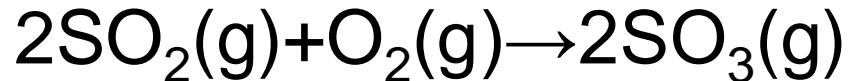
- Proces u kome katalizatori djeluju na brzinu hemijske reakcije naziva se kataliza.
- Postoji:
- HOMOGENA KATALIZA–reaktanti i katalizator čine jednu fazu (imaju isto agregatno stanje)

Pr. u prisustvu(Cu^{2+} , Mn^{2+} , OH^-)

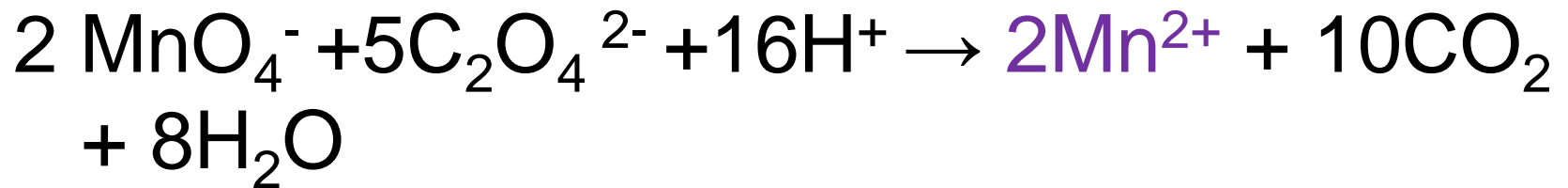


HETEROGENA KATALIZA-reaktanti i katalizator su u različitim fazama

Pr u prisustvu vanadijum(V)-oksida:



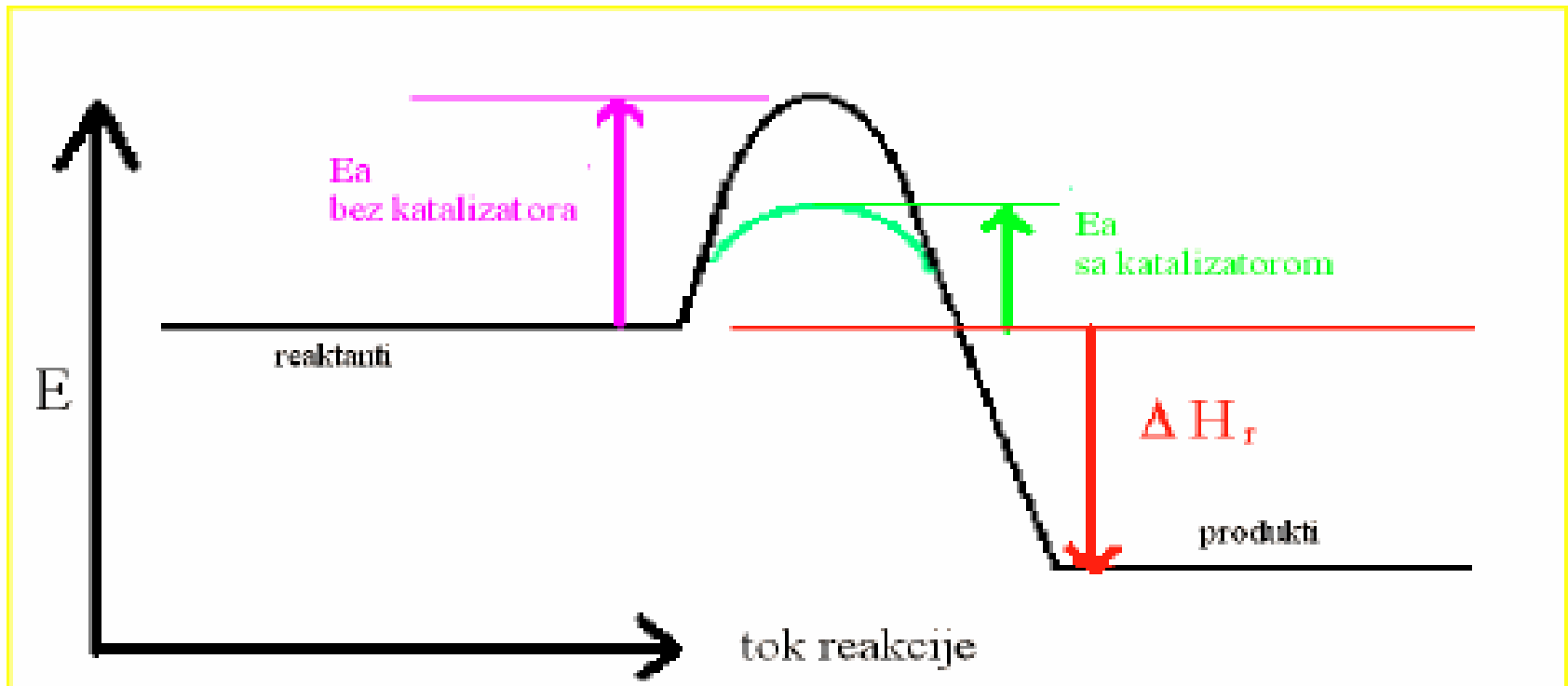
- Autokatalitične reakcije:



- ENZIMI- biokatalizatori

Mehanizam djelovanja katalizatora

- Katalizatori snižavaju energiju aktivacije hemijske reakcije
- Sa sniženom E_a veliki broj molekula može efikasno reagovati dajući proizvode



UTICAJ KONCENTRACIJE REAKTANATA NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE

- Povećanjem koncentracije reaktanata povećava se broj efikasnih sudara, pa je i brzina reakcije veća.
- Za razliku od uticaja temperature, brzina hemijske reakcije se povećava srazmjerno povećanju koncentracije reaktanata.

Zakon o dejstvu masa

Brzina hemijske reakcije srazmjerna je proizvodu koncentracija reaktanata pri konstantnoj temperaturi

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$
- $v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$
- k – konstanta brzine hemijske reakcije
- Konstanta brzine hemijske reakcije je brzina hem. reakcije pri jediničnim koncentracijama.

kada je $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 1$ onda je $v = k$

- Sledeći bitan kinetički parametar je **red hemijske reakcije**, koji predstavlja zbir eksponenata nad koncentracijama u izrazu za brzinu hemijske reakcije.



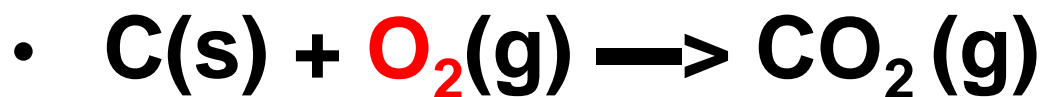
Brzina : $v = k[A]^a[B]^b$

Brzina je proporcionalna trenutnoj koncentraciji reaktanata

– k: konstanta brzine

– a, b: $n=a+b$ ukupni red reakcije, a- red reakcije u odnosu na reaktant A a

b- red reakcije u odnosu na reaktant B

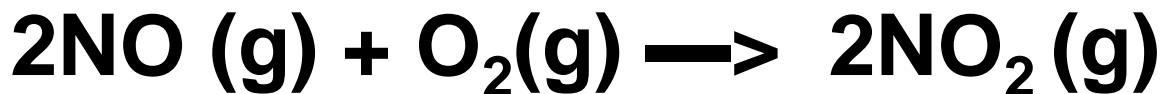


- **prvog reda, bimolekularna**

-



(anhidrid) **prvog reda, bimolekularna**



trećeg reda, trimolekularna

Zakon o dejstvu masa

- U izraz za brzinu hemijske reakcije ulaze koncentracije samo onih komponenti čije se koncentracije mogu mijenjati, a to su gasovi i supstance u rastvoru.
- $\text{C(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
 $v = k \cdot [\text{O}_2]$
- $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$
 $v = k[\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$

HEMIJSKA RAVNOTEŽA

Povratne i nepovratne hem. reakcije

- Hemijske reakcije ne teku uvijek do kraja (to jest do stanja da na kraju reakcije imamo samo produkte reakcije)
- Hemijske reakcije koje teku do kraja su **nepovratne hem. reakcije**
- Hemijske reakcije koje ne teku do kraja su **povratne ili reverzibilne hem. reakcije**

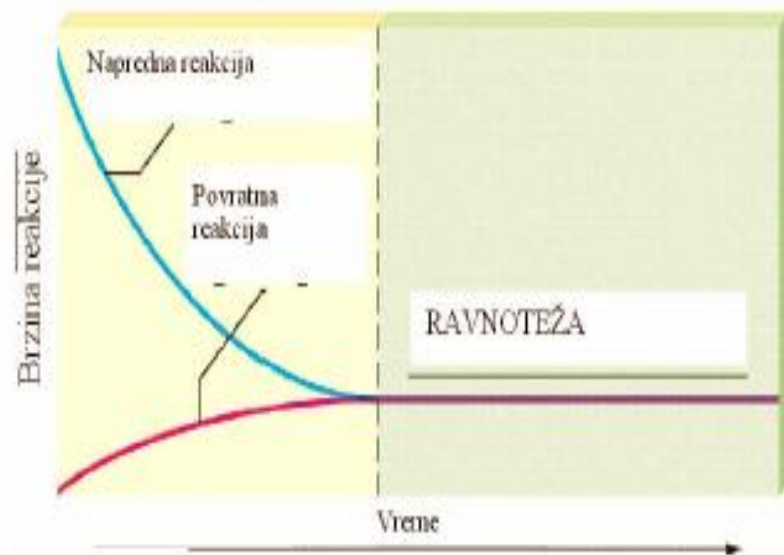
Povratne hemijske reakcije

- Povratne hemijske reakcije su takve reakcije gdje se prevođenje reaktanata u proizvode reakcije i prevođenje produkata u reaktante dešava **istovremeno** i u jednom sudu.
 - Napredna reakcija: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$
 - Povratna reakcija: $2\text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
- Zbirno: $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

Hemijska ravnoteža

- Dinamičko stanje gdje je brzina napredne reakcije jednaka brzini povratne reakcije
- U stanju ravnoteže prisutni su i reaktanti i produkti
- U stanju ravnoteže nema promjene koncentracije niti reaktanata niti proizvoda reakcije.
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$
- $V_1 = k_1[\text{H}_2][\text{I}_2]$
- $V_2 = k_2[\text{HI}]^2$
- Ravnoteža: $V_1 = V_2$
- $k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$

$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

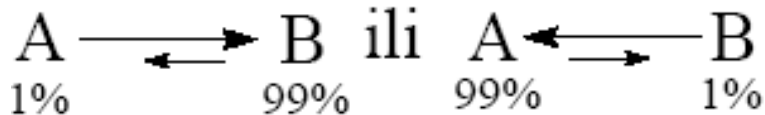


Položaj ravnoteže

- Mada su u stanju ravnoteže brzine napredne i povratne reakcije jednake koncentracije komponenti sa obje strane ne moraju biti iste

Pozicija ravnoteže zavisi od k_1 i k_2 .

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$



Konstanta ravnoteže

- Konstanta ravnoteže je odnos proizvoda koncentracija proizvoda reakcije i proizvoda koncentracija reaktanata.
- Konstantna je vrijednost pri konstantnoj temperaturi
- Zavisi samo od temperature
- $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$

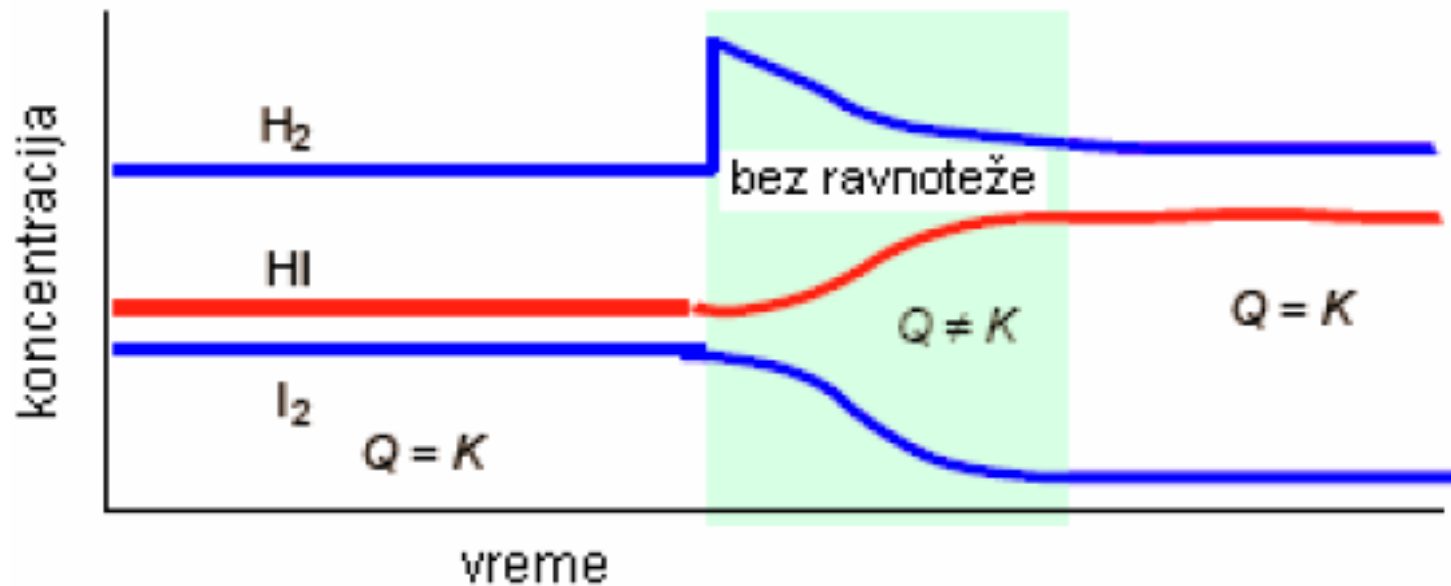
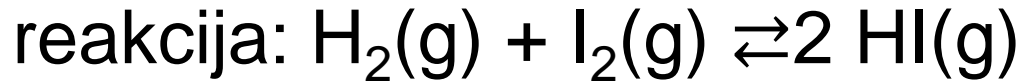
$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- $K_c > 1$ produkti reakcije u višku
- $K_c < 1$ reaktanti u višku

- Na položaj hemijske ravnoteže utiču:
 1. Promjena koncentracije
 2. Promjena temperature
 3. Promjena pritiska

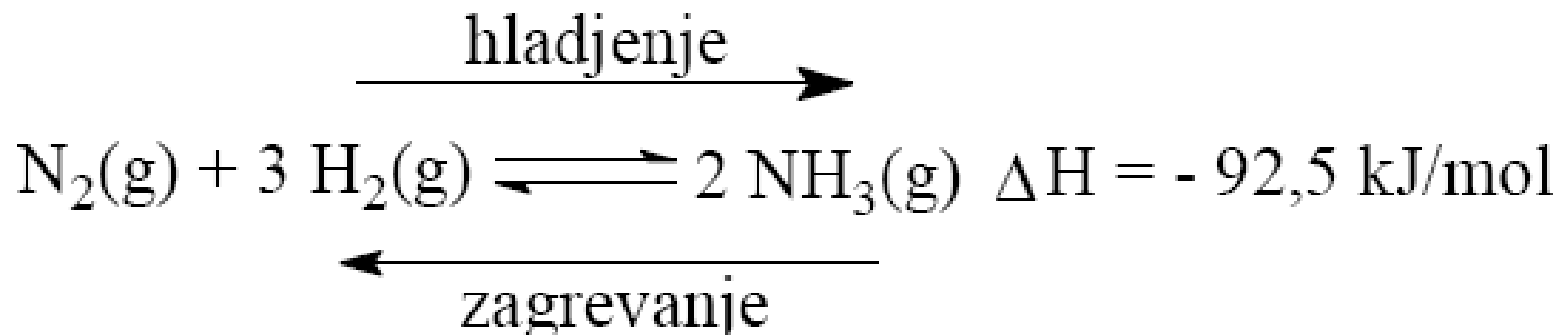
- L Šateljov princip:
- Ako se nekom sistemu koji je u ravnoteži promijeni neki od spoljašnjih faktora, sistem će da uspostavi novo stanje ravnoteže tako da se suprotstavi promjeni.

Uticaj promene koncentracije:



Uticaj promjene temperature

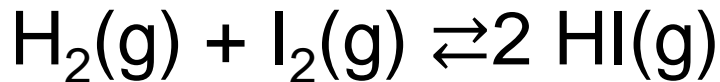
- Prema L Šateljovom principu sniženje temperature (hlađenje) pomjeraće ravnotežu u pravcu egzotermne reakcije
- Povišenje temperature (zagrijavanje) pomjera ravnotežu u pravcu endotermne reakcije.



Uticaaj pritiska

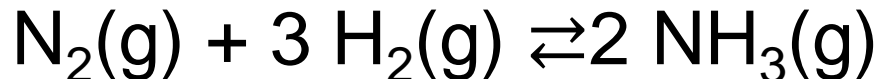
- Uticaj promjene pritiska na reakcije koje su u stanju hemijske ravnoteže svodi se na uticaj promjene koncentracije.
- U pogledu uticaja pritiska imamo dvije vrste reakcija:

1. Reakcije kod kojih pritisak nema uticaja



broj molekula je isti sa lijeve i desne strane strelica

2. Reakcije kod kojih pritisak ima uticaja



različit broj molekula sa lijeve i desne strane strelica.

VRSTE HEMIJSKIH REAKCIJA

Moderna podjela hem. reakcija je na:

1. oksido-redukzione reakcije
2. kompleksne reakcije:
 - nastajanja I raspadanja kompleksa I izmjene liganada (reakcije supstitucije)
 - transfera protona (protoliticke)
 - reakcije talozenja I rastvaranja
3. disocijacije I asocijacije molekula, atoma I jona

- Reakcije sinteze: $A+B=AB$, *Pr.* $N_2+3H_2=2NH_3$
- Reakcije analize:
 $AB=A+B$, *Pr.* $PbCO_3=PbO+CO_2$
- Reakcije proste izmjene: *Pr.* $2HCl+Zn=ZnCl_2+H_2$
- ~ dvostruke izmjene:
- Kao proizvod nastaje :
 - talog, *pr.* $Pb(NO_3)_2+K_2CrO_4=PbCrO_4 +2 KNO_3$
 - gas, *pr.* $Na_2CO_3 +2HCl=2NaCl+H_2O +CO_2$
 - slabo disosovano jedinjenje