

HEMIJSKA KINETIKA

BRZINA REAKCIJE

FAKTORI UTICAJA

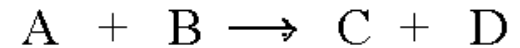
HEMIJSKA RAVNOTEŽA

HEMIJSKA KINETIKA

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

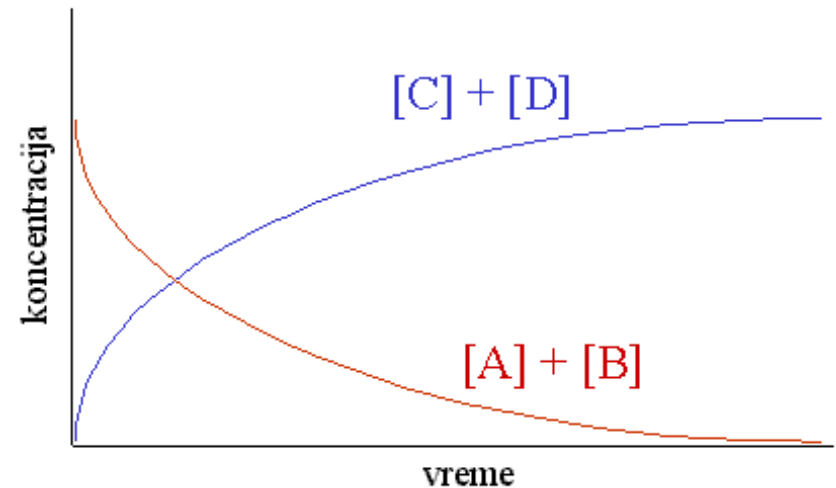
DEFINICIJA BRZINE HEMIJSKE REAKCIJE

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



brzina nestajanja A sa vremenom t = $-d[A]/dt$ mol dm⁻³ s⁻¹

brzina nastajanja C sa vremenom t = $+d[C]/dt$ mol dm⁻³ s⁻¹



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

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

ŠTA UTIČE NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE?

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

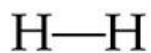
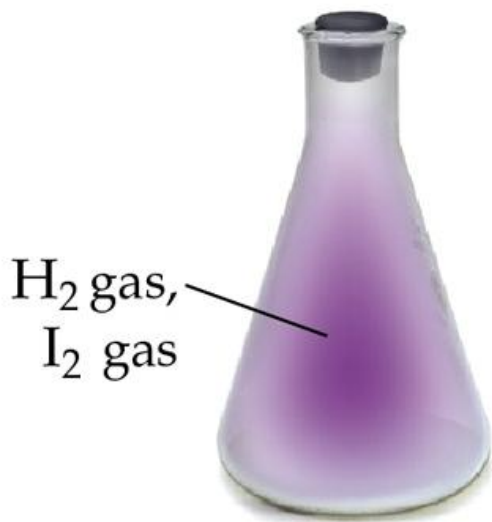
ODVIJANJE HEMIJSKE REAKCIJE

TEORIJA SUDARA

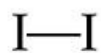
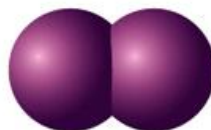
- Kada se izmešaju reaktanti da bi došlo do hemijske reakcije to jest do nastajanja proizvoda reakcije potrebno je:
 1. Čestice reaktanata se moraju sudariti
 2. Čestice treba da imaju dovoljnu energiju
 3. Čestice treba da se sudare sa pogodnom orijentacijomIspunjavanje ovih uslova dovodi do efikasnog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

TEORIJA SUDARA

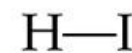
Reakcija nastajanja jodovodonika



Vodonik, H_2



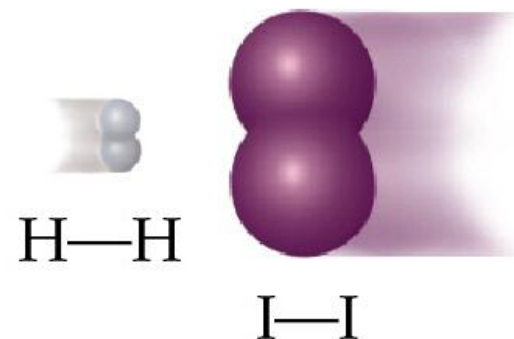
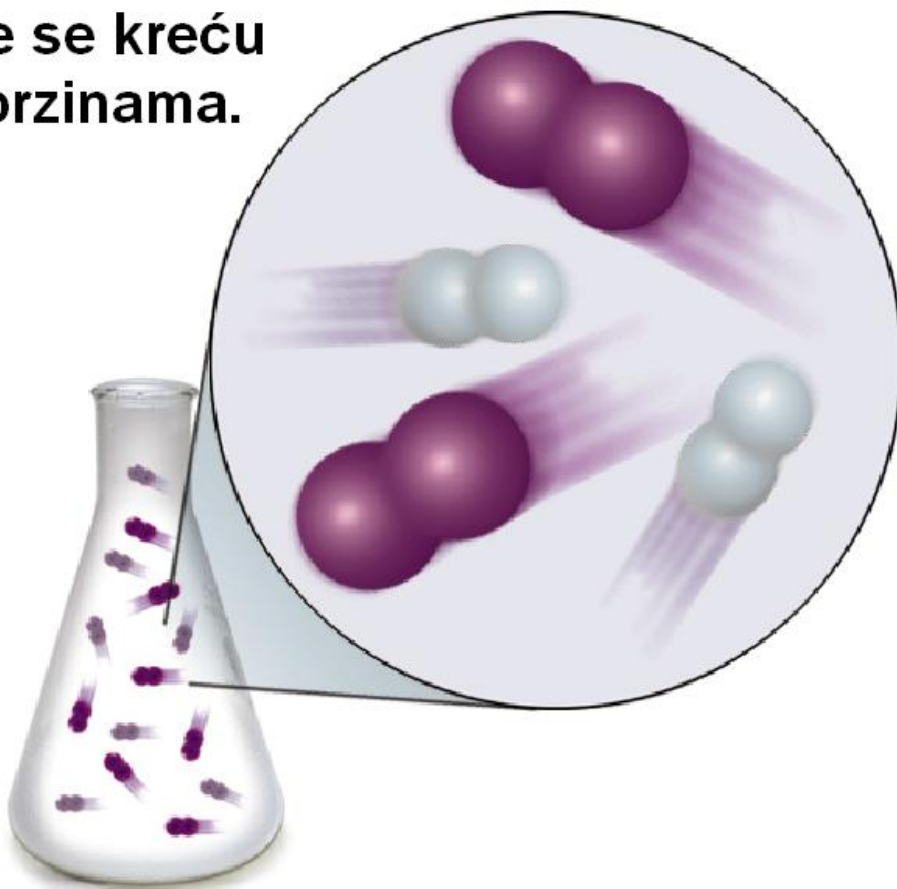
Jod, I_2



Jodovodonik, HI

Reakcija nastajanja jodovodonika

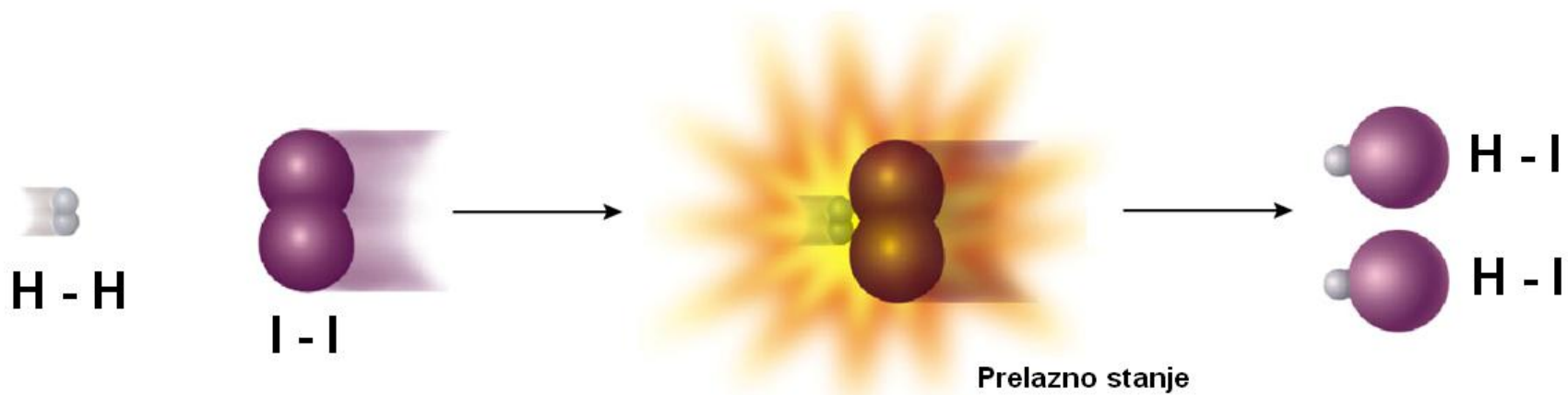
Na 425 °C, ove molekule se kreću velikim brzinama.



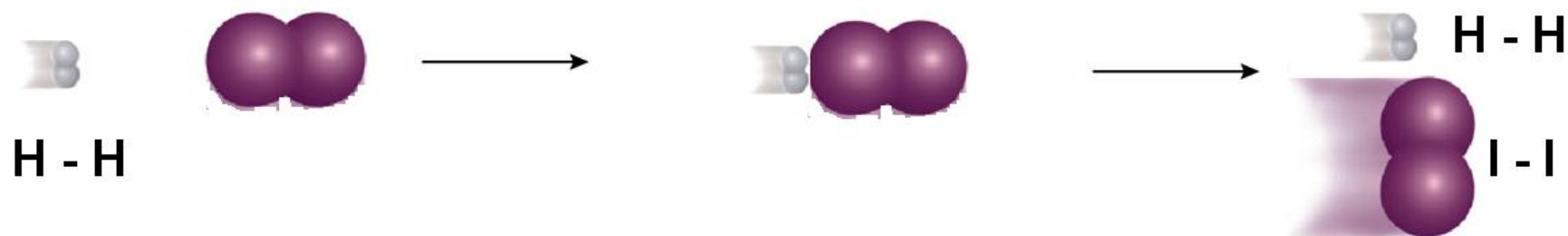
I sudaraju se !!

Reakcija nastajanja jodovodonika

Dolazi do hemijske reakcije
Efikasan sudar

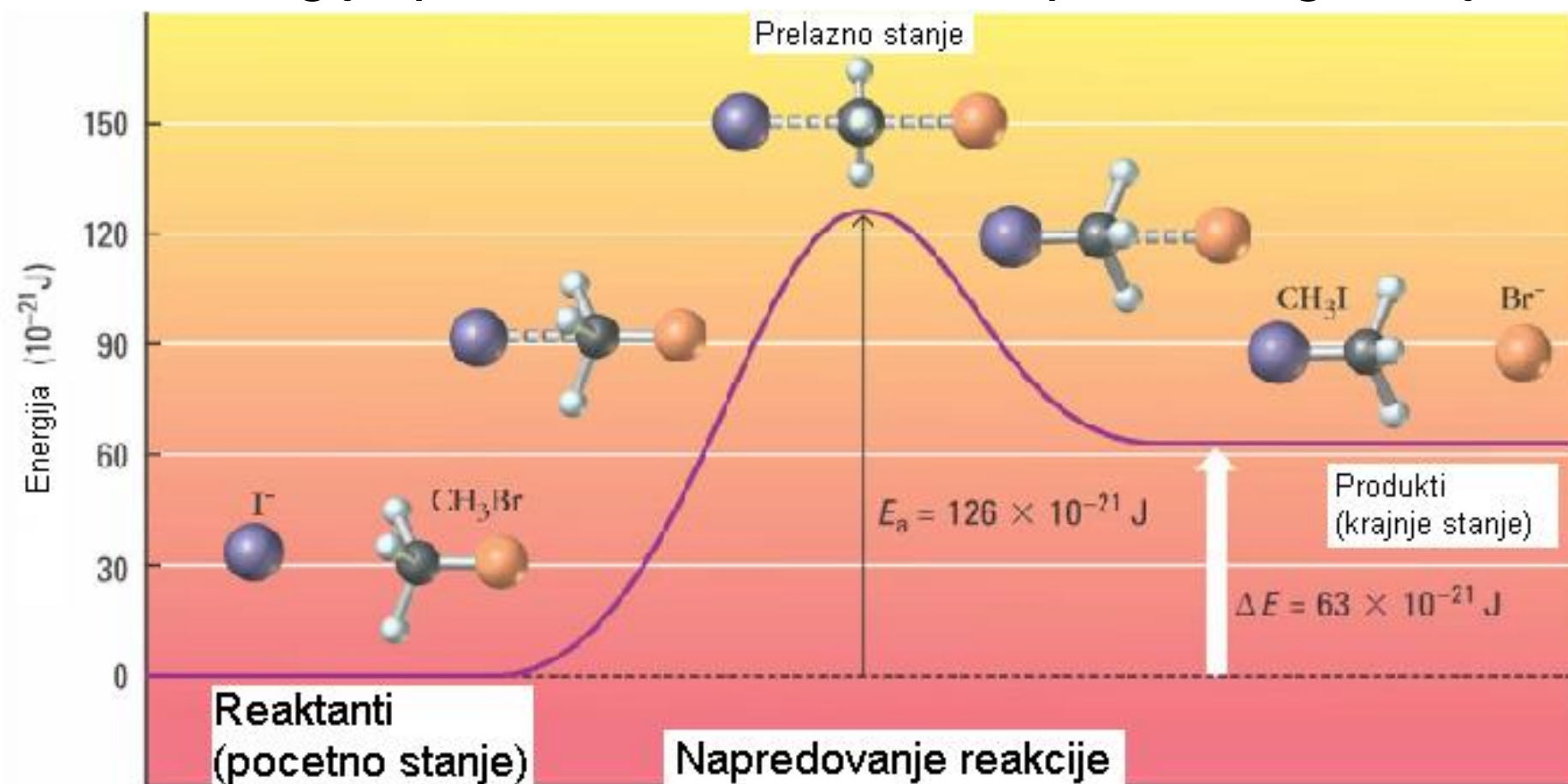


Neefikasni sudar

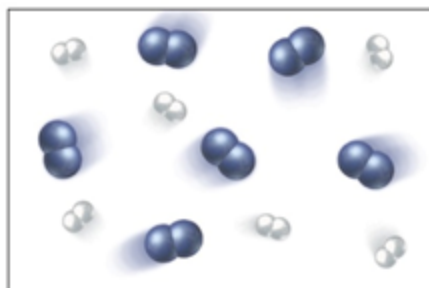
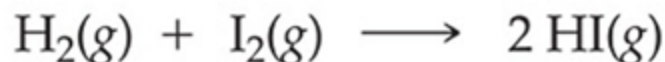


ENERGIJA AKTIVACIJE

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



UTICAJ TEMPERATURE NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE

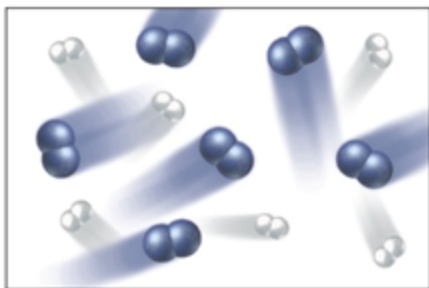


niska temperatura



mala brzina
reakcije

Niska temperatura
Mali broj molekula ima
energiju veću od E_a
Mali je broj sudara
Niska brzina reakcije



visoka temperatura

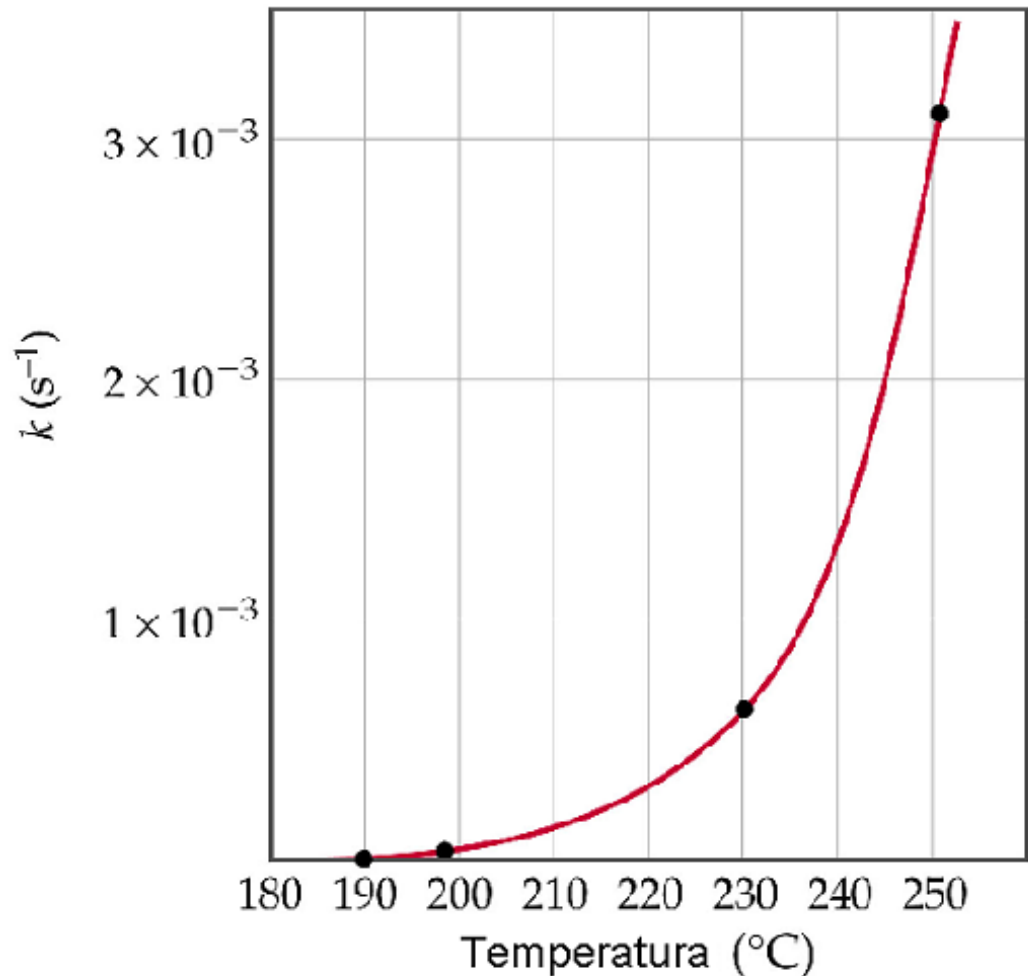


velika brzina
reakcije

Visoka temperatura
Veliki broj molekula ima
energiju veću od E_a
Veliki broj sudara
Velika brzina reakcije

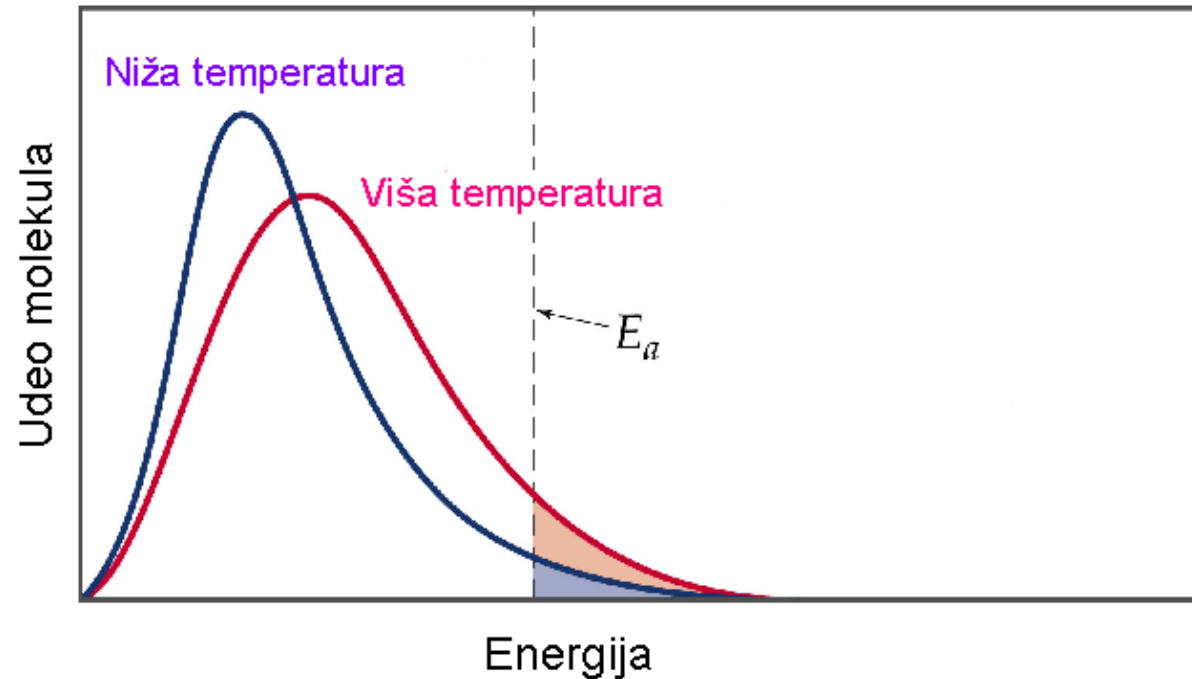
UTICAJ TEMPERATURE NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE

Sa porastom
temperature
brzina hemijske
reakcije raste
eksponencijalno



UTICAJ TEMPERATURE NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE

- Sa porastom temperature znatno raste udeo molekula sa energijom koja je veća od E_a .



Sa porastom temperature brzina hemijske reakcije raste eksponencijalno

- Vant Hofovo pravilo: Pri porastu temperature za 10° brzina hemijske reakcije se povećava 2 – 4 puta.
- Temperaturni koeficijent brzine hemijske reakcije je odnos konstante brzine na temperaturi $t+10^\circ$ prema konstanti brzine iste reakcije na temperaturi t .

$$\gamma = \frac{k_{t+10}}{k_t}$$

Sa porastom temperature brzina hemijske reakcije raste eksponencijalno

- Temperaturni koeficijent brzine neke hemijske reakcije je $\gamma = 2$. Koliko će se povećati brzina reakcije ako se temperatura povisi za 100° .

$$\frac{k_{t+t1}}{k_t} = \gamma^{\frac{t1}{10}} = 2^{\frac{100}{10}} = 2^{10} = 1024$$

Uticaj katalizatora

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

Katalizatori

- Supstance koje se lako oksiduju i redukuju (NO)
- Voda
- H^+ i OH^- joni
- Metali posebno plemeniti (Ag, Au) i oni iz VIII grupe (Co, Fe, Ni...)
- Oksidi metala (Al_2O_3 , V_2O_5 , Fe_2O_3)

Kataliza

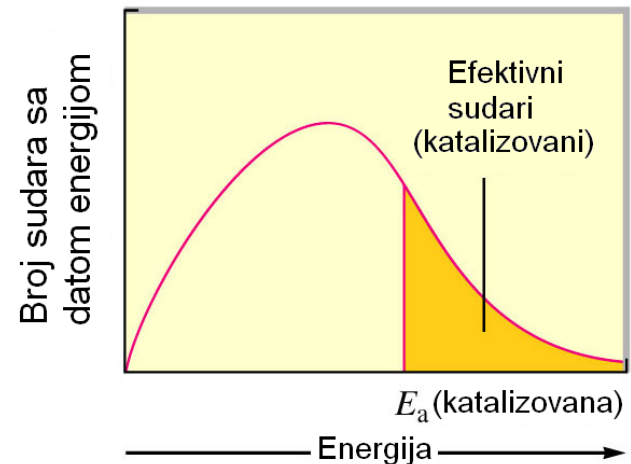
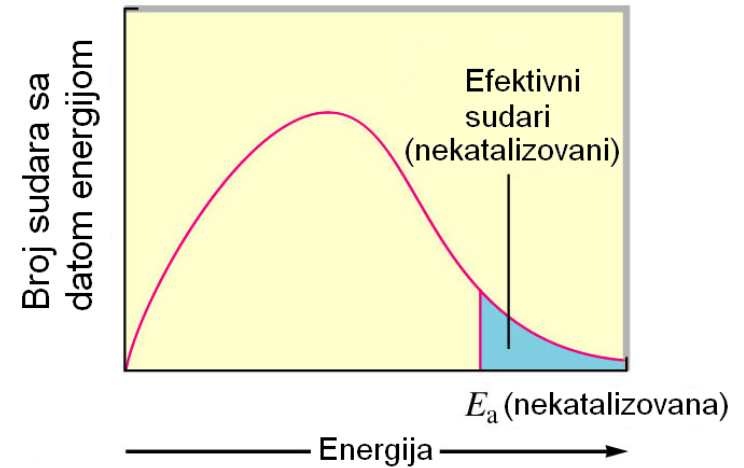
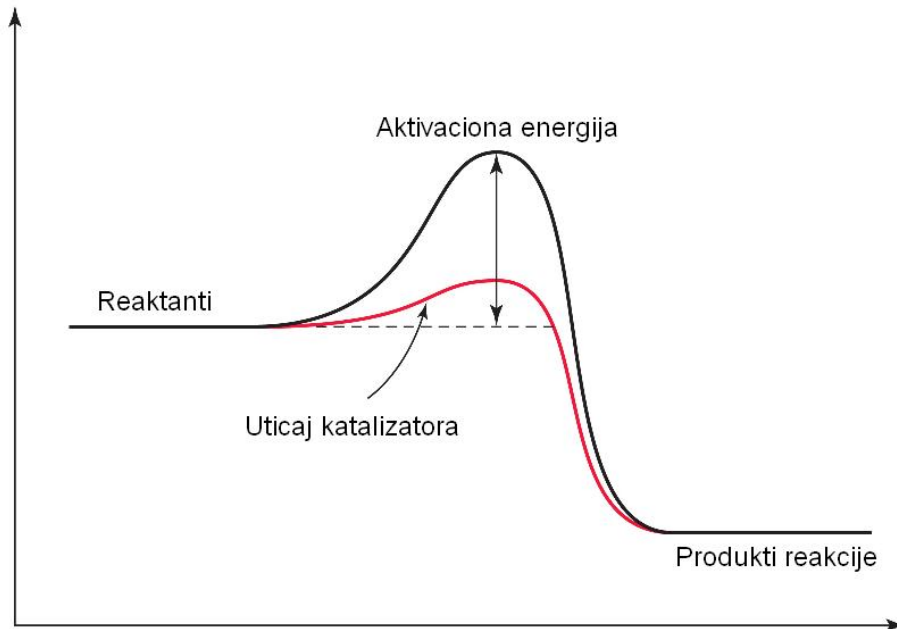
Proces u kome katalizatori deluju na brzinu hemijske reakcije naziva se kataliza.

Postoji:

- **HOMOGENA KATALIZA** – reaktanti i katalizator čine jednu fazu (imaju isto agregatno stanje)
- **HETEROGENA KATALIZA** - reaktanti i katalizator su u različitim fazama

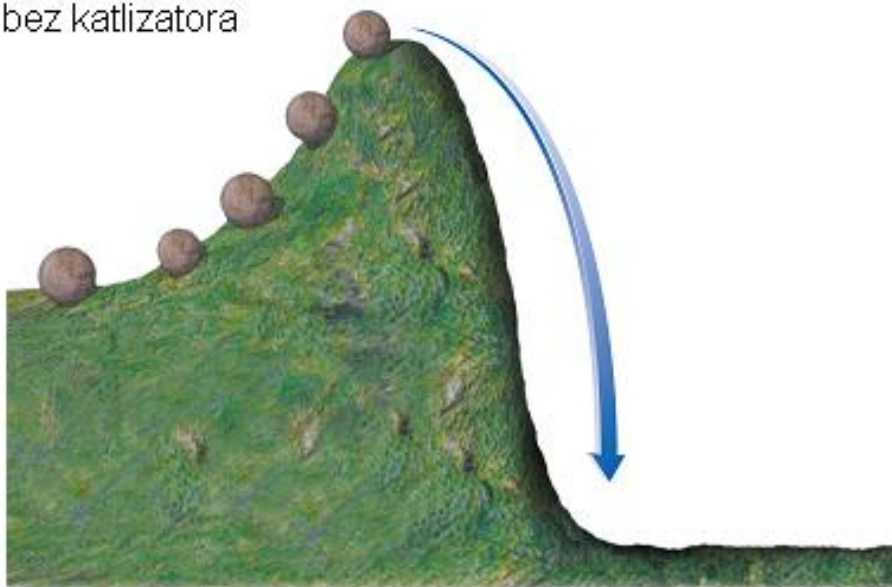
Mehanizam delovanja katalizatora

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

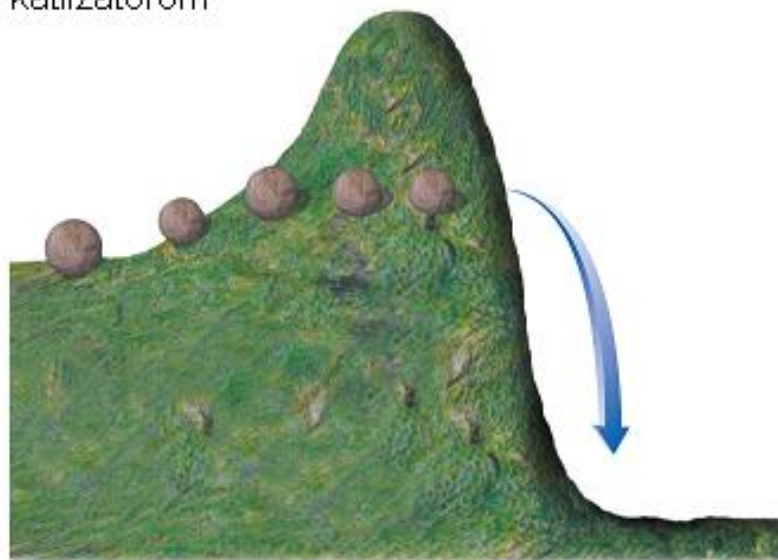


Mehanizam delovanja katalizatora

bez katalizatora



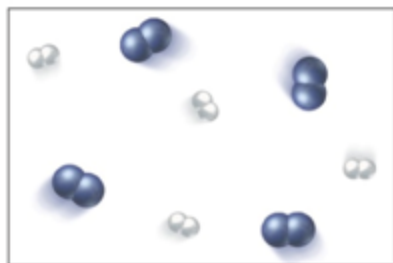
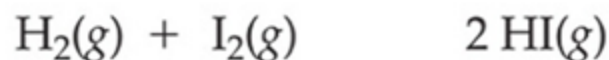
sa katalizatorom



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 srazmerno povećanju koncentracije reaktanata.

UTICAJ KONCENTRACIJE REAKTANATA NA BRZINU HEMIJSKE REAKCIJE



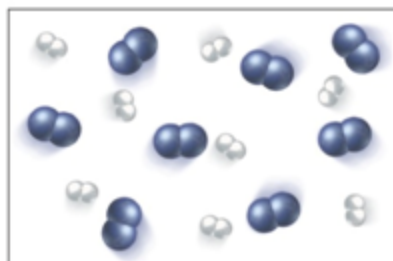
**niska početna
koncentracija**



**mala početna
brzina reakcije**

Niska koncentracija reaktanata

**Mali broj efikasnih sudara
Niska početna brzina reakcije**



**visoka početna
koncentracija**



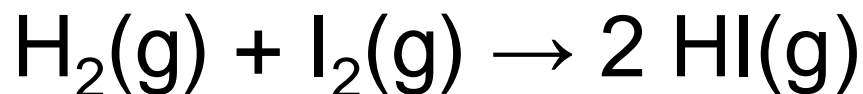
**velika početna
brzina reakcije**

Visoka koncentracija reaktanata

**Veliki broj efikasnih sudara
Visoka početna brzina reakcije**

Zakon o dejstvu masa

- Brzina hemijske reakcije srazmerna je proizvodu koncentracija reaktanata pri konstantnoj temperaturi.



$$v = k \cdot [\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]$$

k – konstanta brzine hemijske reakcije

Konstanta brzine hemijske reakcije je brzina hem. reakcije pri jediničnim koncentracijama.

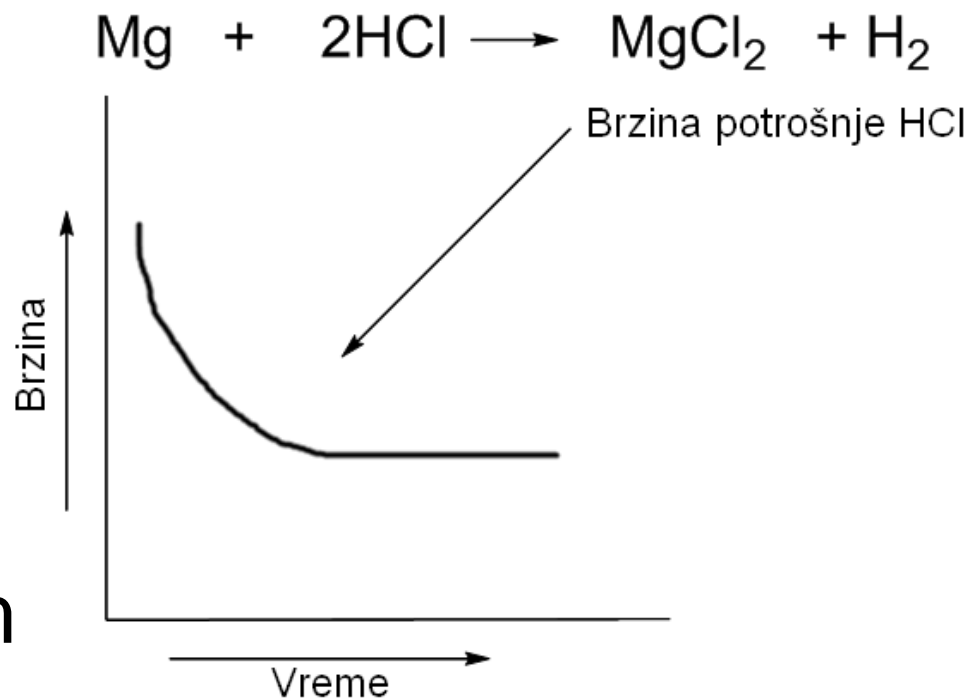
kada je $[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 1$ onda je $v = k$

Zakon o dejstvu masa

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

Promena brzine hemijske reakcije sa vremenom

- Usled smanjenja koncentracije reaktanata u toku odvijanja hemijske reakcije (zbog nastajanja produkata) brzina hemijske reakcije opada sa protokom vremena.



HEMIJSKA RAVNOTEŽA

Povratne i nepovratne hem. reakcije

Hemijske reakcije ne teku uvek 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 gde se prevođenje reaktanata u proizvode reakcije i prevođenje produkata u reaktante dešava **istovremeno** i u jednom sudu.

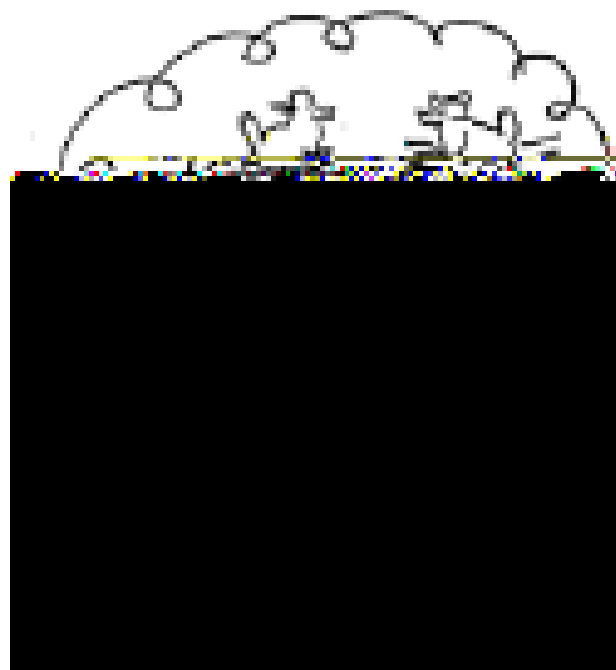
Napredna reakcija: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$

Povratna reakcija: $2 \text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

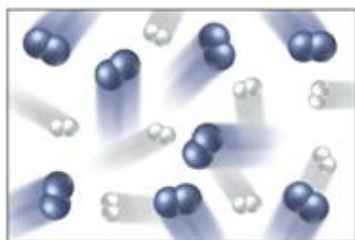
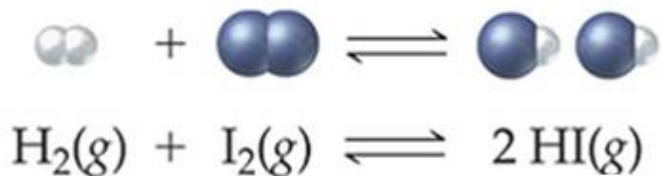
Zbirno: $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{SO}_3(\text{g})$

Hemijska ravnoteža

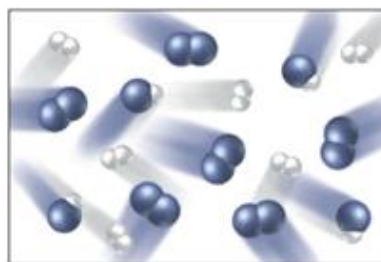
- Dinamičko stanje gde je brzina napredne reakcije jednaka brzini povratne reakcije
- U stanju ravnoteže prisutni su i reaktanti i produkti
- U stanju ravnoteže nema promene koncentracije niti reaktanata niti proizvoda reakcije



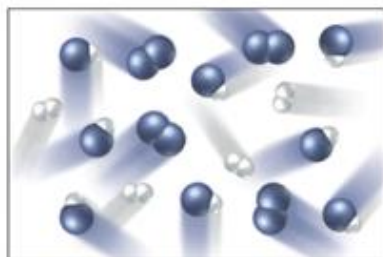
Hemijska ravnoteža



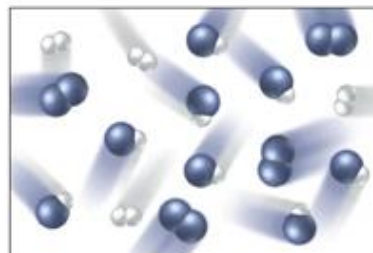
Na početku imamo samo molekule reaktanata. Teče samo napredna reakcija dajući proizvode reakcije.



Kako reakcija teče, smanjuje se koncentracija reaktanata i napredna reakcija usporava. U isto vreme povratna reakcija se ubrzava jer raste koncentracija proizvoda reakcije.



Brzine napredne i povratne reakcije se izjednačuju. Postignuto je stanje hemijske ravnoteže.

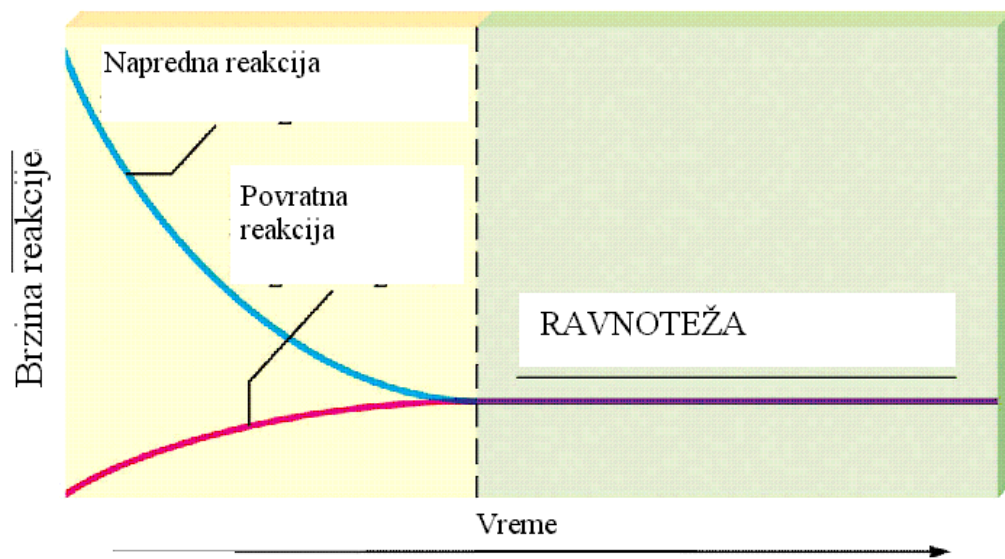


Kada se uspostavi hemijska ravnoteža, u reakcionoj smeši se nalaze i reaktanti i proizvodi hemijske reakcije i njihove koncentracije se ne menjaju (ukoliko se ne promene uslovi hemijske reakcije).

Hemijska ravnoteža

- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$
- $V_1 = k_1[\text{H}_2][\text{I}_2]$
- $V_2 = k_2[\text{HI}]^2$
- Ravnoteža $V_1 = V_2$
- $k_1[\text{H}_2][\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$

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



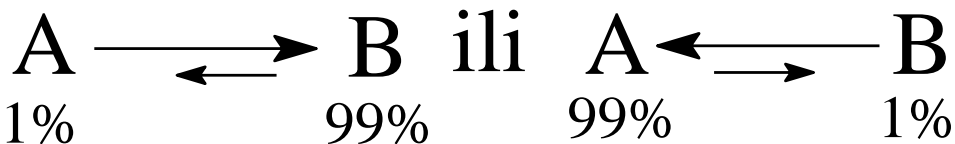
Položaj ravnoteže

RAVNOTEŽA ≠ JEDNAKO

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

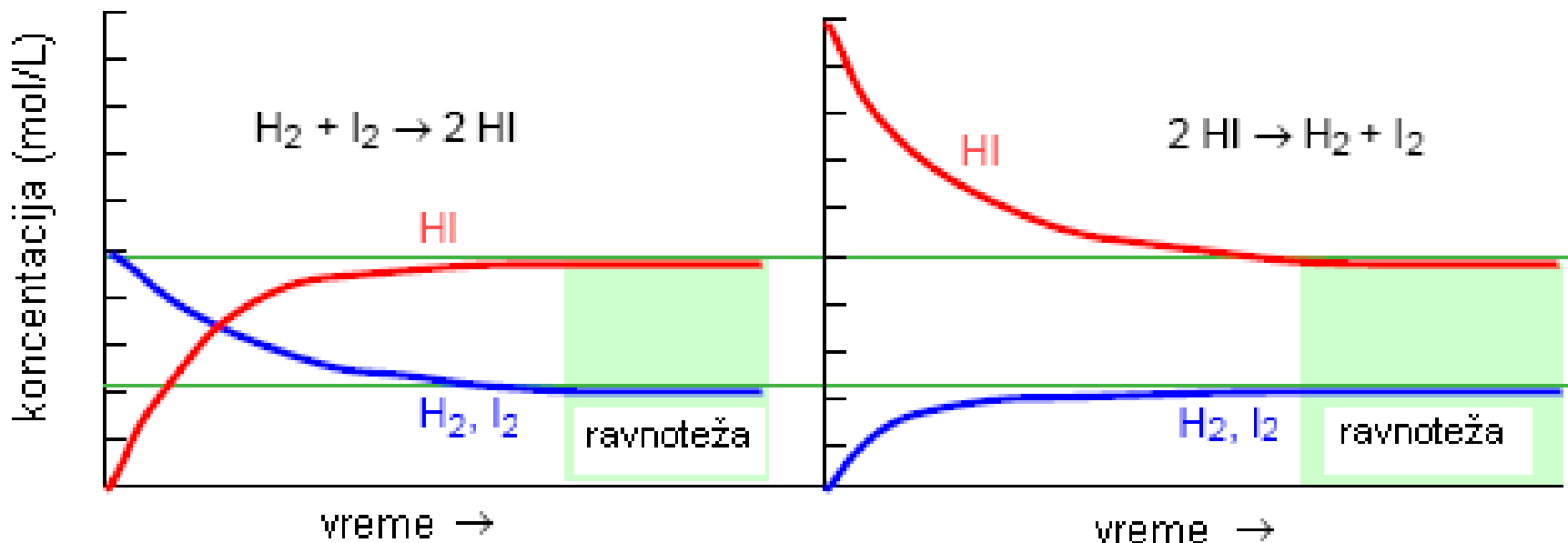
- Pozicija ravnoteže zavisi od k_1 i k_2 .

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



Kako zapažamo postizanje stanja hemijske ravnoteže?

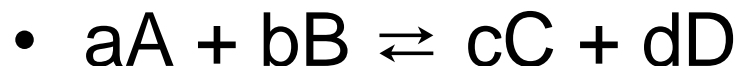
- U stanju hemijske ravnoteže prisutni su i reaktanti i proizvodi reakcije i njihova koncentracija se ne menja sa vremenom
- Isto stanje ravnoteže se postiže bez obzira da li se polazi od reaktanata ili proizvoda reakcije.



Konstanta ravnoteže

- Konstanta ravnoteže je odnos proizvoda koncentracija proizvoda reakcije i proizvoda koncentracija reaktanata.
- Konstantna je vrednost pri konstantnoj temperaturi
- Zavisi samo od temperature

Značenje konstante ravnoteže



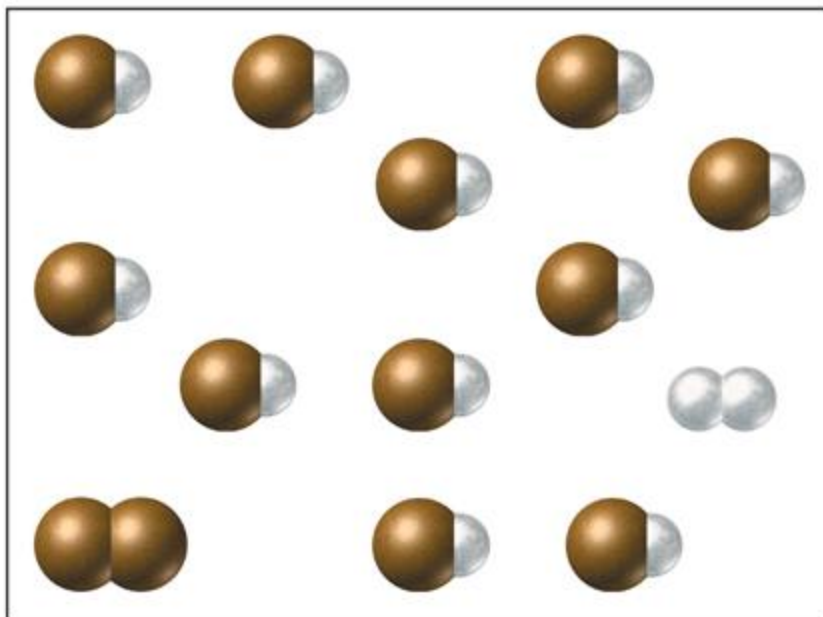
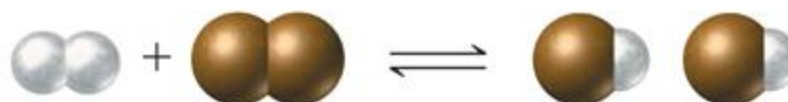
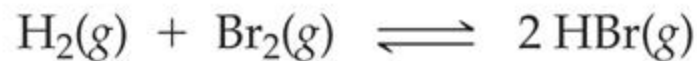
$$K_c = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

- Konstanta ravnoteže izražava položaj ravnoteže u obliku numeričke vrednosti.
- Konstanta ravnoteže uvek ima oblik:

$$K_c = \frac{[\text{produkti}]^n}{[\text{reaktanti}]^m}$$

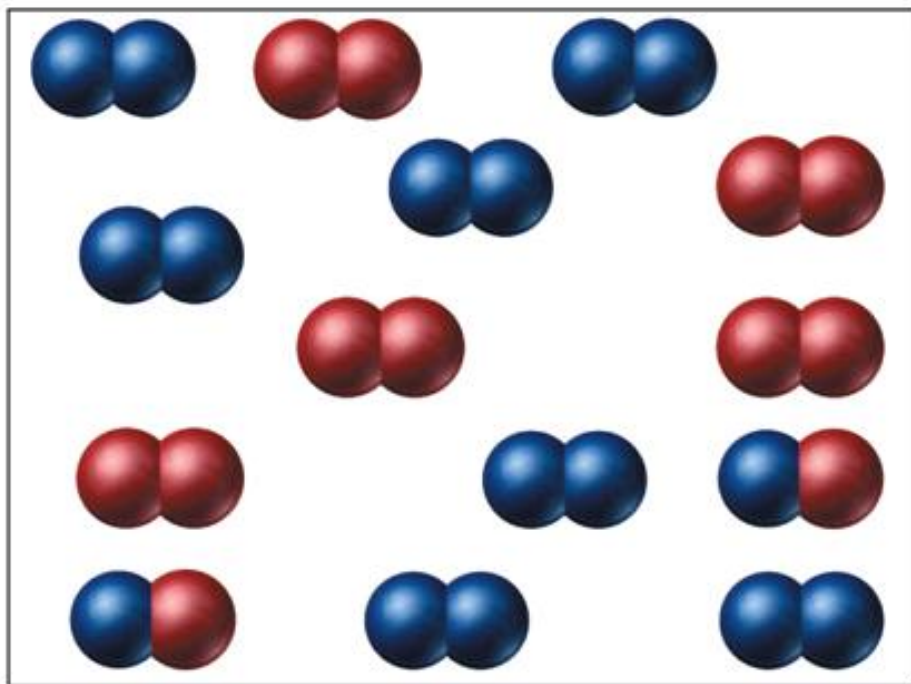
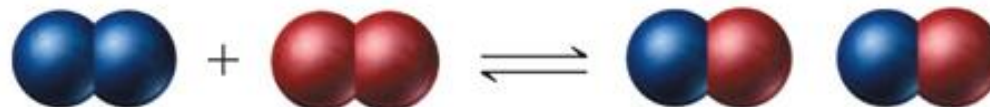
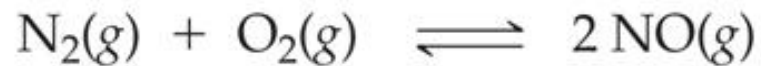
- $K_c > 1$ produkti reakcije u višku (položaj ravnoteže favorizuje produkte reakcije)
- $K_c < 1$ reaktanti u višku (položaj ravnoteže favorizuje reaktante)

Velika vrednost konstante ravnoteže $K \gg 1$



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{HBr}]^2}{[\text{H}_2][\text{Br}_2]} = \text{Veliki broj}$$

Mala vrednost konstante ravnoteže $K \ll 1$



$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{NO}]^2}{[\text{N}_2][\text{O}_2]} = \text{Mali broj}$$

Činioci koji utiču na položaj hemijske ravnoteže

Na položaj hemijske ravnoteže utiču:

1. Promena koncentracije
2. Promena temperature
3. Promena pritiska

L Šateljjeov princip

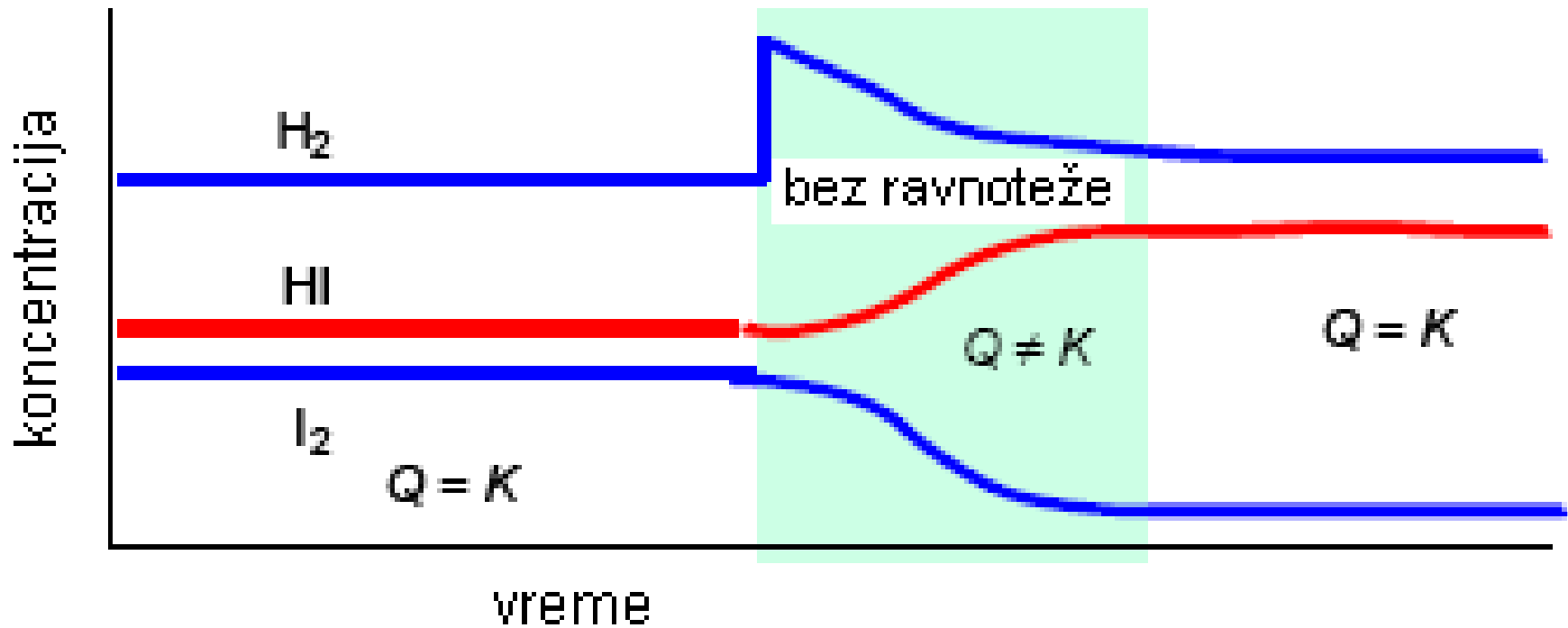
Ako se nekom sistemu koji je u ravnoteži promeni neki od spoljašnjih faktora, sistem će da uspostavi novo stanje ravnoteže tako da se suprotstavi promeni.



Remećenje i ponovno uspostavljanje ravnoteže

- Kada je sistem u ravnoteži koncentracije reaktanata i proizvoda reakcije ostaju iste sa protekom vremena
- Kada se promene uslovi koncentracije svih supstanci će se promeniti dok se ponovo ne uspostavi ravnoteža
- Nove koncentracije će biti različite ali će vrednost konstante ravnoteže ostati ista.
- **(UKOLIKO SE NE PROMENI TEMPERATURA)**

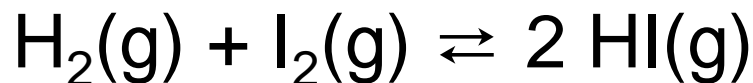
Uticaj promene koncentracije
reakcija: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI}(\text{g})$



Uticaj pritiska

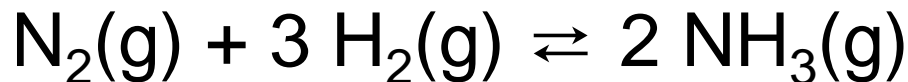
- Uticaj promene pritiska na reakcije koje su u stanju hemijske ravnoteže svodi se na uticaj promene koncentracije.
- U pogledu uticaja pritiska imamo dve vrste reakcija:

1. Reakcije kod kojih pritisak nema uticaja



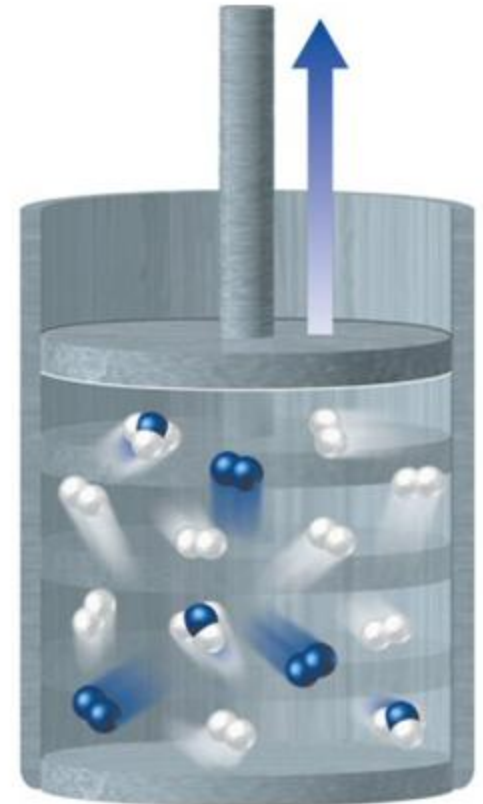
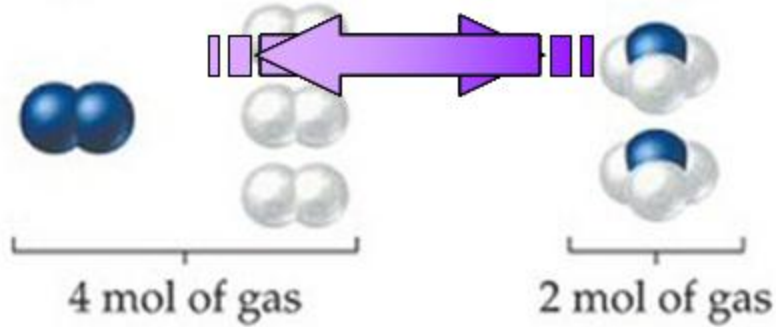
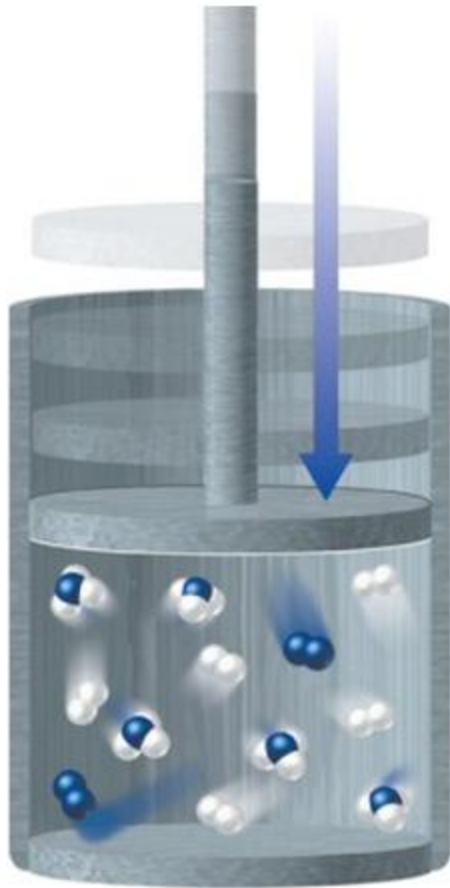
broj molekula je isti sa leve i desne strane strelica

2. Reakcije kod kojih pritisak ima uticaja



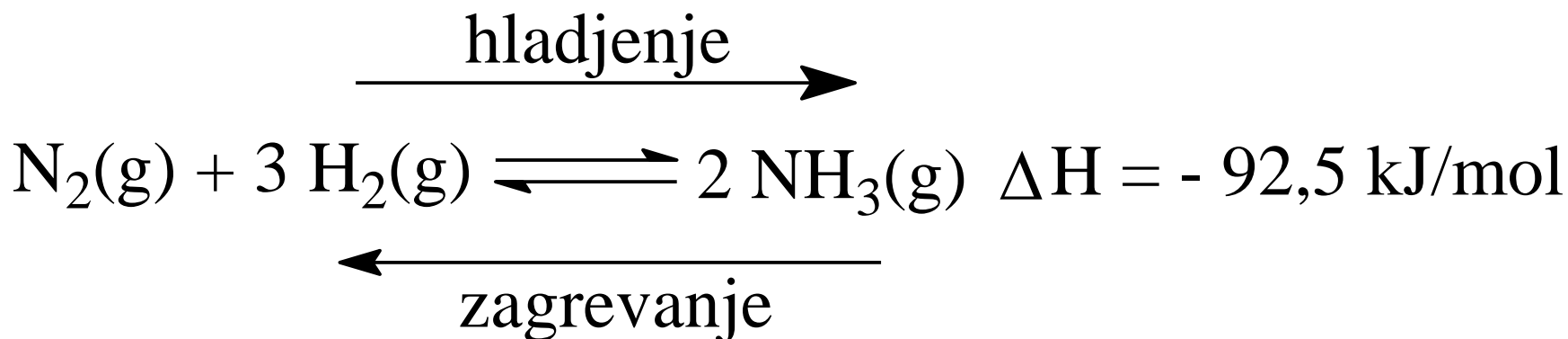
različit broj molekula sa leve i desne strane strelica

Uticaj pritiska

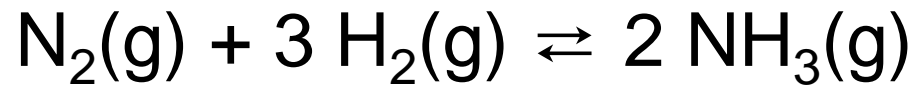


Uticaj promene temperature

- Prema L Šateljovom principu sniženje temperature (hlađenje) pomeraće ravnotežu u pravcu egzotermne reakcije
- Povišenje temperature (zagrevanje) pomera ravnotežu u pravcu endotermne reakcije.



Primena L Šateljeovog principa Haberova sinteza amonijaka



Prinos amonijaka (% od teorijski mogućeg) u zavisnosti od pritiska i temperature u Haberovom procesu

Tempe ratura	Pritisak (bara)				
	200	400	600	800	1000
200 °C	90%	96%	97%	98%	99%
300 °C	64	76	82	88	92
400 °C	39	55	65	73	80
500 °C	20	32	43	51	57
600 °C	8	16	24	28	32
700 °C	4	9	12	15	16