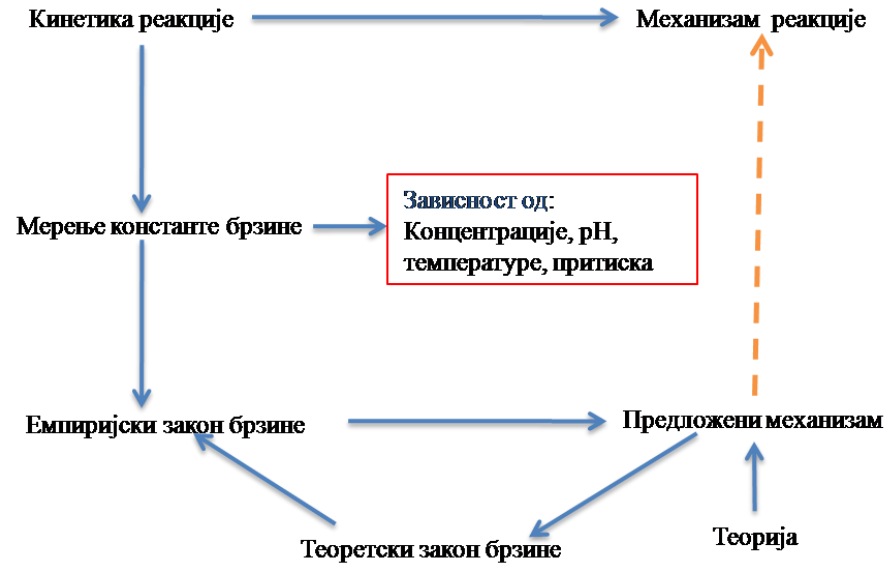
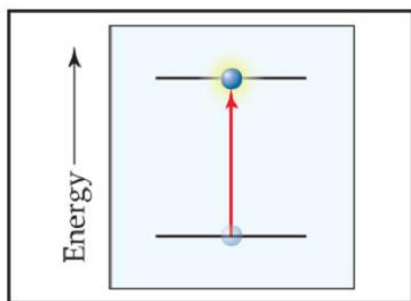


HEMIJSKA KINETIKA



Koraci u određivanju mehanizma hemijske reakcije

HEMIJSKA KINETIKA



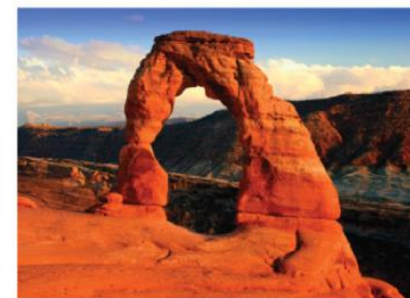
10^{-15} s



1 s



10^9 s
(30 years)



10^{15} s
(30 million years)

Time scale →

HEMIJSKA KINETIKA

Teorija sudara

1. Čestice reaktanata se moraju sudariti
2. Čestice moraju imati dovoljnu energiju
3. Prilikom sudara, čestice moraju da budu na pogodan način orijentisane

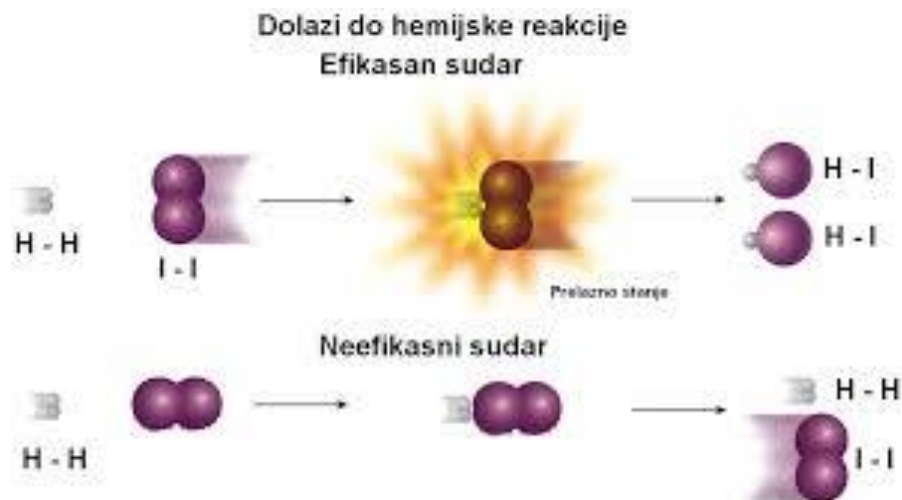


Kada se ovi uslovi ispune, dolazi do **efikasnog sudara**

HEMIJSKA KINETIKA

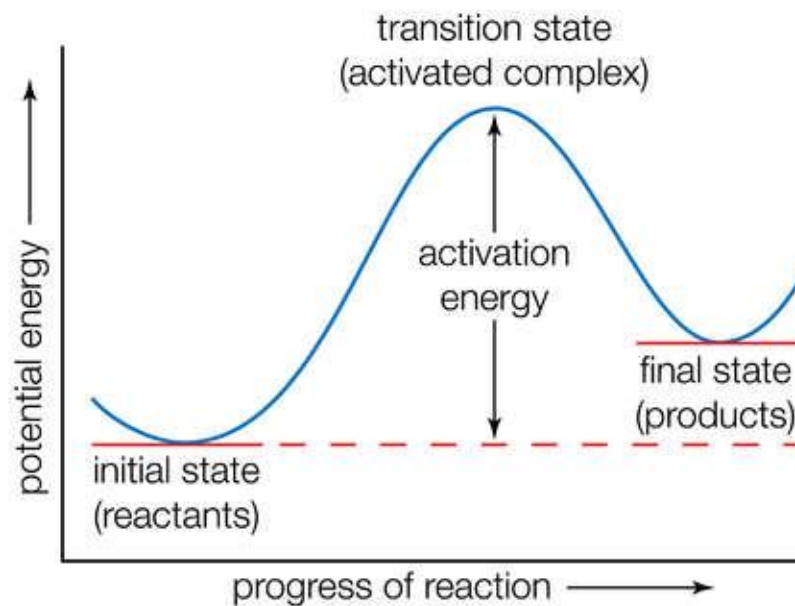
Teorija sudara

1. Čestice reaktanata se moraju sudariti
2. Čestice moraju imati dovoljnu energiju
3. Prilikom sudara, čestice moraju da budu na pogodan način orijentisane



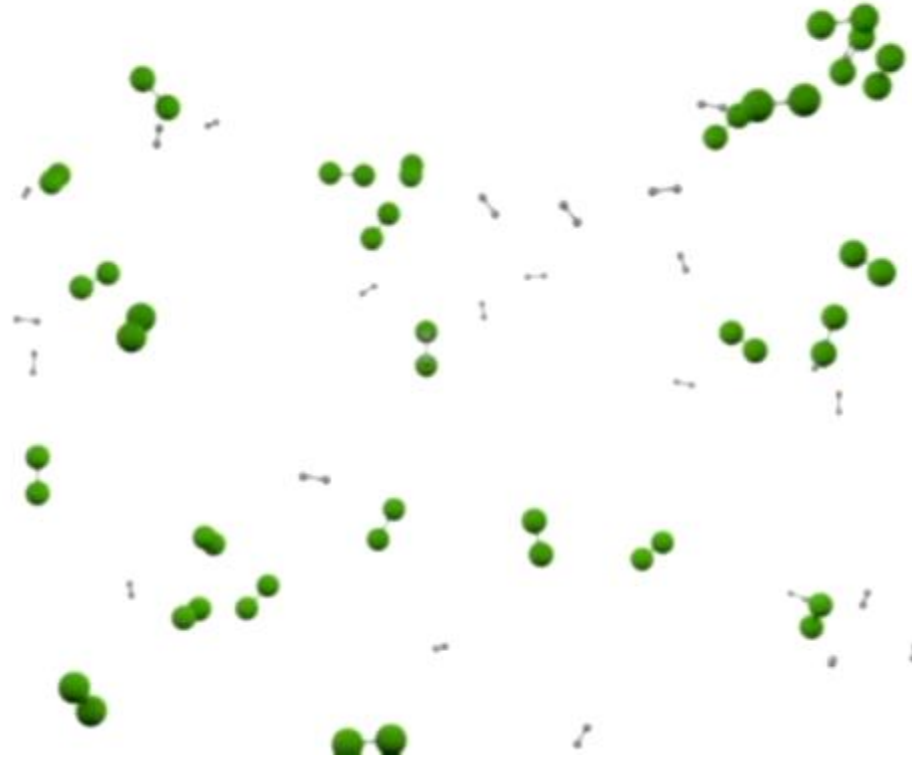
HEMIJSKA KINETIKA

- Aktivni sudari
- Aktivirani kompleks
- Energija aktivacije

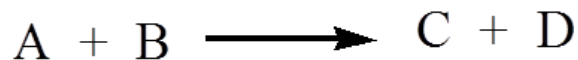


HEMIJSKA KINETIKA

Teorija sudara

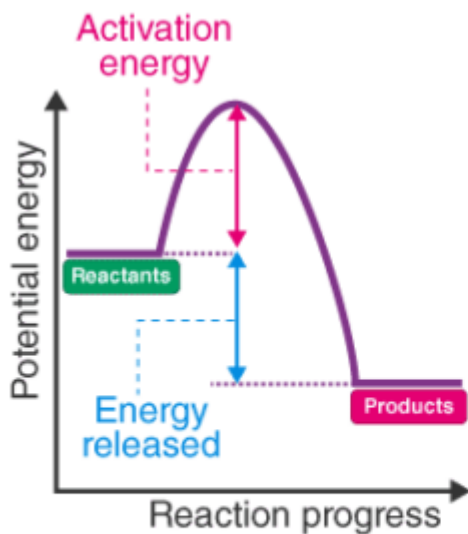


HEMIJSKA KINETIKA

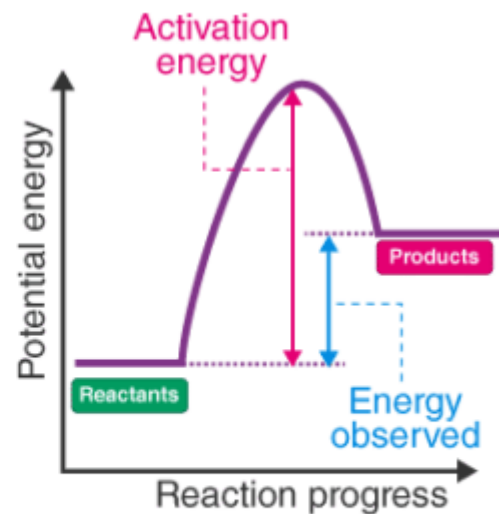


Promjena potencijalne energije u toku reakcije, za egzotermnu reakciju

Promjena potencijalne energije u toku reakcije, za endotermnu reakciju



Exothermic Reaction



Endothermic Reaction

HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora

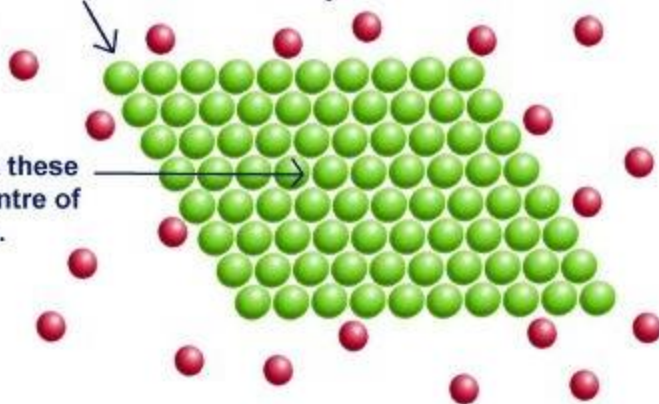
HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

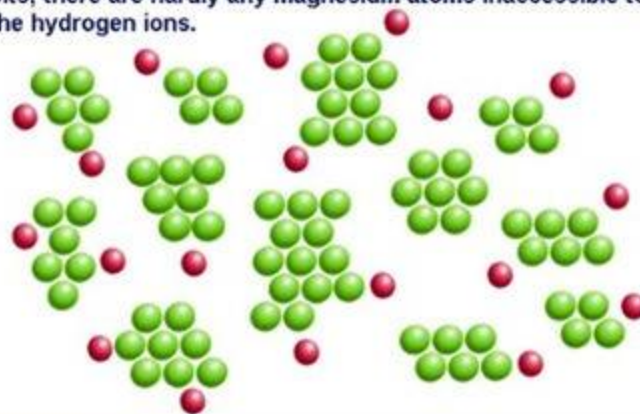
1. Fizičko stanje reaktanata

Hydrogen ions can hit the outer layer of atoms...

...but not these
in the centre of
the lump.



With the same number of atoms now split into lots of smaller bits, there are hardly any magnesium atoms inaccessible to the hydrogen ions.



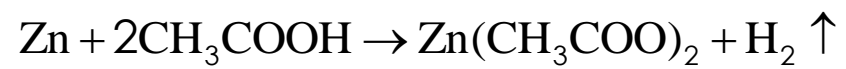
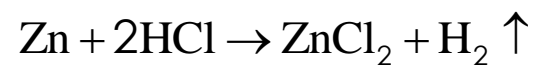
HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

Od osobina molekula reaktanata zavisi kojom brzinom će dolaziti do raskidanja postojećih i formiranja novih veza tj. nastajanja molekula proizvoda reakcije



white phosphorus P_4 red phosphorus



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

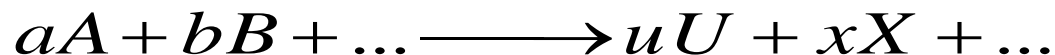
1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata



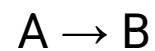
$$\text{brzina} = v = -\frac{d[\text{reakt.}]}{dt} = \frac{[\text{prod.}]}{dt}$$

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{u} \frac{d[U]}{dt} = \frac{1}{x} \frac{d[X]}{dt} \frac{[\text{prod.}]}{dt}$$

HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

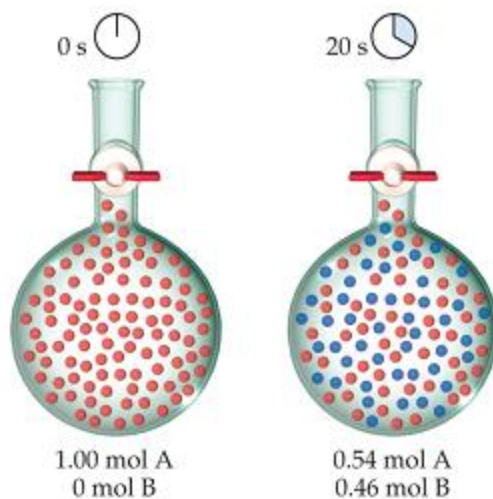
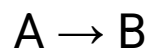
1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

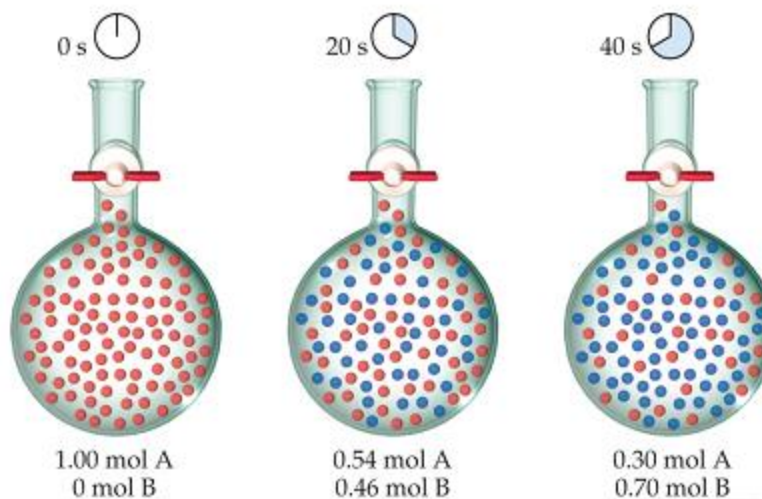
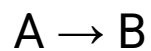
1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata

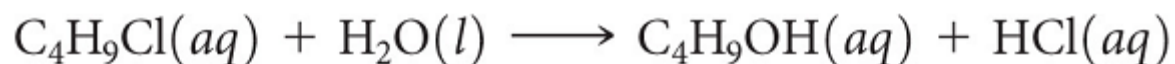


Table 14.1 Rate Data for Reaction of $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ with Water

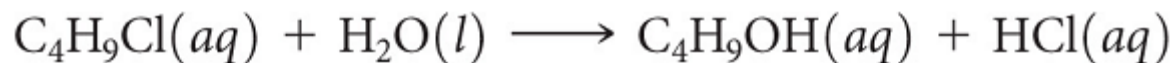
Time, t (s)	$[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]$ (M)	Average Rate (M/s)
0.0	0.1000	1.9×10^{-4}
50.0	0.0905	1.7×10^{-4}
100.0	0.0820	1.6×10^{-4}
150.0	0.0741	1.4×10^{-4}
200.0	0.0671	1.22×10^{-4}
300.0	0.0549	1.01×10^{-4}
400.0	0.0448	0.80×10^{-4}
500.0	0.0368	0.560×10^{-4}
800.0	0.0200	
10,000	0	

$$\text{Rate} = -\frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t}$$

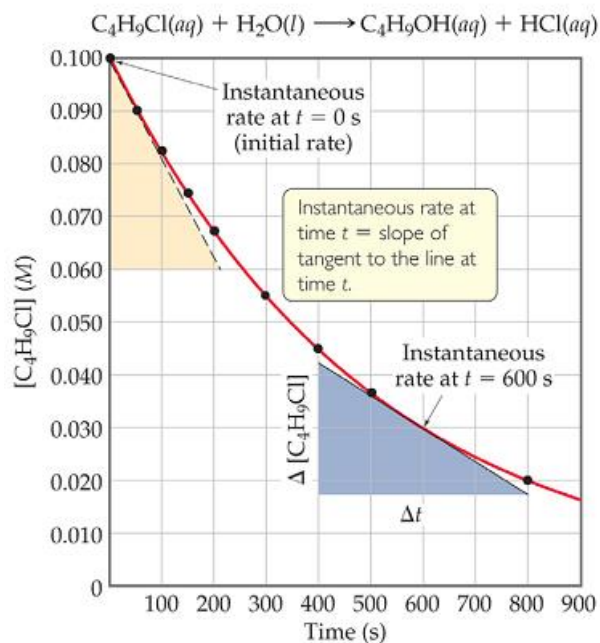
HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata



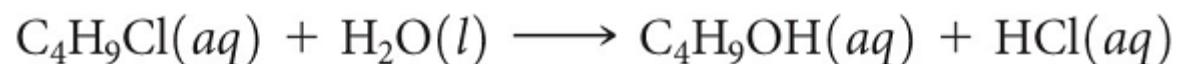
$$\text{Rate} = -\frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t}$$



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata

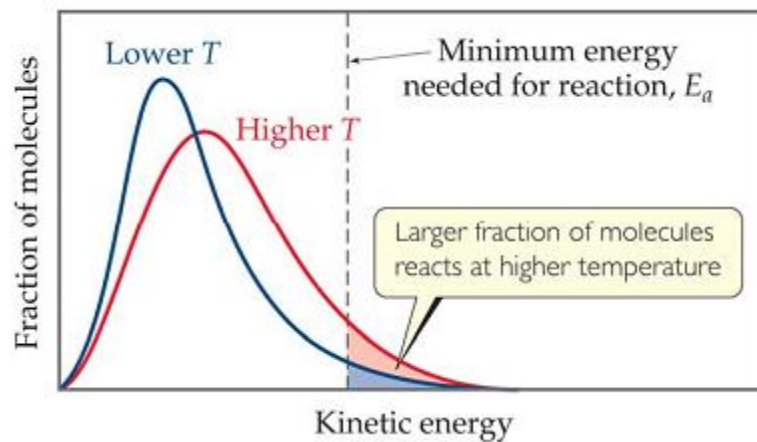


$$\text{Rate} = -\frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}]}{\Delta t}$$

HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

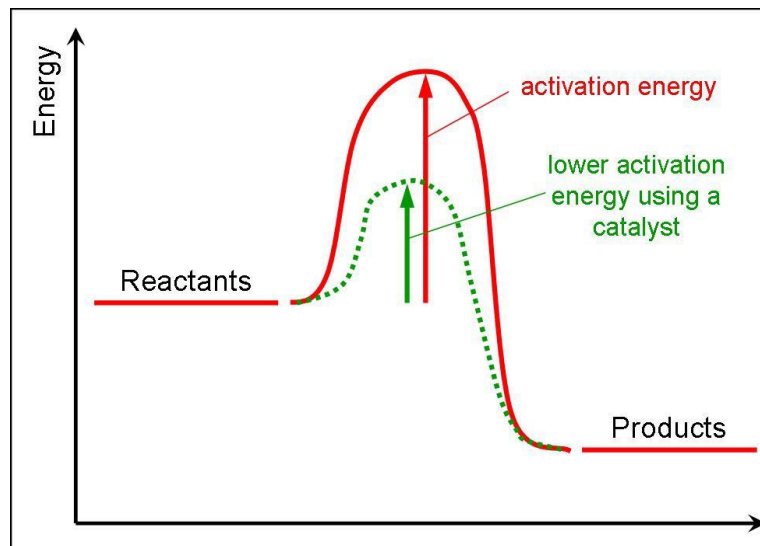
1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

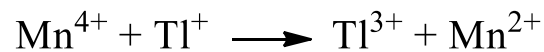
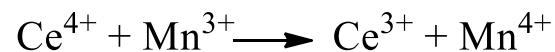
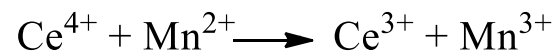
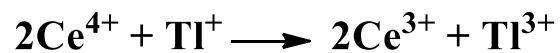
1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora



HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora

-

Katalizator se ne troši, potpuno se regeneriše na kraju reakcije

-

Ne mijenja se hemijski

-

Djeluju u malim koncentracijama, pri čemu ubrzanje zavisi od koncentracije katalizatora

$$k = k_0 + a \cdot c$$

HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora

-

Obično su specifični za dati tip reakcije

-

Ne utiču na konstantu ravnoteže

-

Osjetljivi su na prisustvo promotora i katalitičkih otrova

HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora

-

Joni: H^+ , OH^-

-

Metali: Ni, Pd, Pt

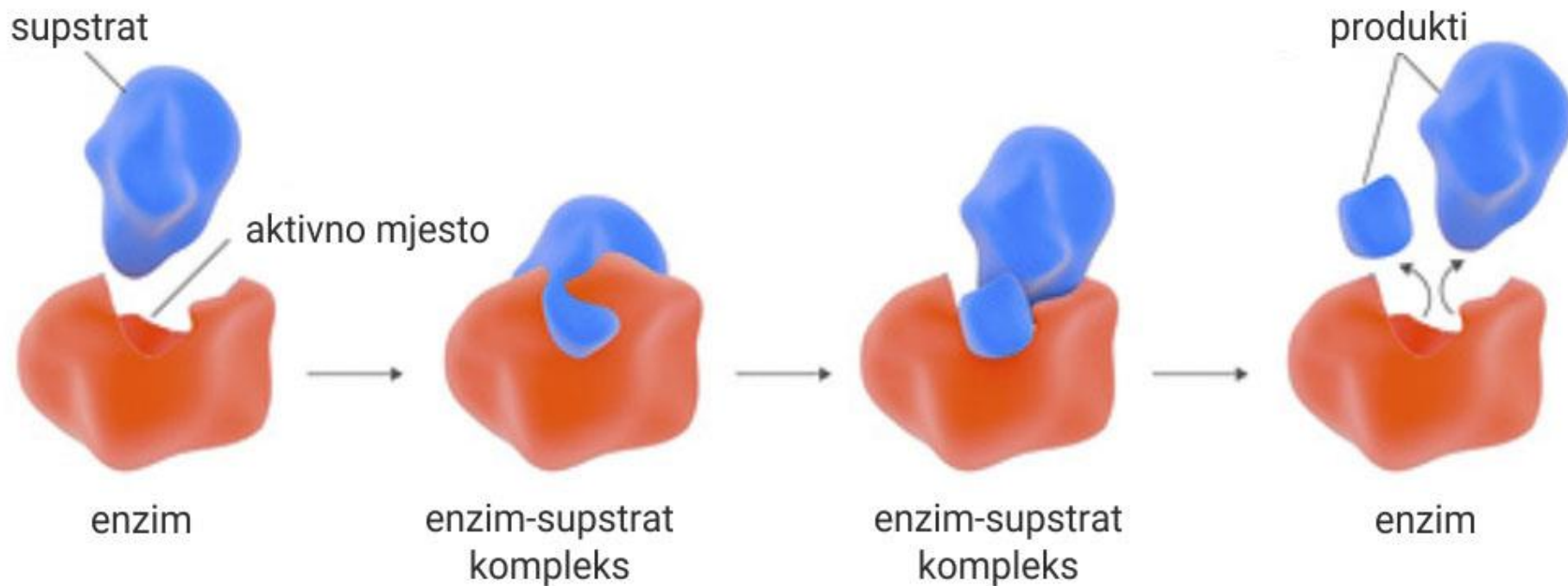
-

Oksidi metala: MnO_2 , Al_2O_3

HEMIJSKA KINETIKA

Faktori koji utiču na brzinu reakcije

1. Fizičko stanje reaktanata
2. Koncentracija reaktanata
3. Temperatura
4. Prisustvo katalizatora



HEMIJSKA KINETIKA

Sa gledišta hemijske kinetike, hemijske reakcije se mogu podijeliti

elementarne

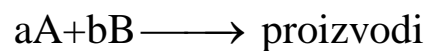
složene

HEMIJSKA KINETIKA

Elementarne reakcije



odigrava se kako je zapisana



$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = k[\text{A}]^a [\text{B}]^b$$

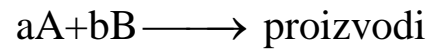
$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{NO}]}{dt} = k[\text{NO}][\text{O}_3]$$

HEMIJSKA KINETIKA

Elementarne reakcije



odigrava se kako je zapisana



$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = k[\text{A}]^a [\text{B}]^b$$

a i b - **molekularnost**

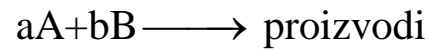
$a + b$ - **ukupna molekularnost**

HEMIJSKA KINETIKA

Elementarne reakcije



odigrava se kako je zapisana



$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = k[\text{A}]^a [\text{B}]^b$$



HEMIJSKA KINETIKA

Sa gledišta hemijske kinetike, hemijske reakcije se mogu podijeliti

elementarne

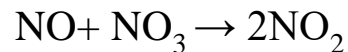
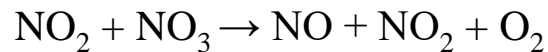
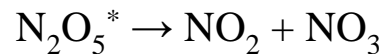
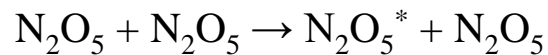
složene

HEMIJSKA KINETIKA

Složene reakcije



sumarna stehiometrijska jednačina

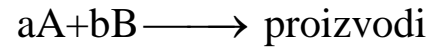


mehanizam

*Supstanca sa viškom energije

HEMIJSKA KINETIKA

Složene reakcije



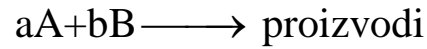
$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k[A]^\alpha [B]^\beta$$

α, β – red reakcije

$n = \alpha + \beta + \dots$ ukupan red reakcije

HEMIJSKA KINETIKA

Složene reakcije



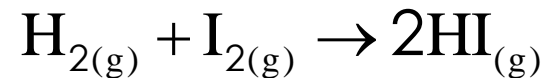
$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = k[A]^\alpha [B]^\beta$$

Zakon o dejstvu masa
Guldberg-Vageov zakon

HEMIJSKA KINETIKA

Zakon o dejstvu masa

Brzina hemijske reakcije srazmjerna je proizvodu koncentracija reaktanta pri konstantnoj temperaturi.



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

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

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

HEMIJSKA KINETIKA

Zakon o dejstvu masa

U izraz za brzinu hemijske reakcije ulaze koncentracije smo onih komponenti čije se koncentracije mogu mijenjati, a to su gasovi i rastvori,



Eksperimentalni podaci o brzini hemijske reakcije

$$[A] = fA(t)$$

Direktne metode

- gravimetrija
- volumetrija

Indirektne metode

- apsorpcija svetlosti određene λ
- električna provodljivost
- optička rotacija

HEMIJSKA KINETIKA

Karakteristično vrijeme hemijskog procesa

1. Srednji život (τ)

2. Poluvrijeme procesa ($t_{1/2}$)

1. **Srednji život**, odnosno srednje vreme, τ , je ono vrijeme za koje koncentracija reagujuće supstance spadne na e-ti deo početne vrijednosti.

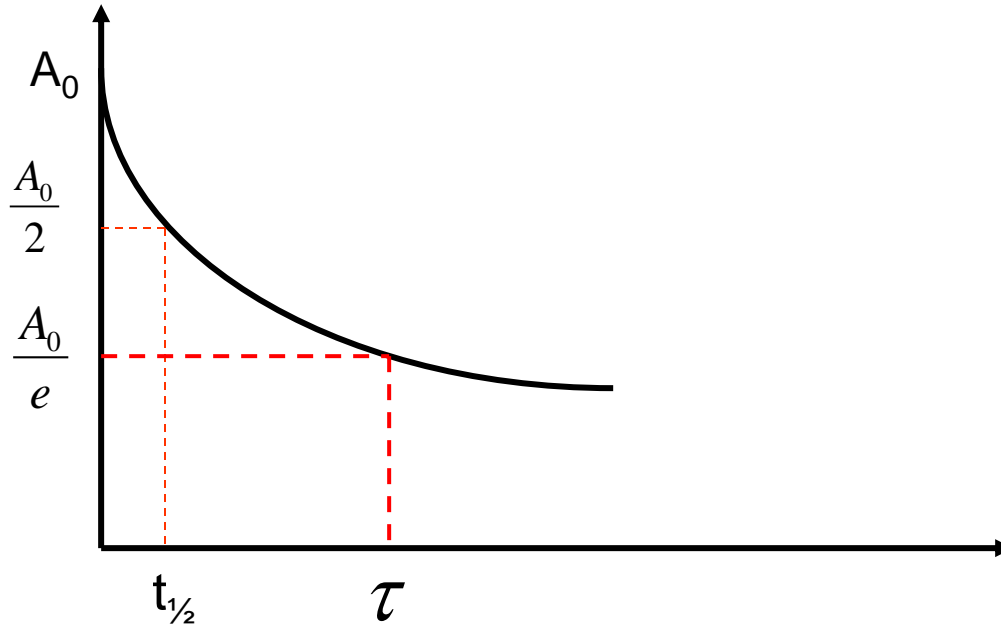
$$\tau = \frac{1}{k}$$

2. **Poluvrijeme procesa** ($t_{1/2}$) je ono vreme za koje koncentracija reagujućih supstanci spadne na polovinu polazne vrijednosti.

$$t_{1/2} = 0.693\tau$$

HEMIJSKA KINETIKA

Karakteristično vrijeme hemijskog procesa



$$t_{1/2} = \ln 2 \tau$$

- Reakcije slobodnih radikala imaju $t_{1/2}$ od 10^{-4} do 10^{-5} s
- Reakcije jona u rastvorima imaju $t_{1/2}$ oko 10^{-8} s

HEMIJSKA KINETIKA

Red reakcije

$$v = k[A]^n$$

$n = 0$; reakcija nultog reda

$n = 1$; reakcija prvog reda

$n = 2$; reakcija drugog reda

HEMIJSKA KINETIKA

Reakcije nultog reda

$$-\frac{d[A]}{dt} = k$$

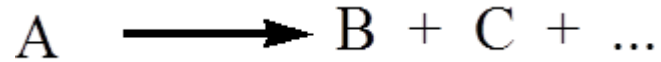
$$[A] = [A]_0 - kt$$

- Adsorpcija gasova i tečnosti
- Heterogena kataliza
- Elektroliza

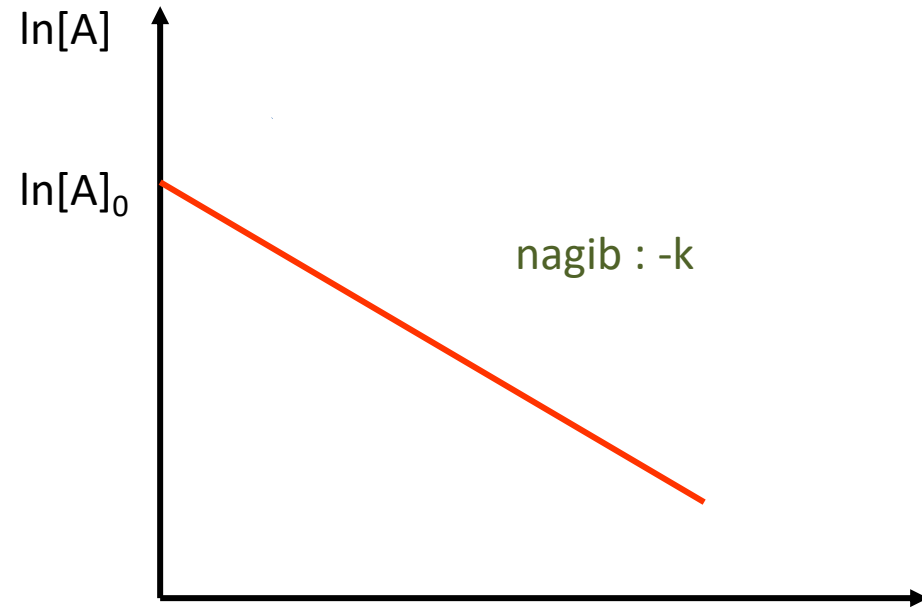
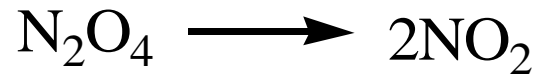
Brzina ne zavisi od koncentracije reaktanata vec samo od veličine površine.

HEMIJSKA KINETIKA

Reakcije prvog reda



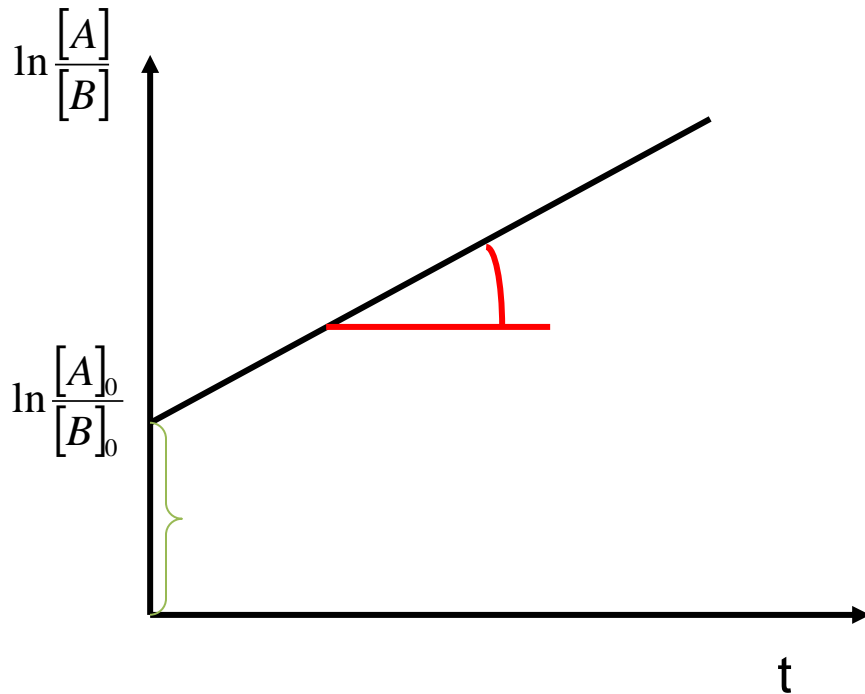
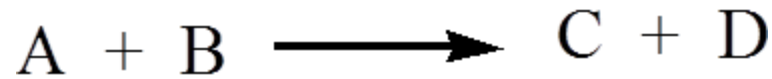
Reakcije prvog reda obuhvataju procese unutrašnjeg pregrupisanja ili razlaganja supstanci. Pr :



$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$

HEMIJSKA KINETIKA

Reakcije drugog reda

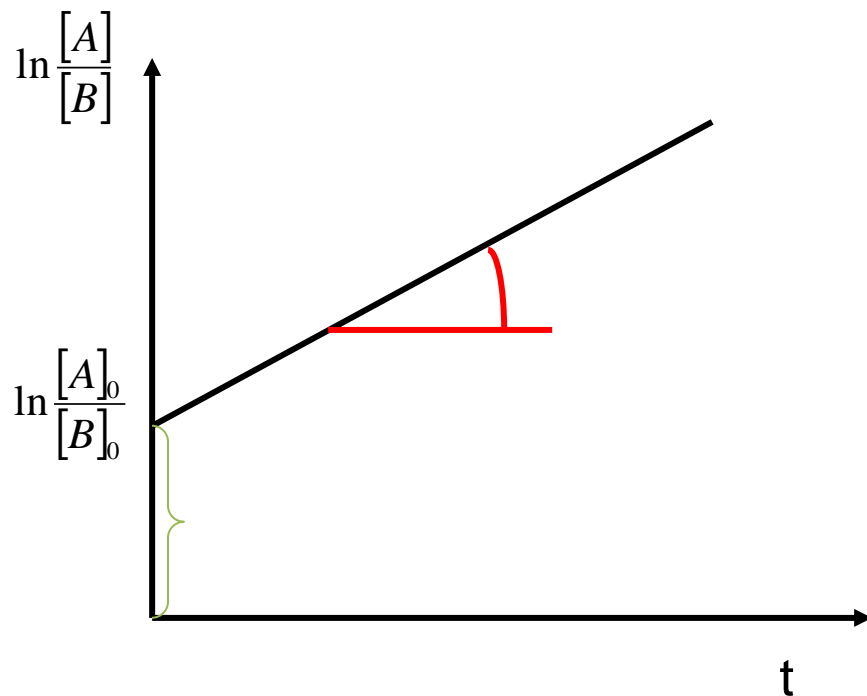


$$\frac{[A]}{[B]} = \frac{[A]_0}{[B]_0} e^{[(B_0 - A_0)kt]}$$

$$\ln \frac{[A]}{[B]} = \underbrace{\ln \frac{[A]_0}{[B]_0}}_{\text{odsječak}} + \underbrace{k(B_0 - A_0)t}_{\text{nagib}}$$

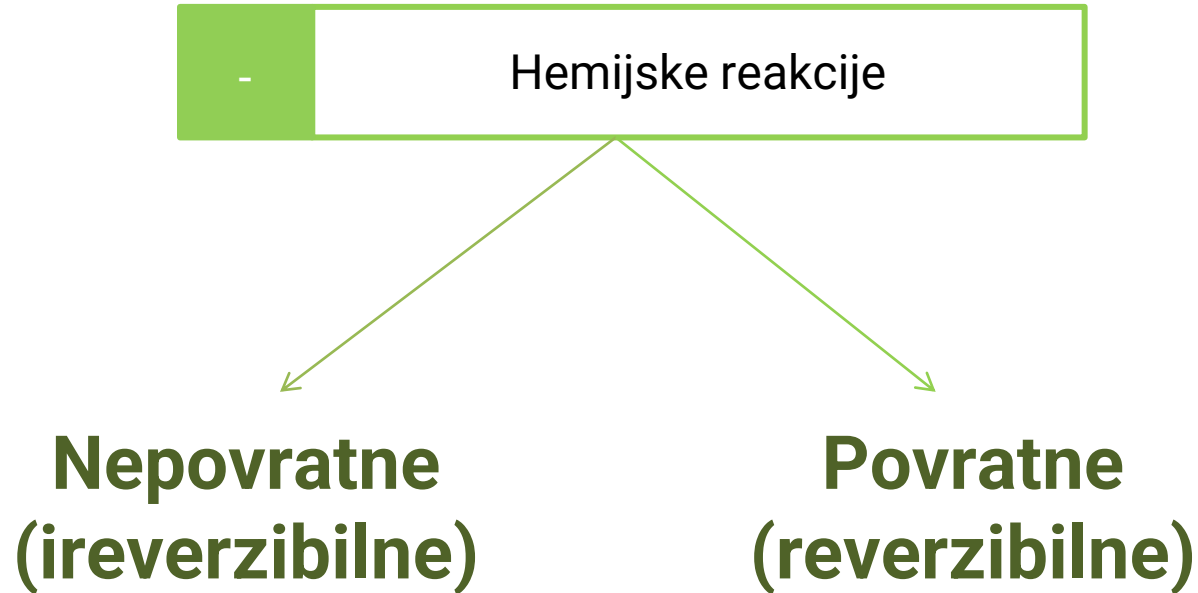
HEMIJSKA KINETIKA

Reakcije drugog reda



- Neutralizacije baza I kiselina
- Hidrolize
- Hemijske reakcije neutralnih soli
- Esterifikacije

HEMIJSKA RAVNOTEŽA



HEMIJSKA RAVNOTEŽA

Nepovratne (ireverzibilne) reakcije

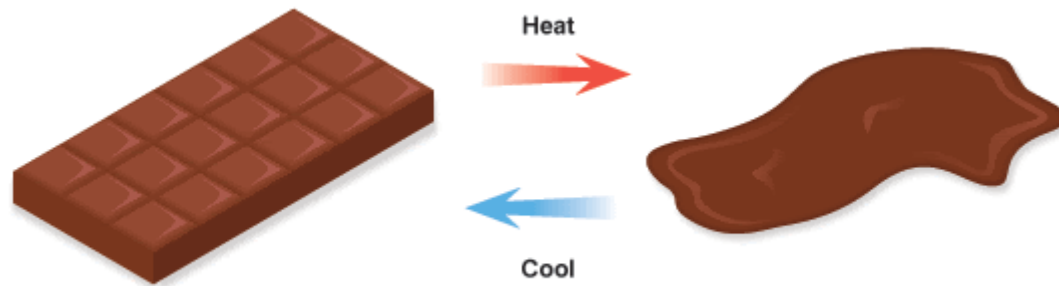
Nastaju proizvodi koji se pri uslovima reakcije ne mogu prevesti u reaktante.



HEMIJSKA RAVNOTEŽA

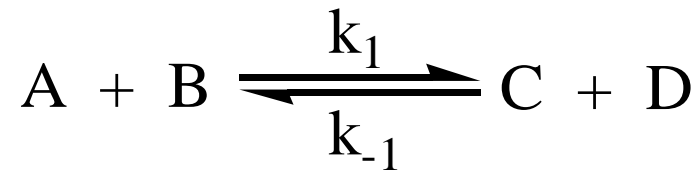
Povratne (reverzibilne)

Nastaju proizvodi koji se pri uslovima reakcije mogu prevesti u reaktante.



HEMIJSKA KINETIKA

Kinetika i ravnoteža



$$v_1 = k_1[A][B]$$

$$v_{-1} = k_{-1}[C][D]$$

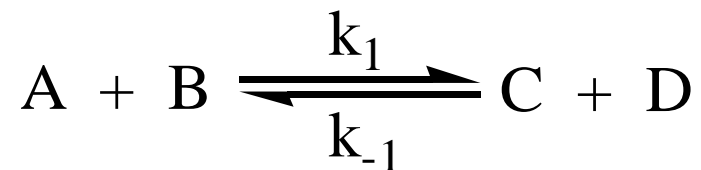
$$v_1 = v_{-1}$$

$$k_1[A][B] = k_{-1}[C][D]$$

$$\frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{k_1}{k_{-1}} = K$$

HEMIJSKA KINETIKA

Kinetika i ravnoteža



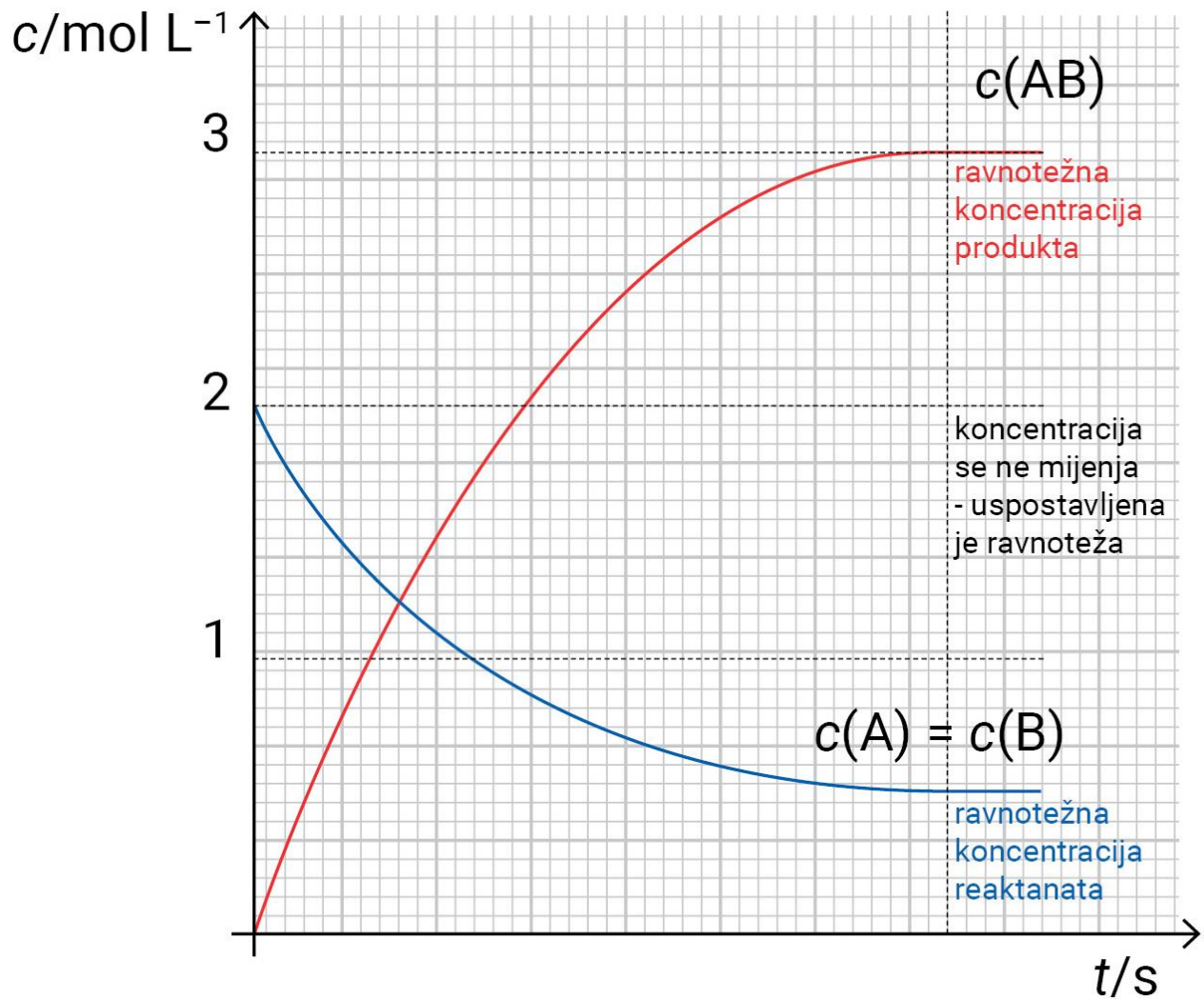
$$\frac{[C][D]}{[A][B]} = \frac{k_1}{k_{-1}} = K$$

Guldberg i Waage (1867)

Zakon o dejstvu masa

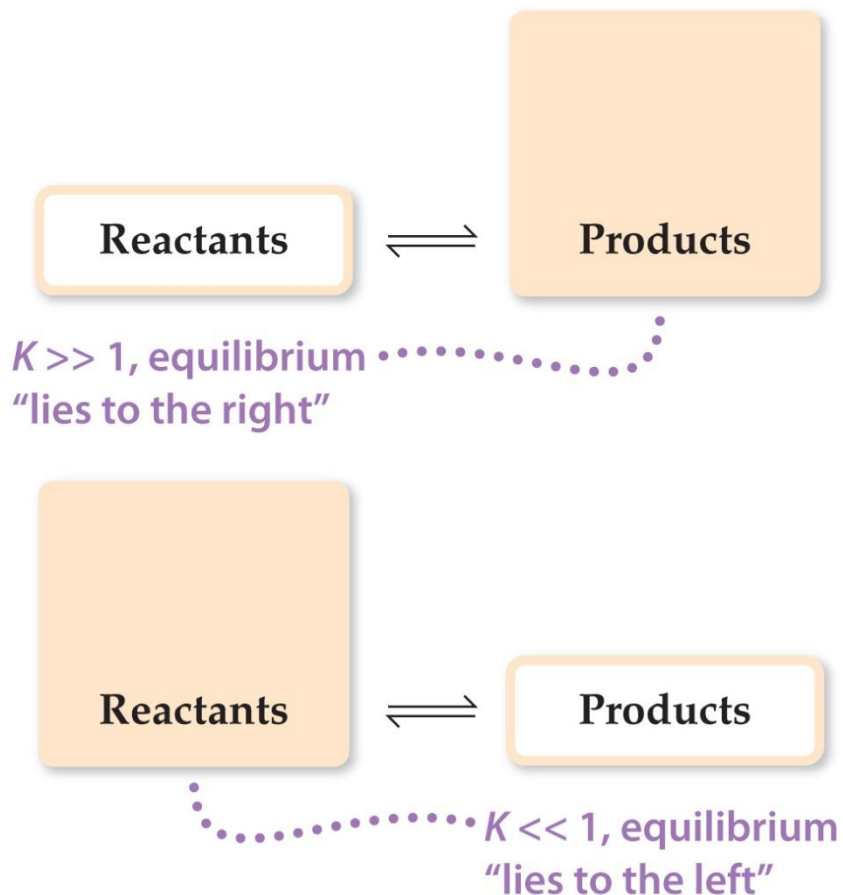
$$K > 1, k_1 > k_{-1}$$

$$K < 1, k_1 < k_{-1}$$



Grafički prikaz zavisnosti koncentracije reaktanata i produkata u zavisnosti od vremena

HEMIJSKA RAVNOTEŽA



- $K \gg 1$, dominira direktna reakcija, ravnoteža pomjerna ka proizvodima reakcije
- $K \ll 1$, dominira povratna reakcija, ravnoteža je pomjerena ka reaktantima

HEMIJSKA RAVNOTEŽA

Le Šateljov princip

Ukoliko se za sistem koji je u ravnoteži, promijeni bilo koji od spoljašnjih faktora (c, p, T), sistem se suprotstavlja toj promjeni sve dok se opet ne uspostavi ravnoteža.

Kao “undo” na računaru !!!

HEMIJSKA RAVNOTEŽA

- koncentracija
- temperatura
- pritisak

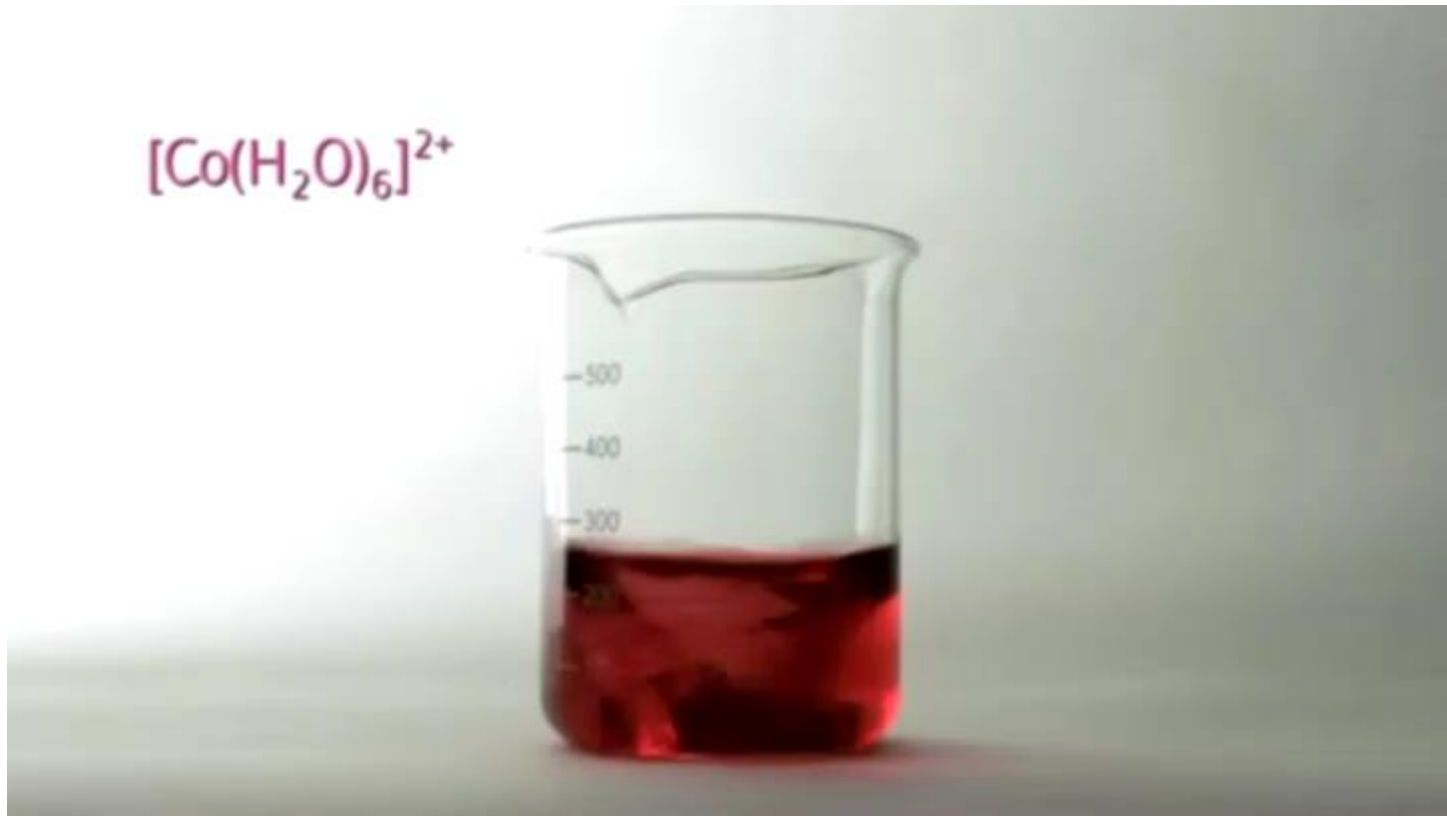
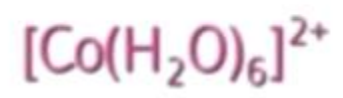
Samo za gasovite sisteme!!!!

- Prisustvo katalizatora

HEMIJSKA RAVNOTEŽA

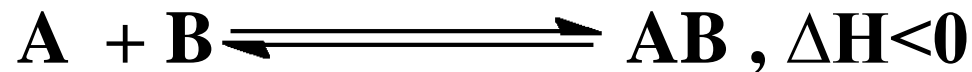
- Poveća se konc. reaktanata → ***ka produktima***
- Smanji se konc. reaktanata → ***ka reaktantima***

- Poveća se konc. produkata → ***ka reaktantima***
- Smanji se konc. produkata → ***ka produktima***



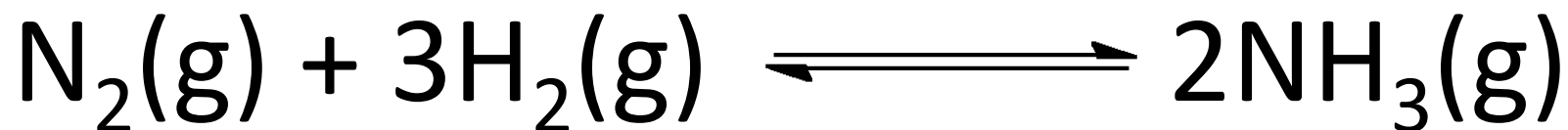


HEMIJSKA RAVNOTEŽA

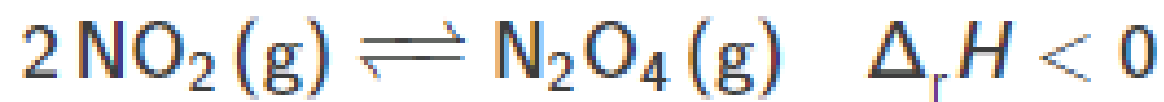
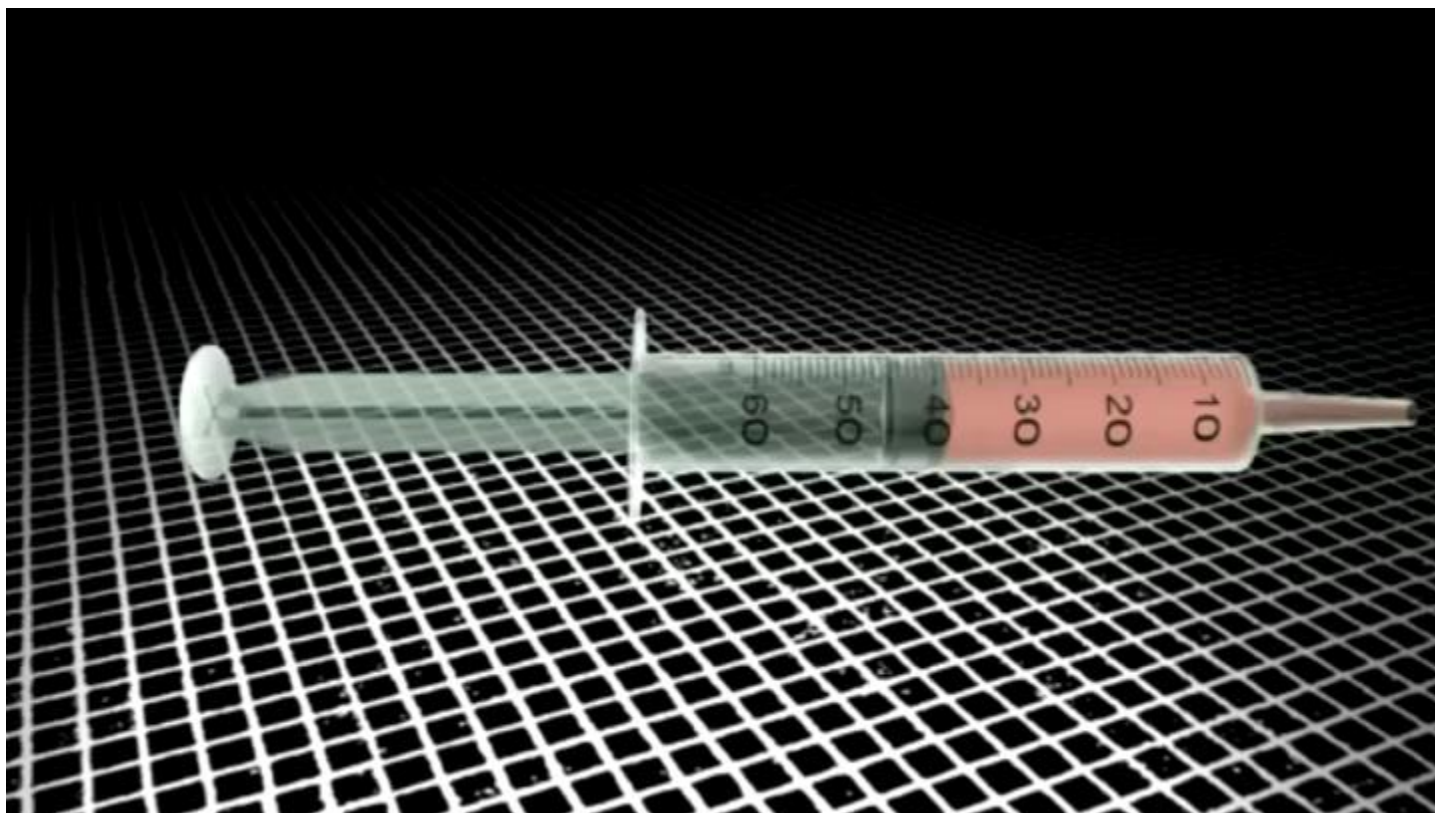


- Pretpostavimo da je direktna reakcija egzotermna
 - povećanje temperature → *ka reaktantima*
 - Sniženje temperature → *ka produktima*

HEMIJSKA RAVNOTEŽA

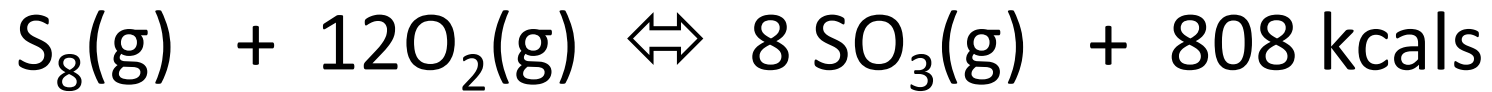


povećanje pritiska → *ka manjem broju molekula gasa*



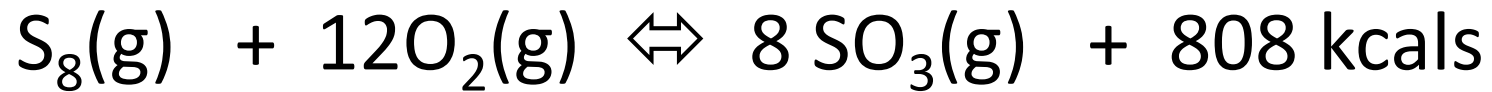
Prisustvo katalizatora

- Smanjuju energiju aktivacije u povećavaju brzinu reakcije.
- Povećava se brzina i direktne i povratne reakcije,
- dakle, katalizatori ne utiču na ravnotežu!
- Ravnoteža se brže uspostavlja!



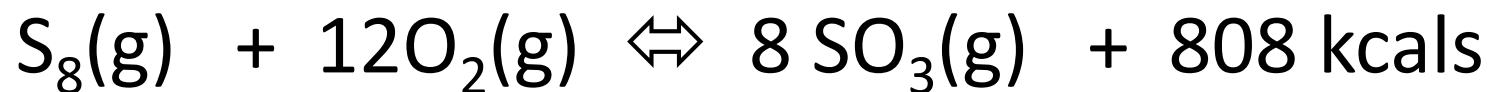
- Dodamo kiseonik??





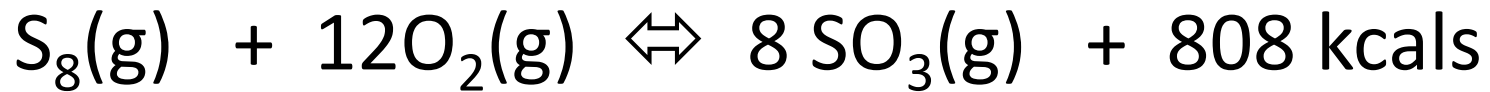
- Ohladimo sistem?





- Povečamo veličinu suda?





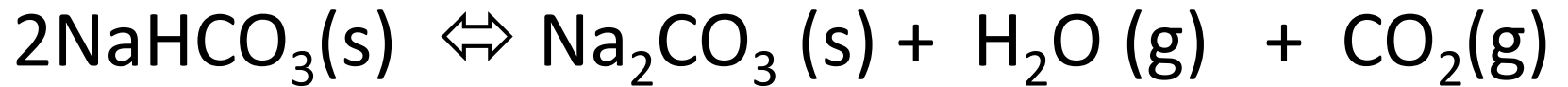
- Smanjimo koncentraciju SO_3 ?





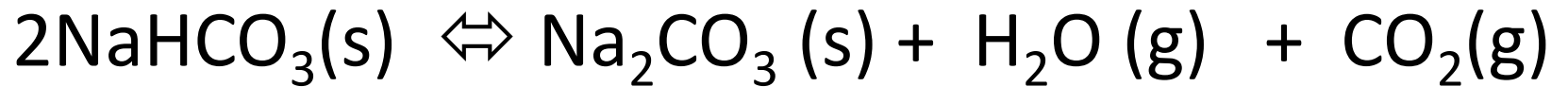
- Dodamo katalizator da ubrazamo oksidaciju?





- Smanjimo koncentraciju CO_2 ?

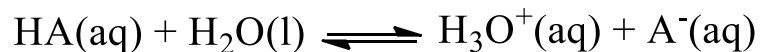




- Dodamo $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s})$?



RAVNOTEŽE U RASTVORIMA KISELINA I BAZA



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$$

$$\text{p}K_a = -\log[K_a]$$

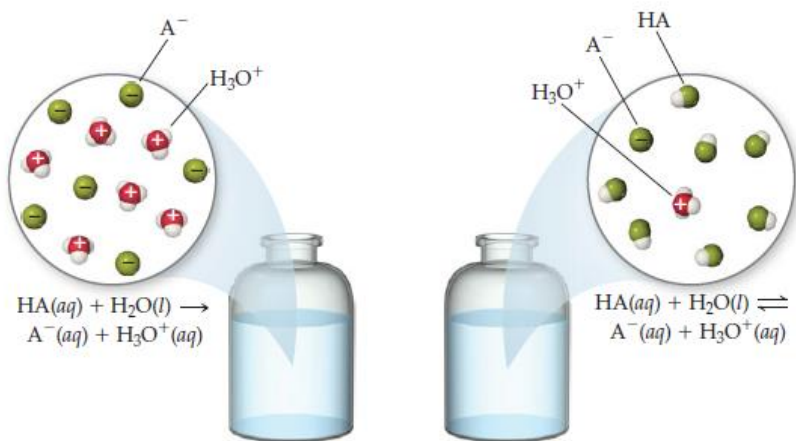
vrlo jake $10^3 < K_a < 10^9$

jake $10^{-2} < K_a < 10^3$

slabe $10^{-7} < K_a < 10^{-2}$

vrlo slabe $K_a < 10^{-7}$

RAVNOTEŽE U RASTVORIMA KISELINA I BAZA



Jaka kiselina

Slaba kiselina

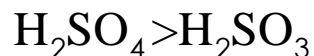
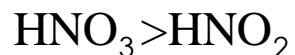
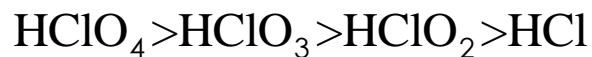
$$\alpha = \frac{\text{broj jonizovanih molekula}}{\text{ukupan broj molekula}}$$

za slabe kiseline: $[\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot [\text{HA}]$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \cdot [\text{HA}]}$$

NAJČEŠĆE KORIŠĆENE KISELINE

Jake kiseline		Slabe kiseline	
Formula	Naziv	Formula	Naziv
HCl	Hloridna	HCN	Cijanidna
HBr	Bromidna	H ₂ CO ₃	Karbonatna
HI	Jodidna	H ₂ S	Sulfidna
HNO ₃	Nitratna	CH ₃ COOH	Acetatna
HClO ₄	Perhloratna	H ₃ BO ₃	Boratna
H ₂ SO ₄	Sulfatna		

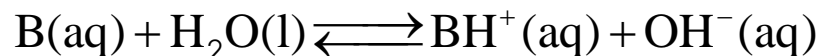


KISELINE I BAZE

Jake baze: neke baze alkalnih i zemnoalkalnih metala: CsOH, KOH, Ba(OH)₂

Slabe baze su organske baze i amonijak.

Mjera za jačinu baza je njihova konstanta jonizacije K_b i stepen jonizacije, α .



$$K = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B] \cdot x(H_2O)}$$

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

za slabe baze:

$$[OH^-] = \alpha [BOH]$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b [BOH]}$$

Jačina kiselina i baza

	ACID	BASE		
100% ionized in H ₂ O	Strong	HCl	Cl ⁻	Negligible
		H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	
		HNO ₃	NO ₃ ⁻	
Acid strength increases ↑	Weak	H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O	Weak
		HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	
		H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	
		HF	F ⁻	
		HC ₂ H ₃ O ₂	C ₂ H ₃ O ₂ ⁻	
		H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	
		H ₂ S	HS ⁻	
		H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻	
		NH ₄ ⁺	NH ₃	
		HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	
HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻			
Negligible	Strong	H ₂ O	OH ⁻	100% protonated in H ₂ O
		OH ⁻	O ²⁻	
		H ₂	H ⁻	
		CH ₄	CH ₃ ⁻	

↓ Base strength increases

- Supstance sa zanemarljivim aciditetom ne disosuju u vodi.
 - Njihove konjugovane baze su izuzetno jake.

RAVNOTEŽE U RASTVORIMA KISELINA I BAZA

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c_a - [H_3O^+]}$$
$$[H_3O^+] = -\frac{1}{2}K_a + \frac{1}{2}\sqrt{K_a^2 - 4K_a c_a}$$

Ako je $c_a < 0,005M$
 $K > 10^{-5}$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{c_a}$$
$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \cdot c_a}$$

Ako je $c_a > 0,005M$
 $10^{-7} < K < 10^{-5}$

RAVNOTEŽE U RASTVORIMA KISELINA I BAZA

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot c_b}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{\frac{K_w^2}{K_b c_b}}$$

RAVNOTEŽE U RASTVORIMA KISELINA I BAZA



$$K_{1,a} \gg K_{2,a}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_{1,a} \cdot c_a}$$

KISELINE I BAZE



Kako mjerimo pH?

Za precizna mjerenja koristimo
pH-metar.



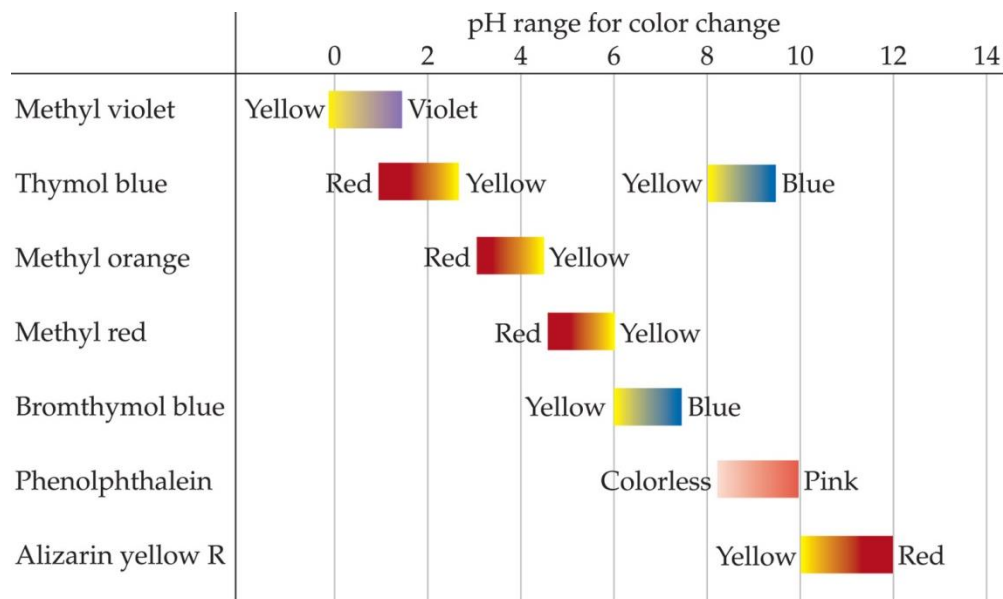
KISELINE I BAZE

- Za manje precizna mjerenja možemo koristiti

- **Lakmus papir**

- “crveni” promijeni boju u plavu \sim pH = 8
- “plavi” promijenu boju u crvenu \sim pH = 5

- **Indikatore**



Biljke kao kiselobazni indikatori



Mnoge biljke, odnosno biljni pigmenti, u prirodi djeluju kao indikatori kiselosti ili baznosti.

PODJELA NEORGANSKIH JEDINJENJA

Binarna neorganska
jedinjenja



hidridi

boridi

oksidi

karbidi

sulfidi itd.

Složena neorganska
jedinjenja



kiseline

baze

soli



SOLI



- Soli su supstance koje nastaju zamenom atoma vodonika u molekulu kiseline, atomima metala ili zamenom hidroksidnih grupa u molekulu baze anjonima kiseline

Složene soli mogu biti:

neutralne, NaCl, Na₂SO₄, KNO₃ ...

kisele, KHSO₄, NaHCO₃....

bazne, Mg(OH)Cl, Ca(OH)NO₃...

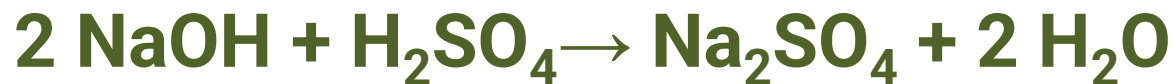
dvogube (dvojne) KAl(SO₄)₂ x 12 H₂O

kompleksne K₄[Fe(CN)₆]

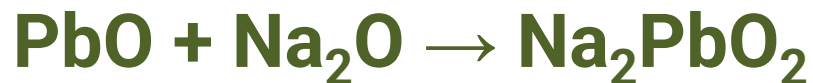
SOLI

- Reakcije za dobijanje soli su:

- Reakcije neutralizacije



- Reakcije kiselih i baznih oksida, kiselih i amfoternih oksida, baznih i amfoternih oksida



SOLI

- Reakcije za dobijanje soli su:

– Reakcije soli slabijih kiselina sa jakim kiselinama



– Reakcije soli slabijih baza sa jakim bazama



– Reakcije baznih oksida sa kiselinama



SOLI

- Reakcije za dobijanje soli su:

– Reakcije kiselih oksida sa bazama



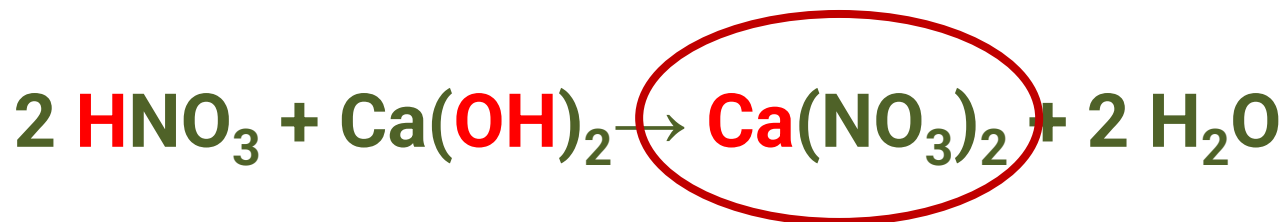
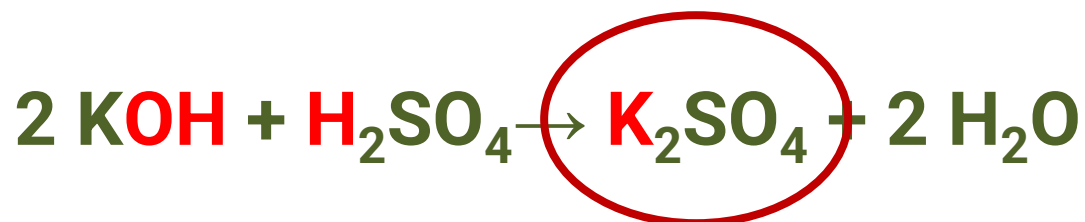
– Reakcije dvogube izmjene



Neutralne (normalne) soli

Nastaju potpunom neutralizacijom kiselina i baza:

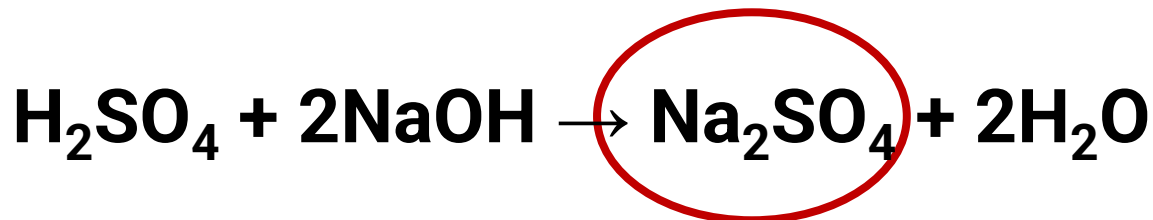
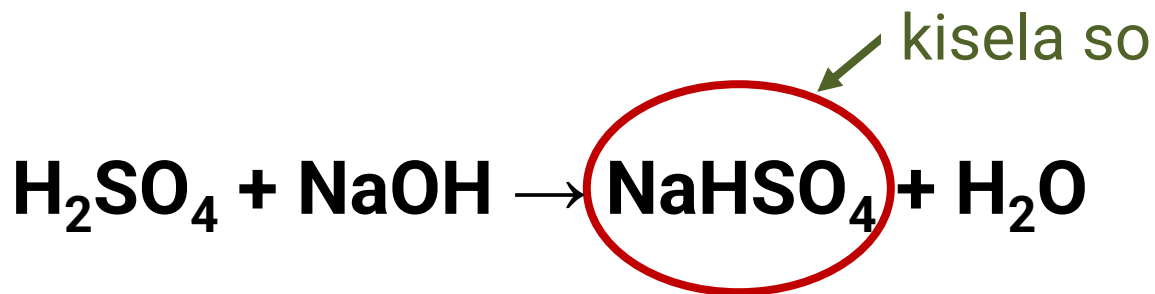
CaSO_4 , $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, BaCl_2 , CaCl_2 , NH_4NO_3 , NaCl ,
 KNO_3 , KCN , NH_4NO_2 , Na_2HPO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



Kisele soli

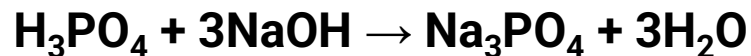
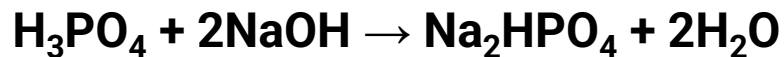
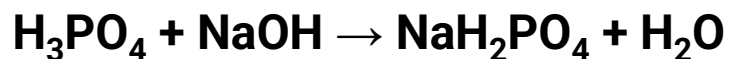
Nastaju nepotpunom neutralizacijom poliprotičnih kiselina

NaHCO_3 , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$,
 $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, K_2HPO_4 , NaHSO_4



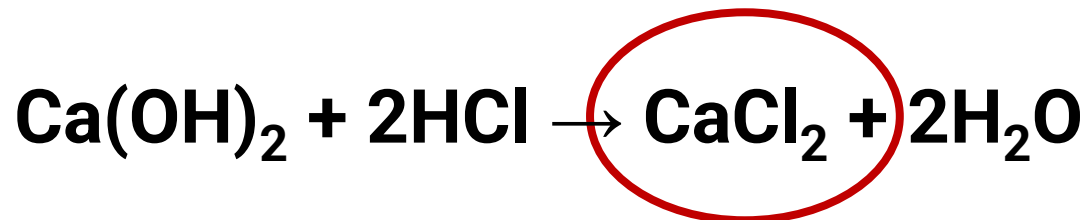
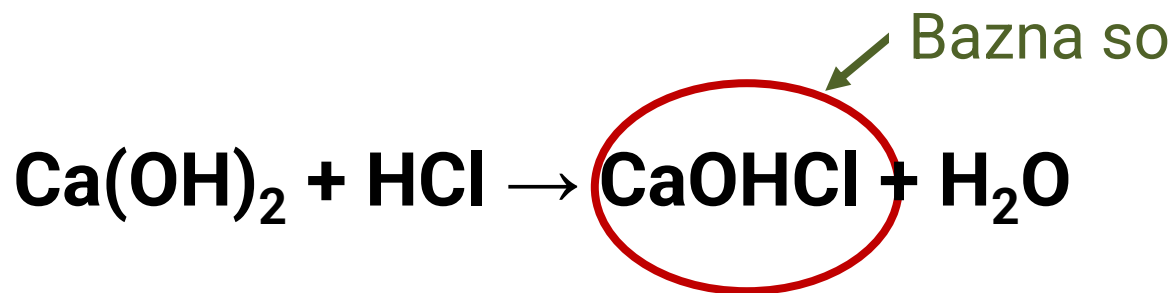
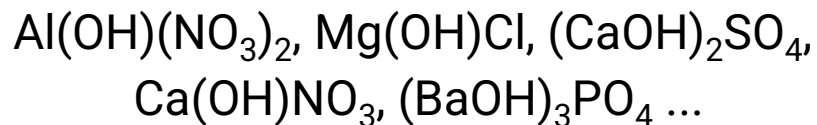
od fosforne kiseline (H_3PO_4) dobijamo sledeće kisele soli:

- Natrijum-dihidrogenfosfat
(natrijum-primarni fosfat), NaH_2PO_4
- Natrijum-hidrogenfosfat
(natrijum-sekundarni fosfat), Na_2HPO_4



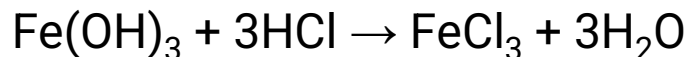
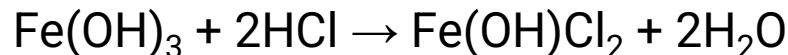
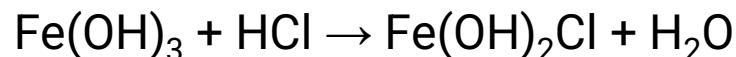
Bazne soli

Nastaju nepotpunom neutralizacijom višekiselih baza



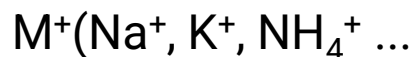
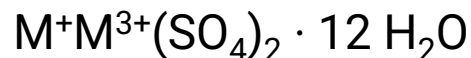
iz feri-hidroksida, zamenom hidroksidnih grupna hloridom (anjon hlorovodonične kiseline) dobićemo:

- Gvožđe(III)-dihidroksihlorid, $\text{Fe(OH)}_2\text{Cl}$
- Gvožđe(III)-hidroksihlorid, Fe(OH)Cl_2



DVOGUBE (DVOJNE) SOLI

Nastaju kristalizacijom iz rastvora dveju soli



Dvogube soli ovoga tipa – stipse

