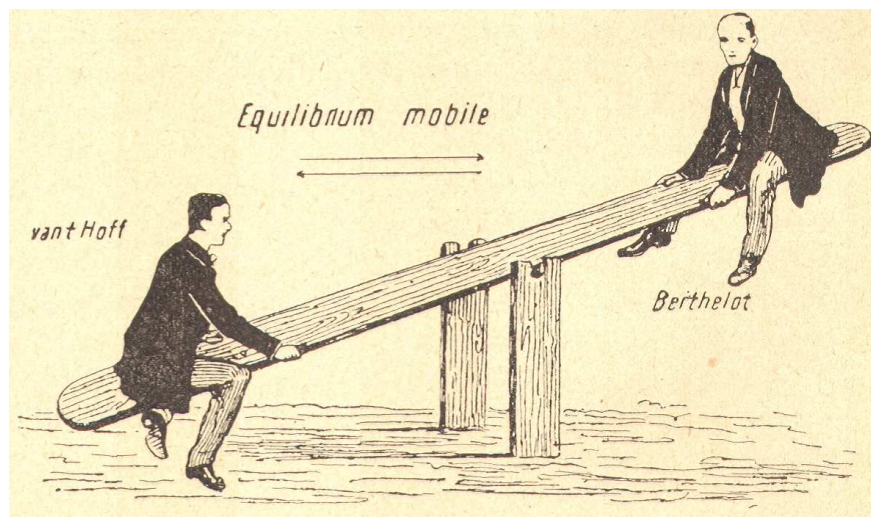


MEĐUŽUPANIJSKI STRUČNI SKUP NASTAVNIKÂ KEMIJE  
PRISTUP OBRADI KONCEPTA KEMIJSKE RAVNOTEŽE U NASTAVI KEMIJE

# KEMIJSKA RAVNOTEŽA

## (KRATKI UVOD)



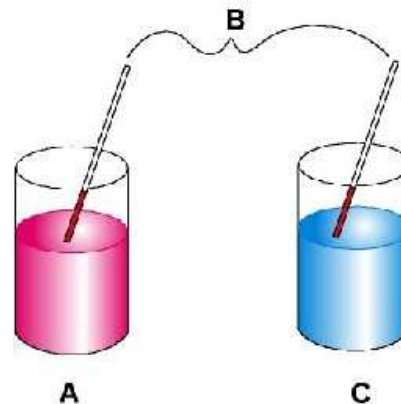
Doc. dr.sc. Vladimir Stilinović  
Prirodoslovno-matematički fakultet  
Sveučilište u Zagrebu

# Ravnoteža

- Stanje sustava u kojemu su svi suprotni utjecaji izjednačeni
- Stanje sustava u kojemu ne dolazi do promjene nikoje varijable koja definira dotično stanje



Mehanička ravnoteža



Termička ravnoteža

# Kemijske reakcije nekada **ne** idu 'do kraja'.

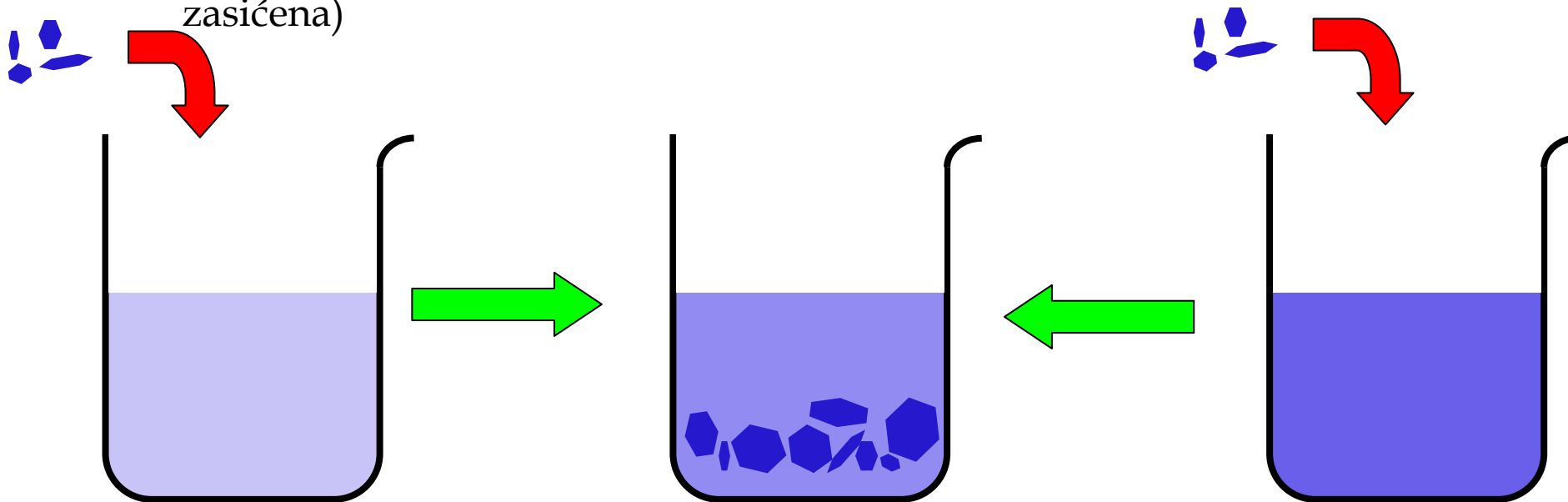
'idu' = događa se mjerljiva promjena koncentracija reaktanata i produkata

'do kraja' = dok se potpuno ne potroši (barem) jedan reaktant.

Nakon što je reakcija prestala, u reakcijskoj smjesi prisutna je (mjerljiva) količina svih reaktanata

# Koliko se soli može otopiti u vodi?

otapanje u nezasićenoj otopini i kristalizacija iz prezasićene prestaju kada se koncentracija otopine izjednači s onom zasićene (kada otopina postane zasićena)



U **nezasićenoj otopini** ima manje otopljene tvari nego u zasićenoj. Dodatkom krutine ona se dalje otapa.

**Zasićena otopina** – otopina je u dodiru s talogom, talog se ne otapa niti mu se količina povećava

U **prezasićenoj otopini** ima više otopljene tvari nego u zasićenoj. Dodatkom krutine kristali krutine rastu.

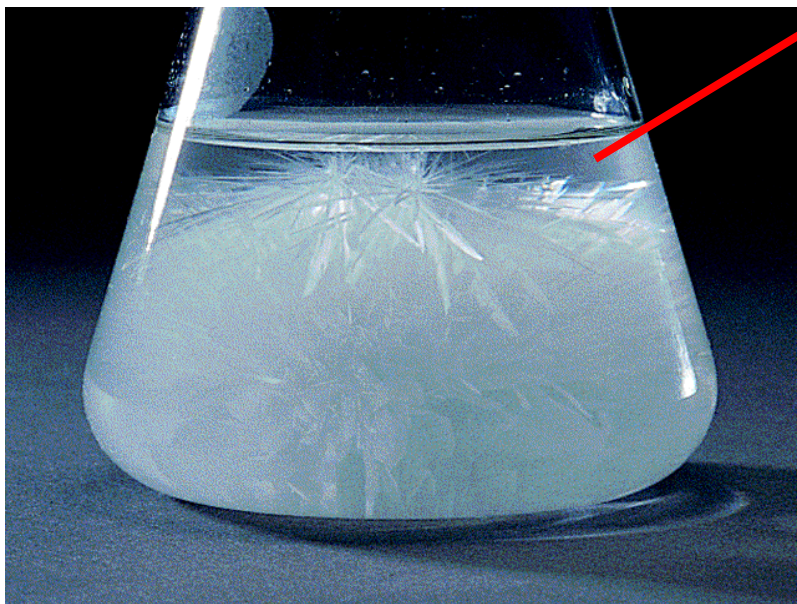
# Ravnoteža i otapanje krutina

Prvi (u glavnom nesvjestan) susret s ravnotežnim sustavima je pri učenju o otopinama

– otapalo **ne otapa** sve što u nj uspemo, otopina se u nekom trenu **zasiti** – usp. reakcija **ne teče** dok se reaktanti ne **potroše** već dok se ne uspostavi **ravnoteža**

# Ravnoteža i otapanje krutina

Što je ova tekućina po sastavu?



a) voda

b) prezasićena otopina

c) zasićena otopina

d) nezasićena otopina

ODGOVORI STUDENATA KEMIJE!

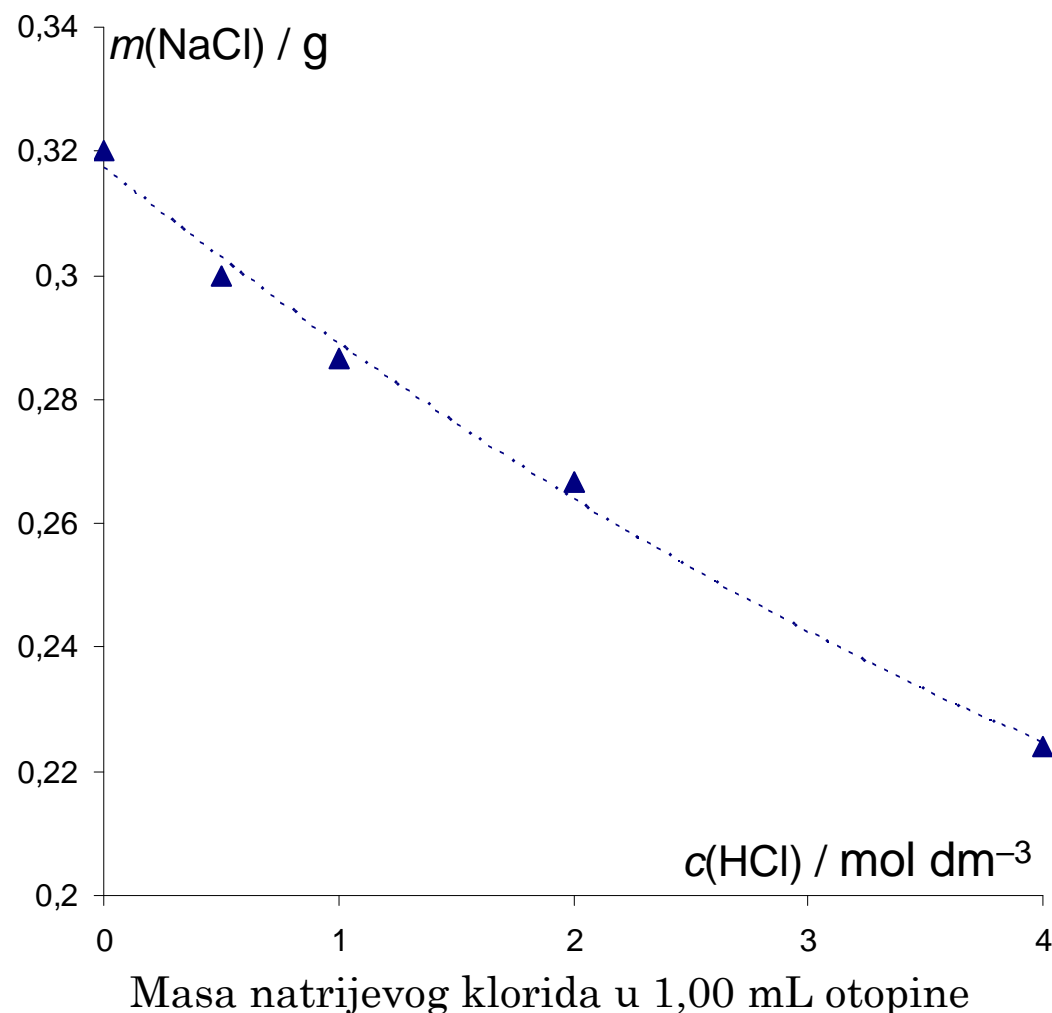
Iz otopine natrijeva acetata su “izrasli” kristali. Nastala je heterogena smjesa krutine i bistre tekućine.

# Topljivost = mjera za koncentraciju zasićene otopine

1. u otapalo se doda veliki suvišak tvari čiju topljivost želimo odrediti
2. pričekamo da se otopi koliko se može otopiti – tj. dok se otopina ne zasiti
3. uzmemo uzorak otopine točno određenog volumena
4. uparimo otapalo i izvažemo talog.

$$c_x = \frac{m_x}{M_x V}$$

# Učinak zajedničkog iona na topljivost soli



Otapamo natrijev klorid u otopinama klorovodične kiseline – što veća koncentracija kiseline, to manja topljivost



# Koncentracije pojedinih iona u zasićenim otopinama

Kroz pokuse poznate veličine:

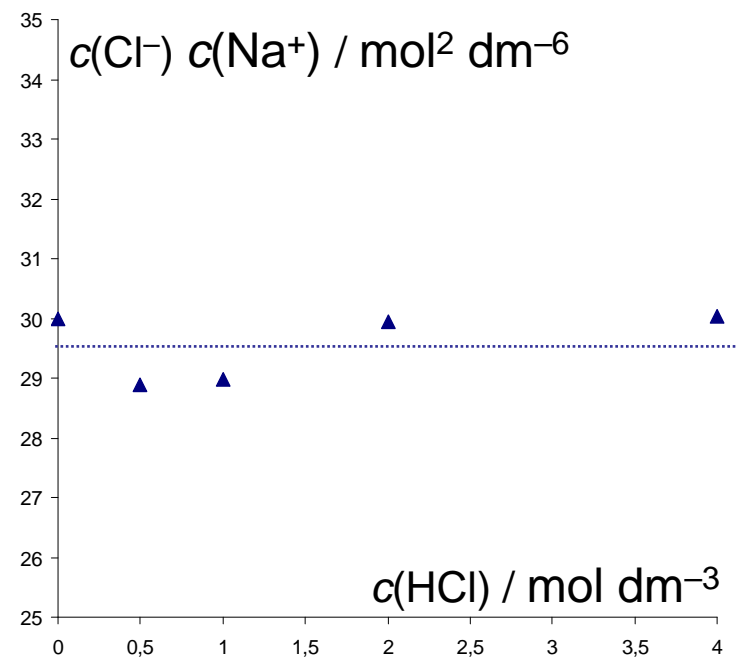
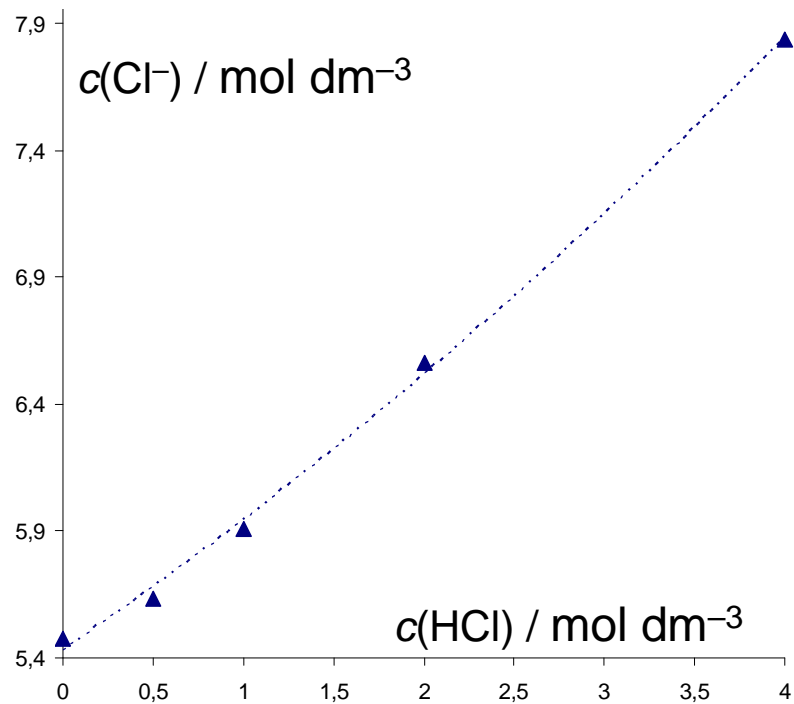
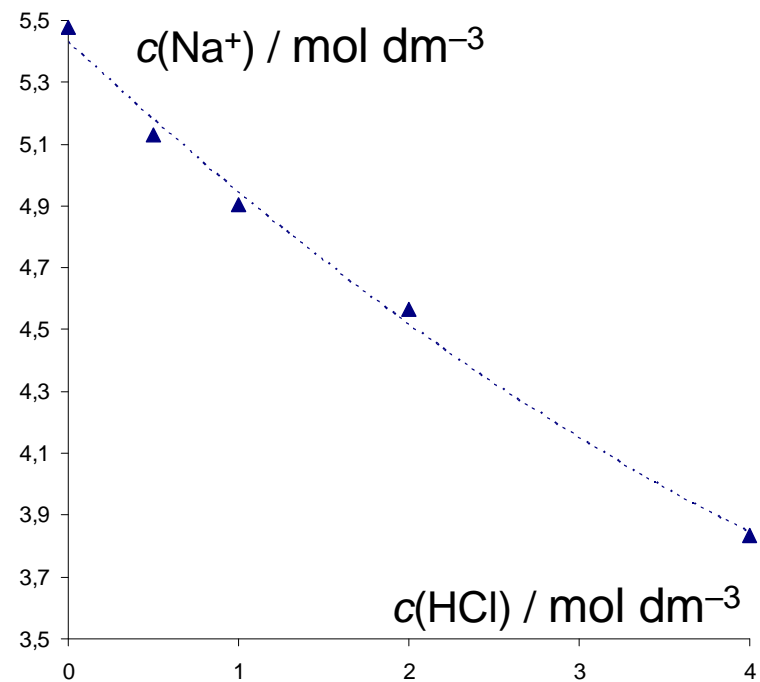
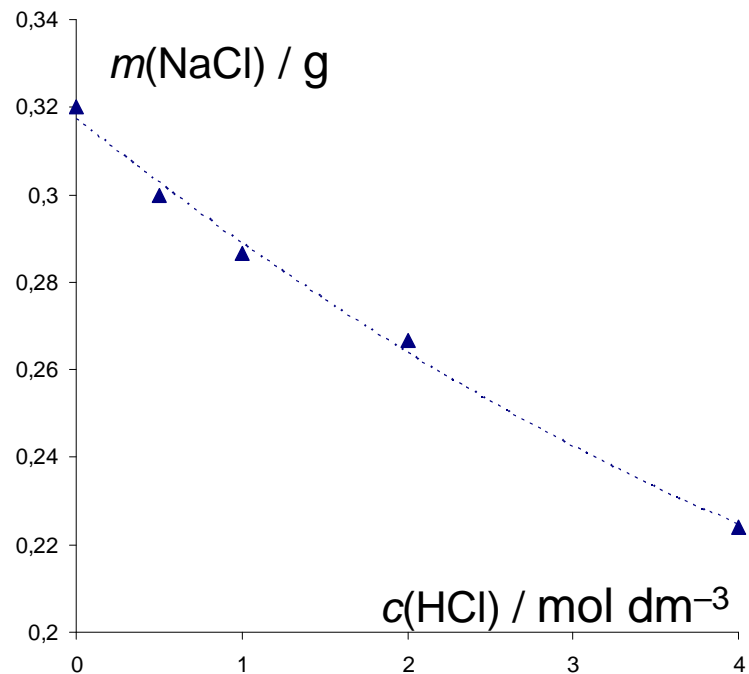
Koncentracija klorovodične kiseline u pojedinim pokusima,  $c_{\text{HCl}}$

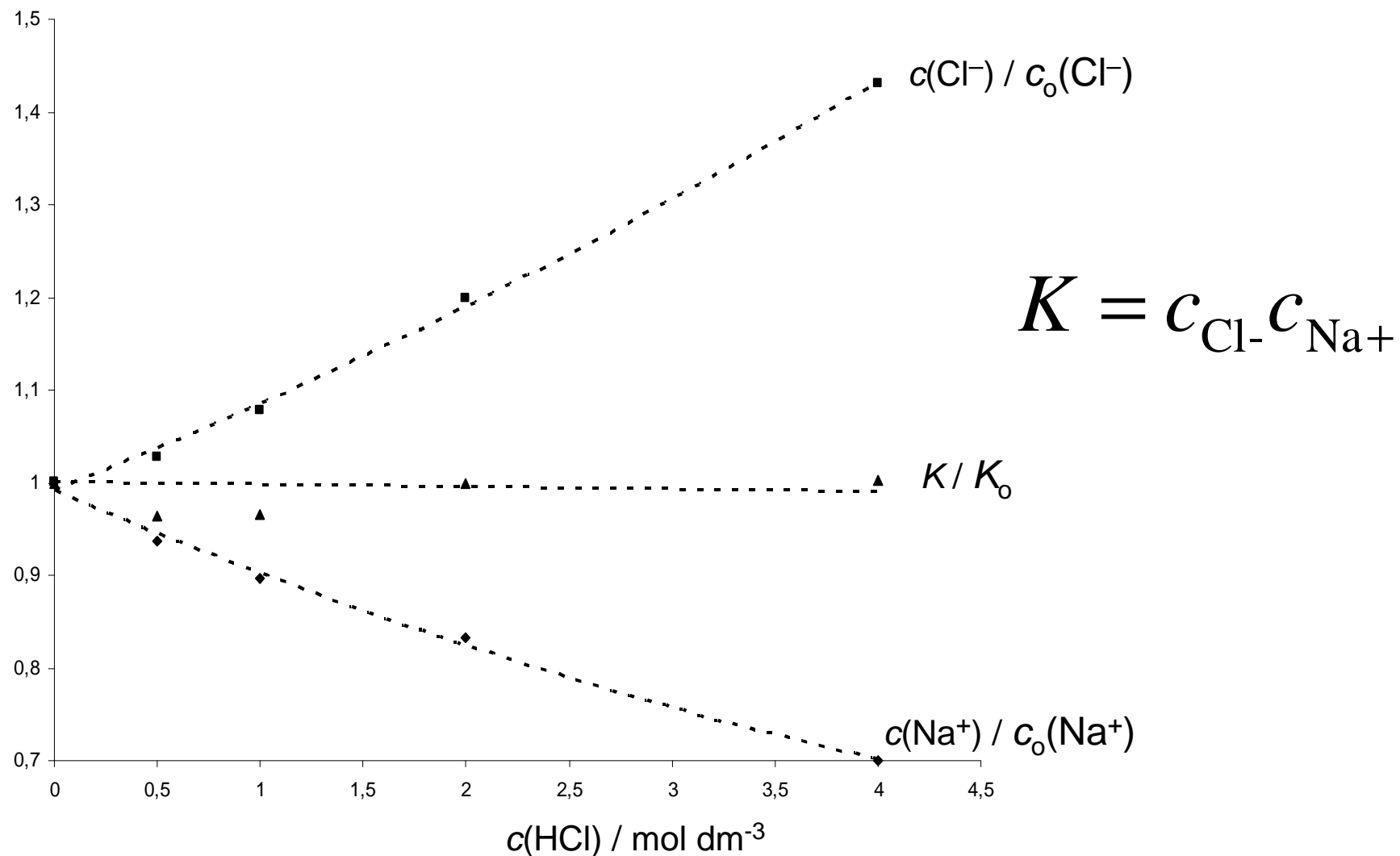
Volumen analiziranog uzorka pojedine otopine,  $V$

Masa natrijevog klorida sadržana u pojedinom volumenu pojedine otopine,  $m_{\text{NaCl}}$

$$c_{\text{Na}^+} = c_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} V}$$

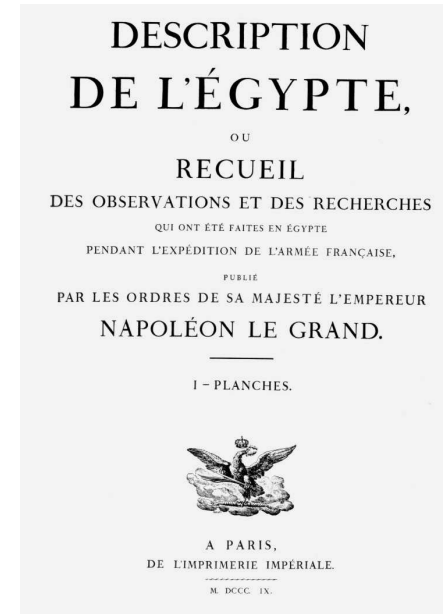
$$c_{\text{Cl}^-} = c_{\text{NaCl}} + c_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}} V} + c_{\text{HCl}}$$





Postoji veličina koja opisuje sustav u **ravnoteži** koja se ne mijenja (**konstantna** je) s dodatkom i uklanjanjem reaktanata ili produkata – **KONSTANTA RAVNOTEŽE**

# Otkrivanje uzroka 'nepotpunosti' kemijskih reakcija



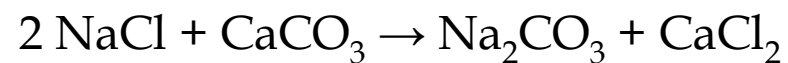


Claude Louis Berthollet (1748. – 1822.)

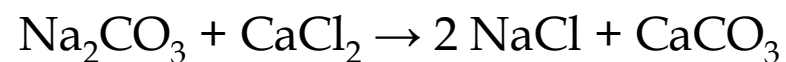


trona

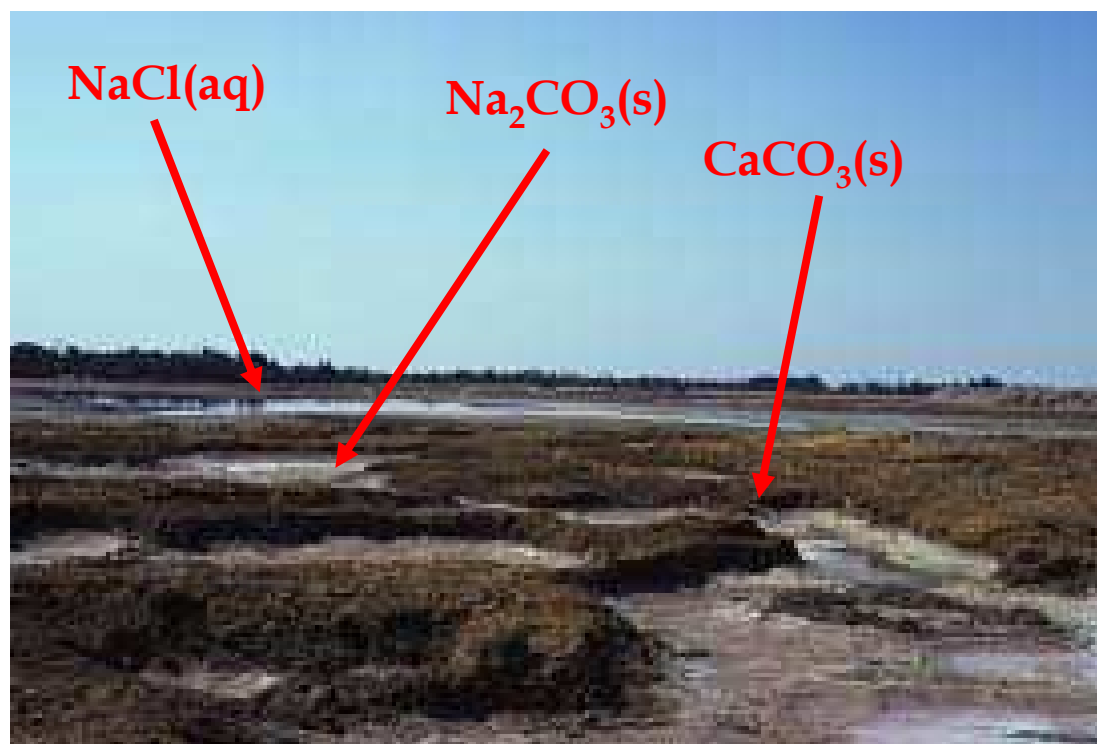
Nastajanje trone



Taloženje kalcijeva karbonata



Kemijske reakcije mogu ići 'u oba smjera'  
Kemijske reakcije su **reverzibilne**





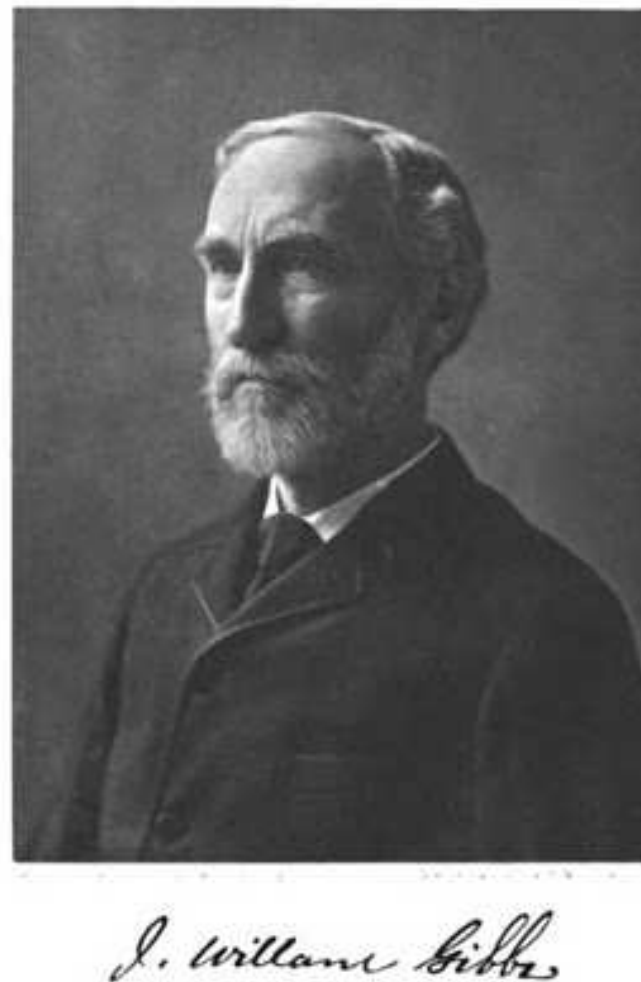




Jacobus Henricus van 't Hoff (1852. – 1911.)

**Kemijska ravnoteža je dinamička**

U ravnotežnom stanju kemijska reakcija se i dalje odvija, ali je ukupna promjena koncentracija reaktanata i produkata jednaka nuli.



Josiah Willard Gibbs (1839. – 1903.)

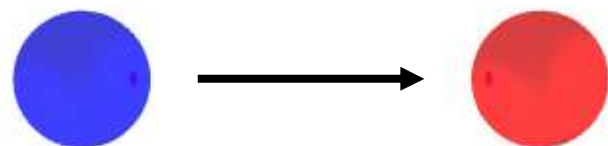
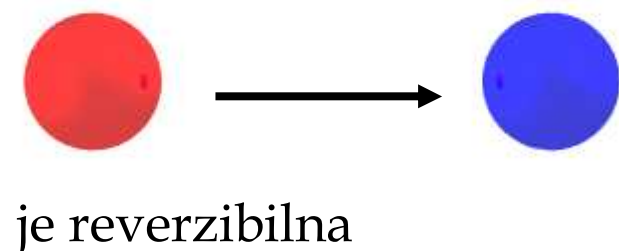
**Kemijska ravnoteža je stanje minimalne slobodne energije**





Kemijska ravnoteža je termodinamička pojava.

# Ravnoteža na mikroskopskoj skali

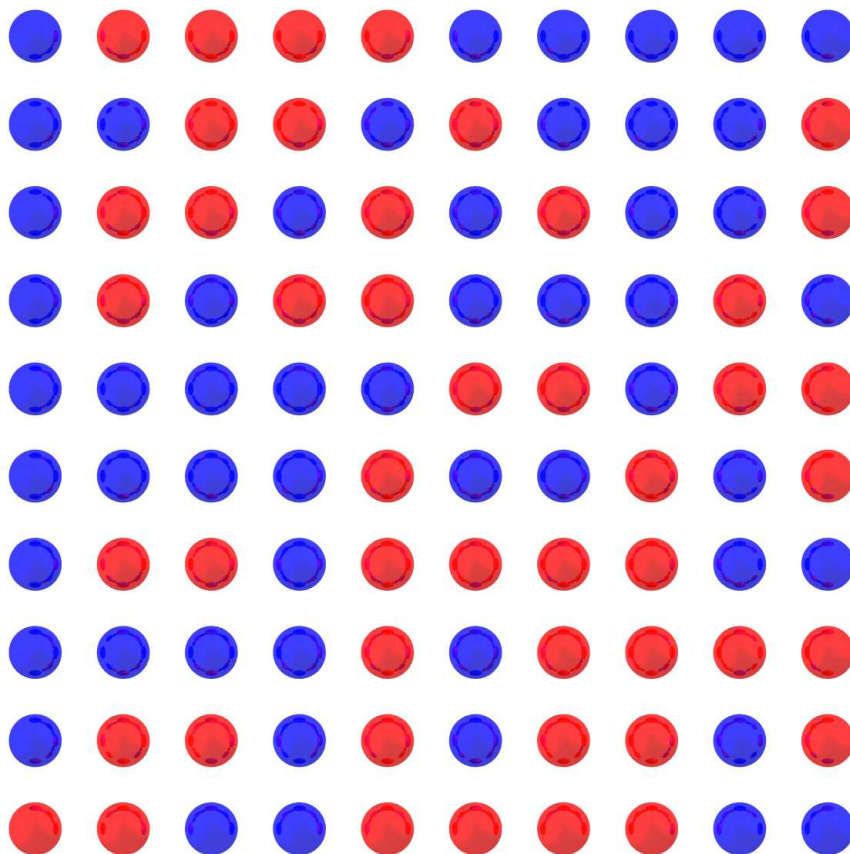


Reakcija



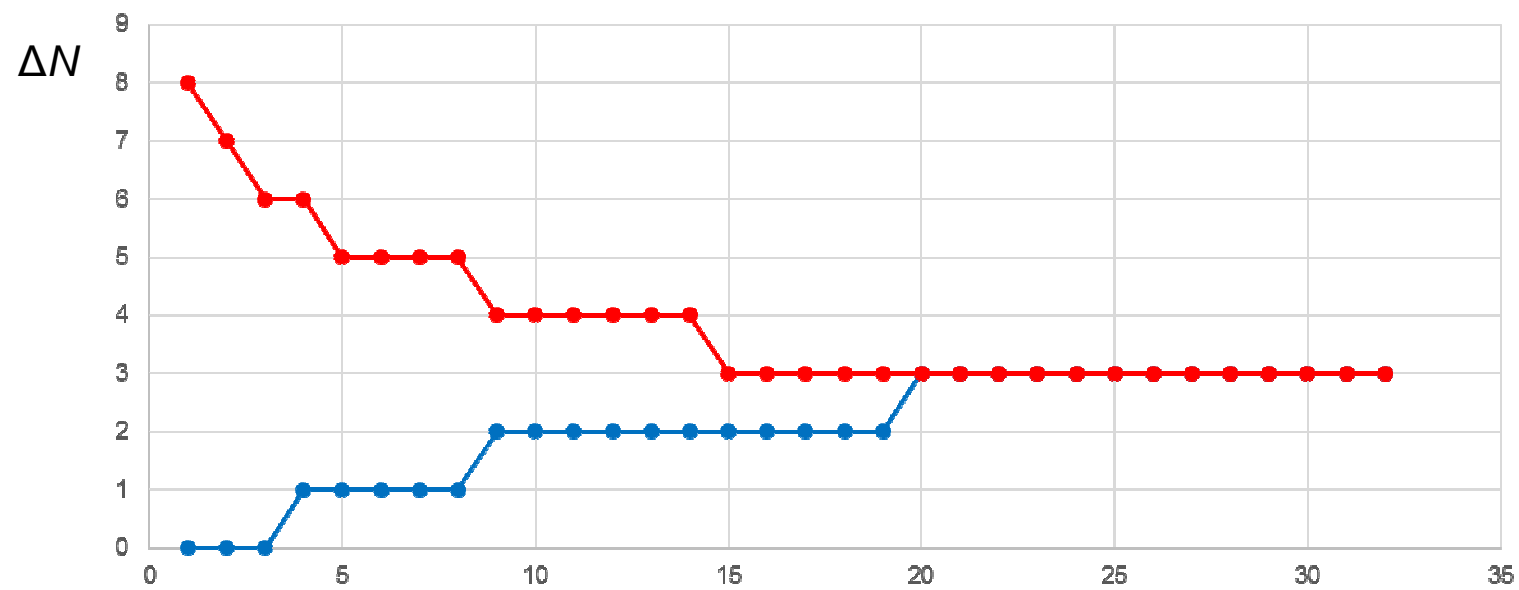
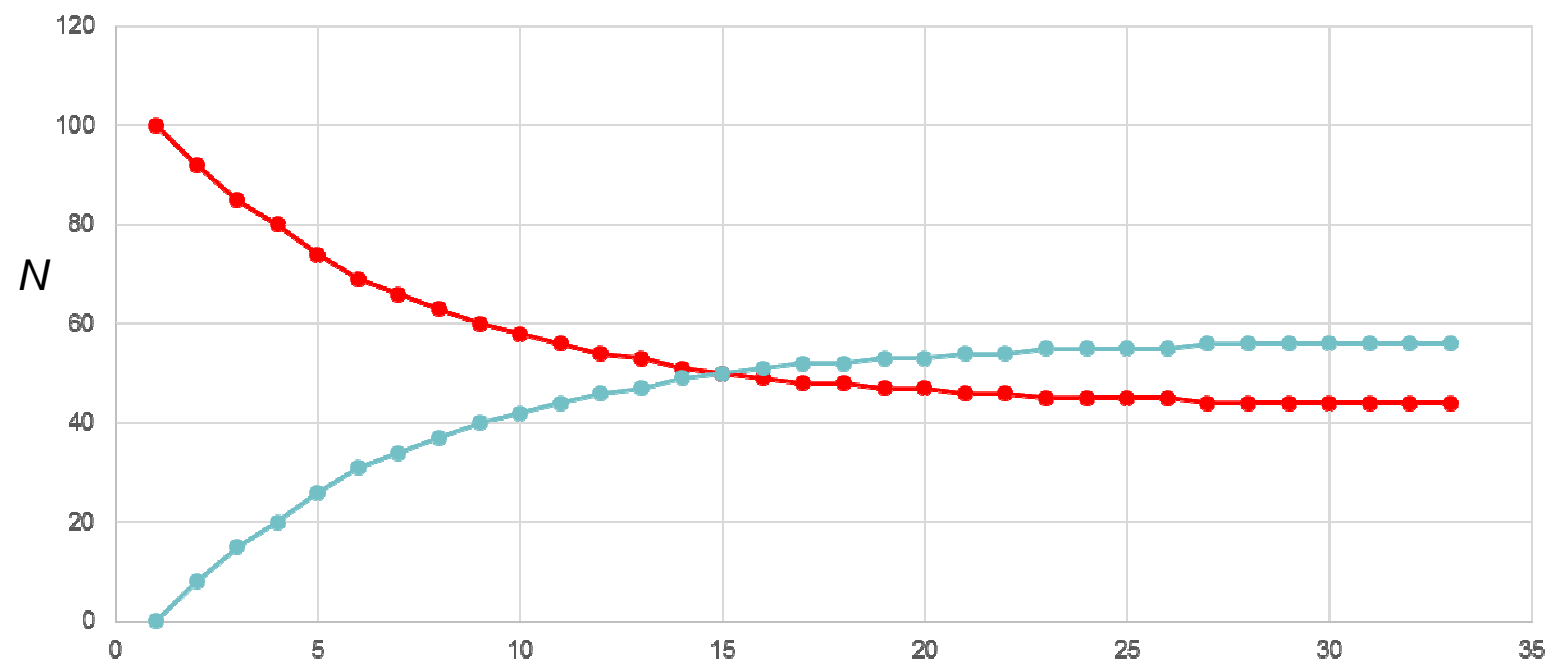
Brzine reakcija u suprotnim smjerovima su takve da u vremenu u kojemu se 4% čestica  pretvori u , samo 3% čestica  pretvara se u .





$$\frac{N(\text{blue dot})}{N(\text{red dot})} = \frac{57}{43} \approx 1,33$$

$N(\text{red dot})$	$N(\text{blue dot})$
100	0
92	8
85	15
80	20
74	26
69	31
66	34
...	...
43	57
43	57
43	57
43	57

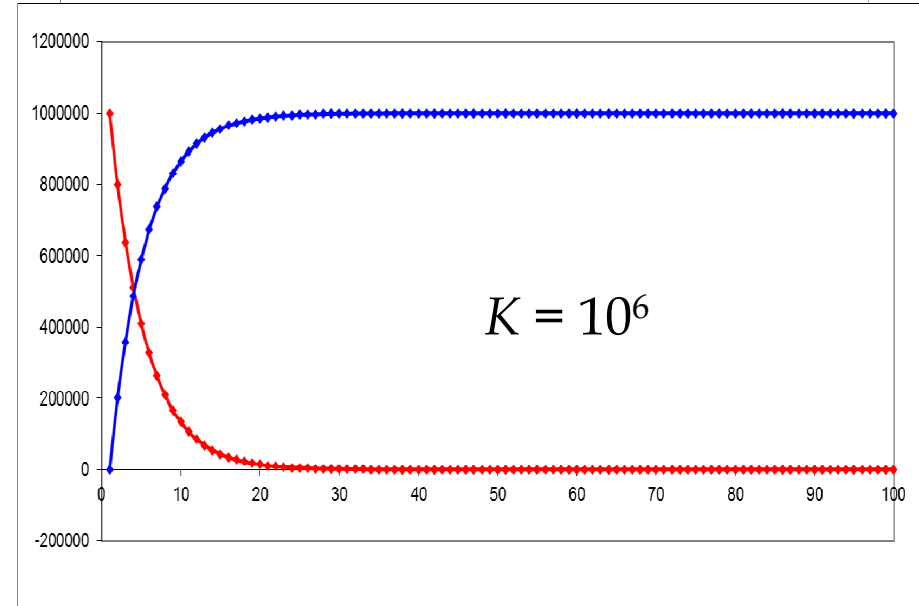
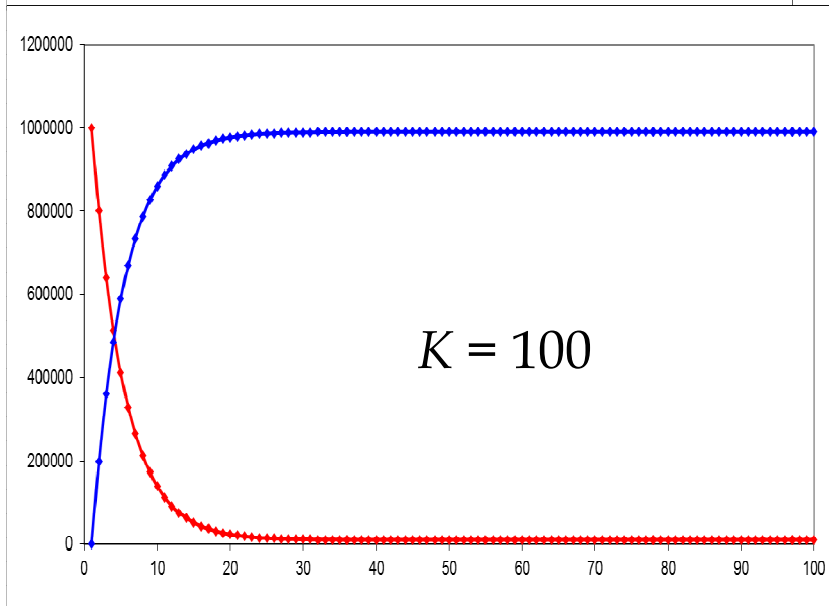
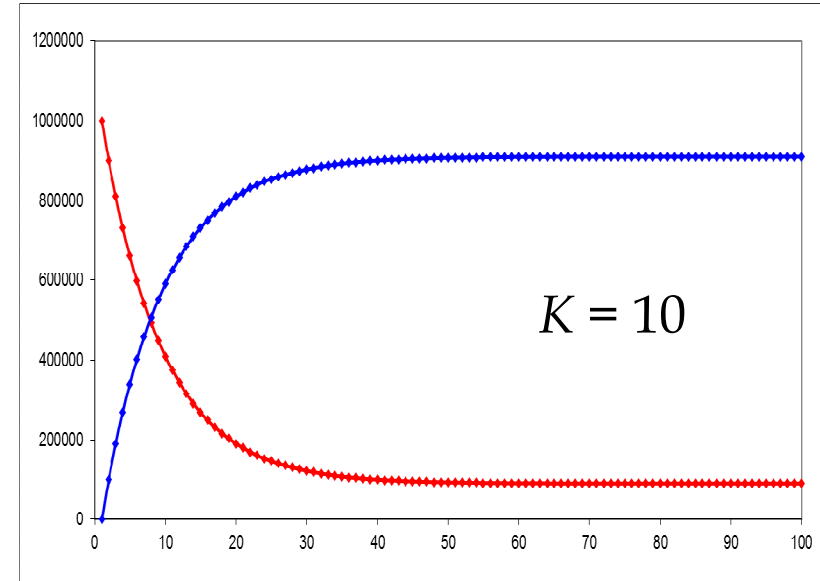
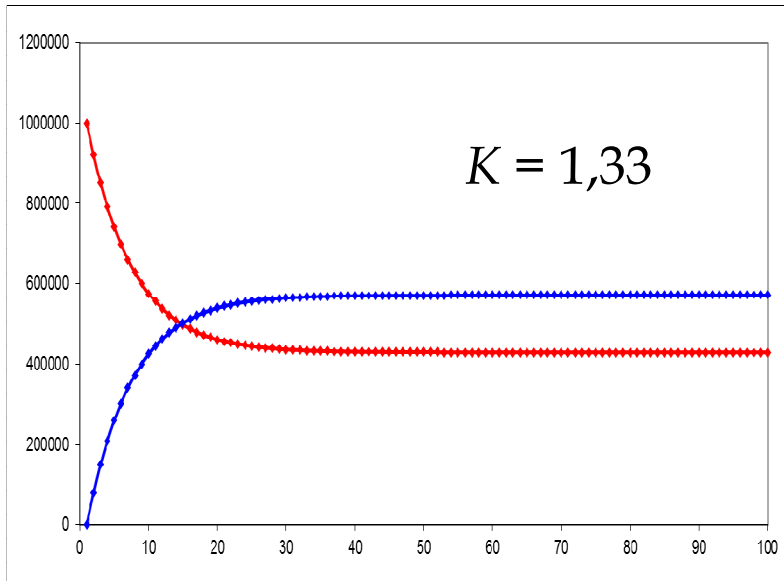




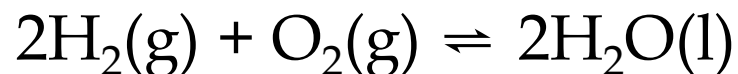
Henry Louis Le Chatelier (1850. - 1936.)

**Le Chatélierov princip –**  
Mijenjaju li se uvjeti  
(koncentracija, temperatura,  
parcijalni tlak, volumen...) pri kojima je sustav u stanju ravnoteže, dolazi u promjena u sustavu koje su suprotne nametnutima i uspostavlja se novo ravnotežno stanje.

# Velike ravnotežne konstante



## Gorenje vodika –



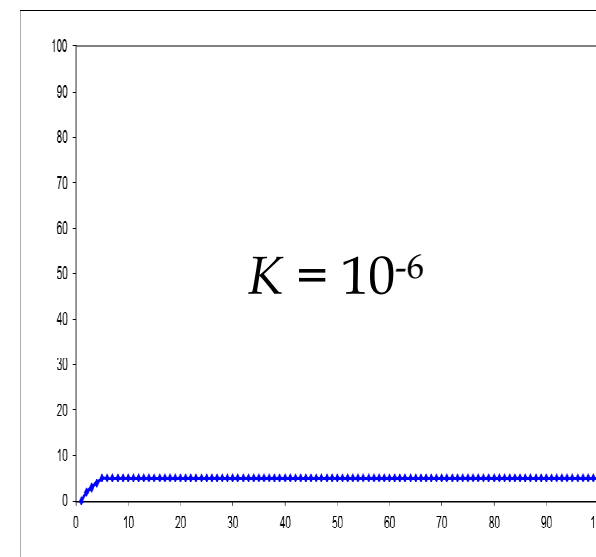
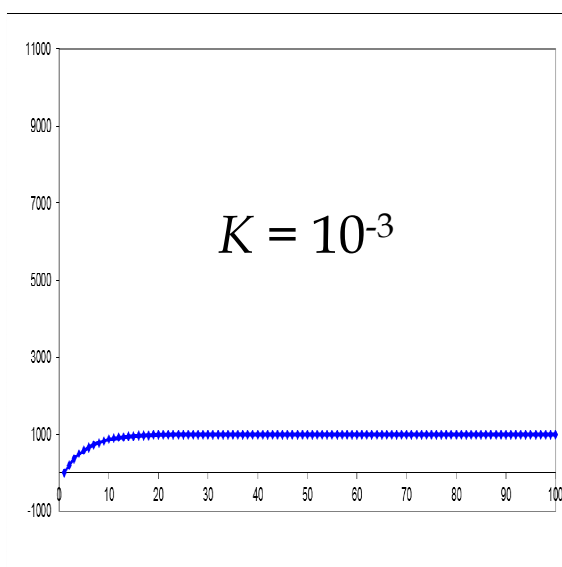
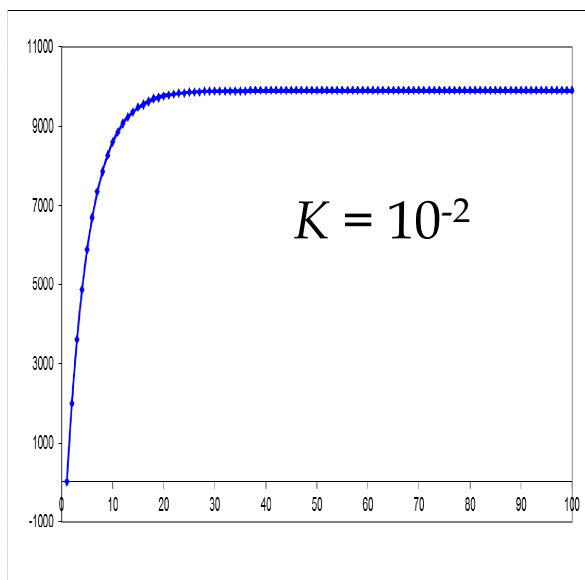
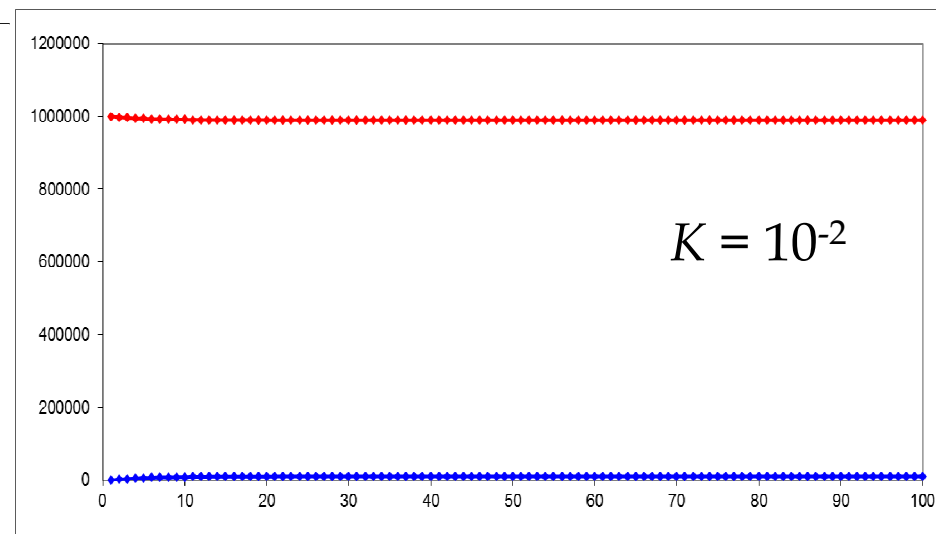
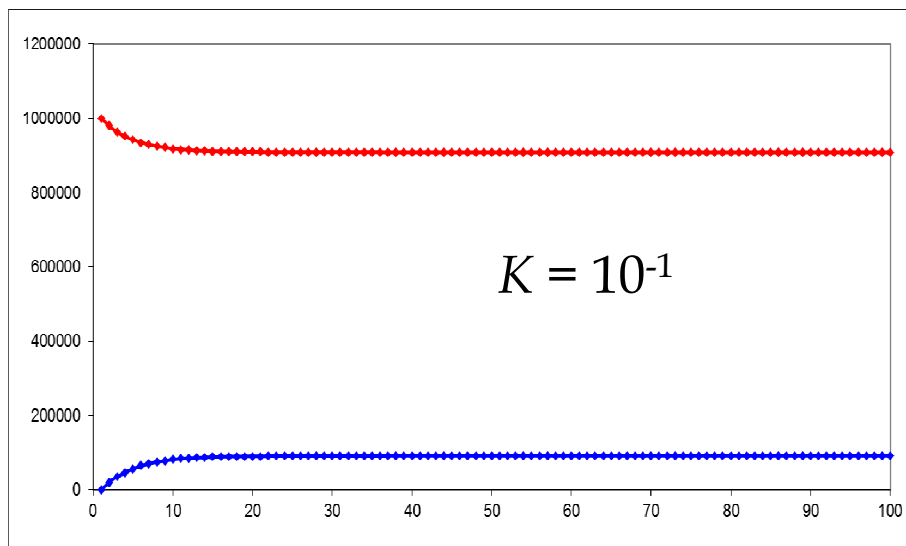
$$K[25\text{ °C}] = 3,47 \cdot 10^{26} \text{ Pa}^{-3}$$

Pri atmosferskom tlaku i 25 °C nakon eksplozije praskavca zaostaje neizreagiranog kisika i vodika toliko da je parcijalni tlak kisika  $8,9 \cdot 10^{-10} \text{ Pa}$ , a vodika  $1,8 \cdot 10^{-9} \text{ Pa}$ .

Ako je u početku tlak praskavca bio 1 bar – zaostalo je neizreagirano  $2,7 \cdot 10^{-12}\%$  reaktanata (potrošilo se 99,99999999999963%)

U  $1 \text{ dm}^3$  prostora zaostaje  $3,6 \cdot 10^{-16} \text{ mol}$  kisika [oko 2 milijuna molekula]

# Male ravnotežne konstante



## Otapanje bakrova(II) selenida –

$$K_{\text{sp}}[25\text{ °C}] = 1,0 \cdot 10^{-49} \text{ mol}^2 \text{ dm}^{-6}$$

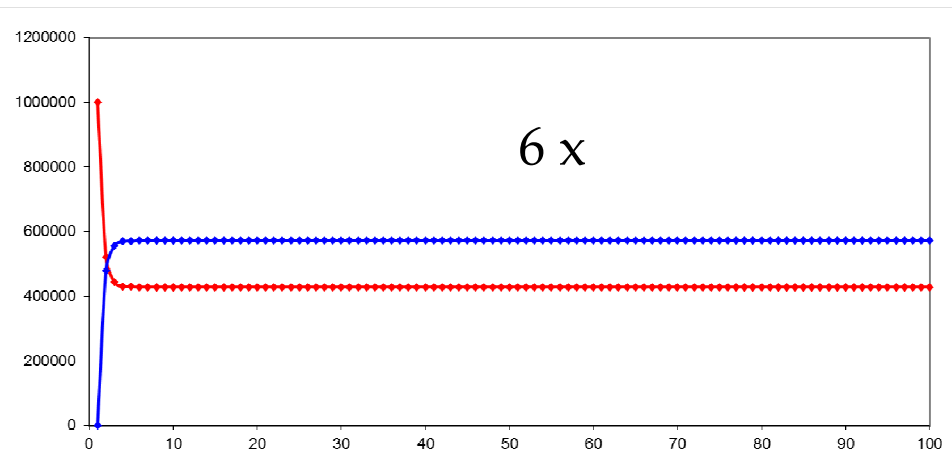
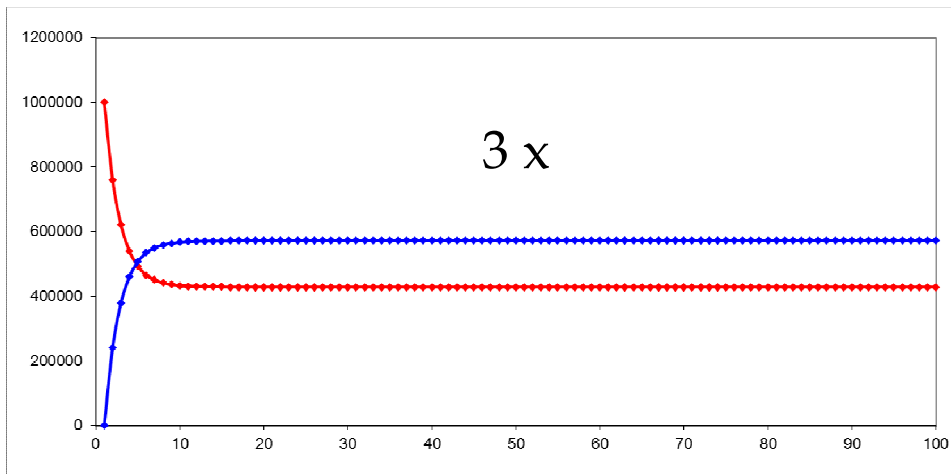
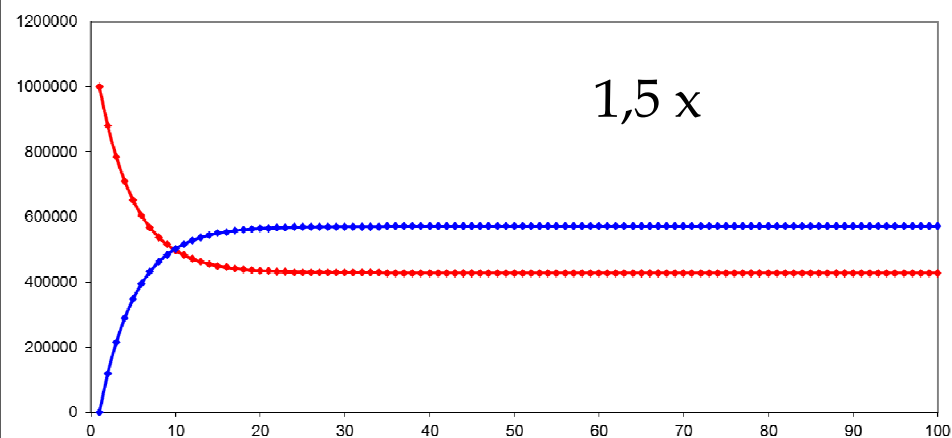
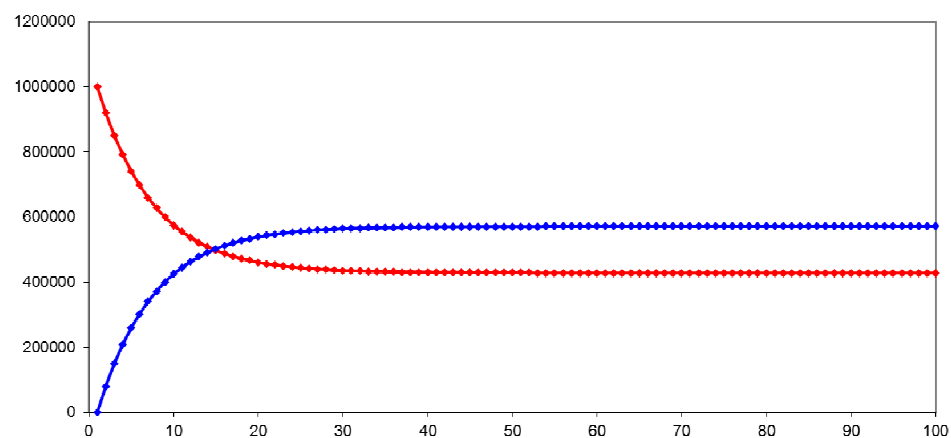
U litri destilirane vode  $n(\text{Cu}^{2+}) = 3,2 \cdot 10^{-25} \text{ mol}$   
[0,19 atoma po litri!]

Za otopiti 1 g treba  $2,2 \cdot 10^{22} \text{ dm}^3$  vode  
[ukupni volumen vode na Zemlji je oko  $1,3 \cdot 10^{21} \text{ dm}^3$  ]

$$V \approx 17 \cdot$$



# Brzina reakcije i ravnoteža

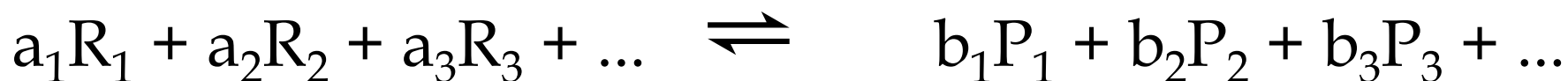




# Veličine kojima se može definirati ravnotežna konstanta

- **Koncentracijska konstanta ravnoteže** je umnožak ravnotežnih koncentracija pojedinih reaktanata i produkata potenciranih na njihove stehiometrijske koeficijente.

$$K_c = \prod_b c_b^{\nu_b}$$



$$K_c = \frac{[P_1]^{b_1} \cdot [P_2]^{b_2} \cdot [P_3]^{b_3} \cdot \dots}{[R_1]^{a_1} \cdot [R_2]^{a_2} \cdot [R_3]^{a_3} \cdot \dots}$$

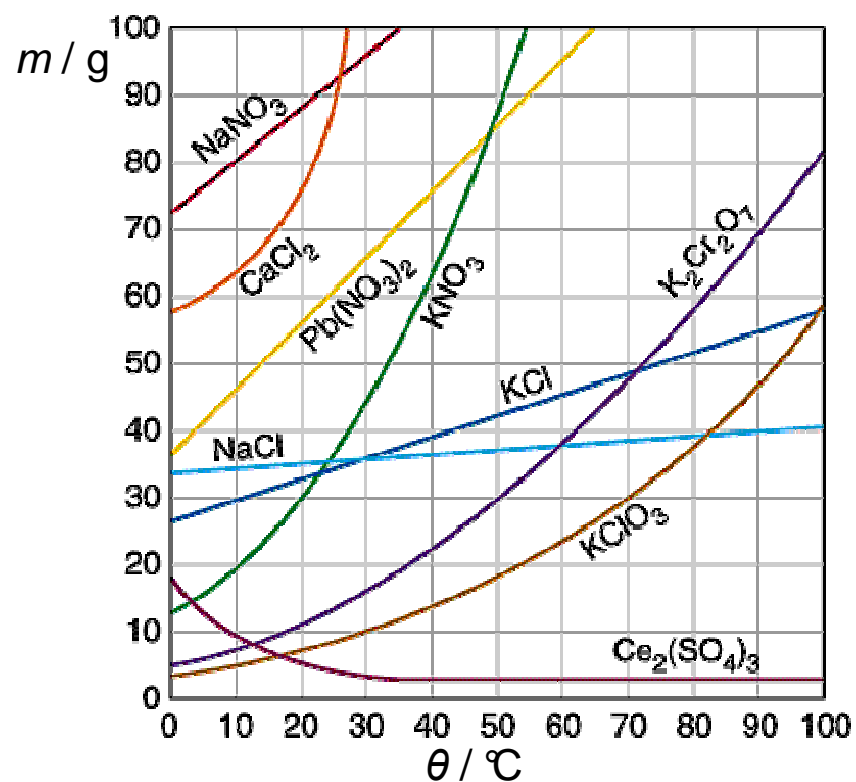
- **Tlačna konstanta ravnoteže** je umnožak ravnotežnih tlakova pojedinih (plinovitih) reaktanata i produkata potenciranih na njihove stehiometrijske koeficijente.

$$K_p = \prod_b p_b^{\nu_b}$$

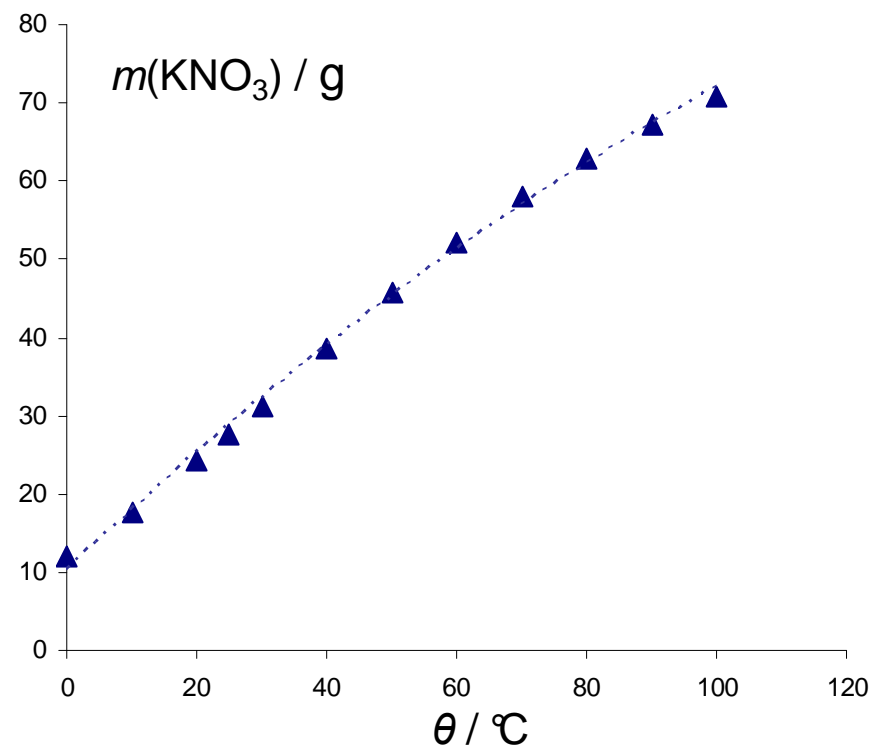
$$K_p = \frac{p(P_1)^{b_1} \cdot p(P_2)^{b_2} \cdot p(P_3)^{b_3} \cdot \dots}{p(R_1)^{a_1} \cdot p(R_2)^{a_2} \cdot p(R_3)^{a_3} \cdot \dots}$$

- U slučaju heterogenih sustava ravnotežna se konstanta definira pomoću odgovarajućih veličina za pojedine reaktante i produkte:
  - Plinovi – pomoću (parcijalnih) tlakova
  - Otopljene tvari – pomoću koncentracija
  - Čiste tvari (tekućine i krutine) i otapala – pomoću množinskih udjela

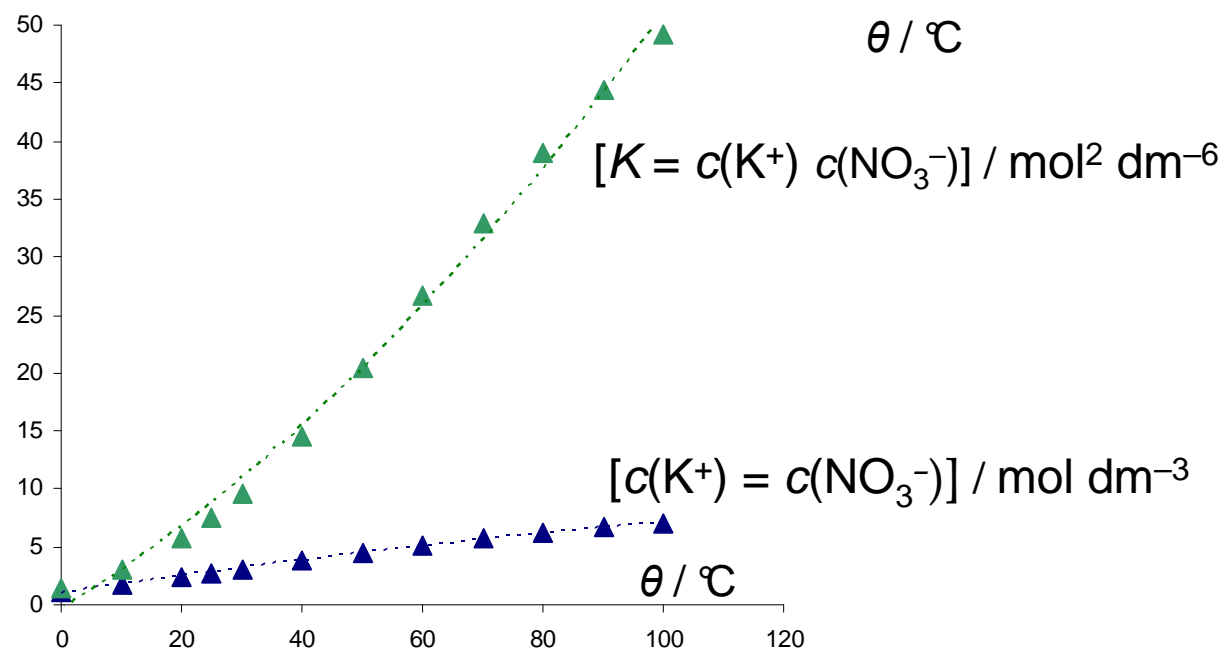
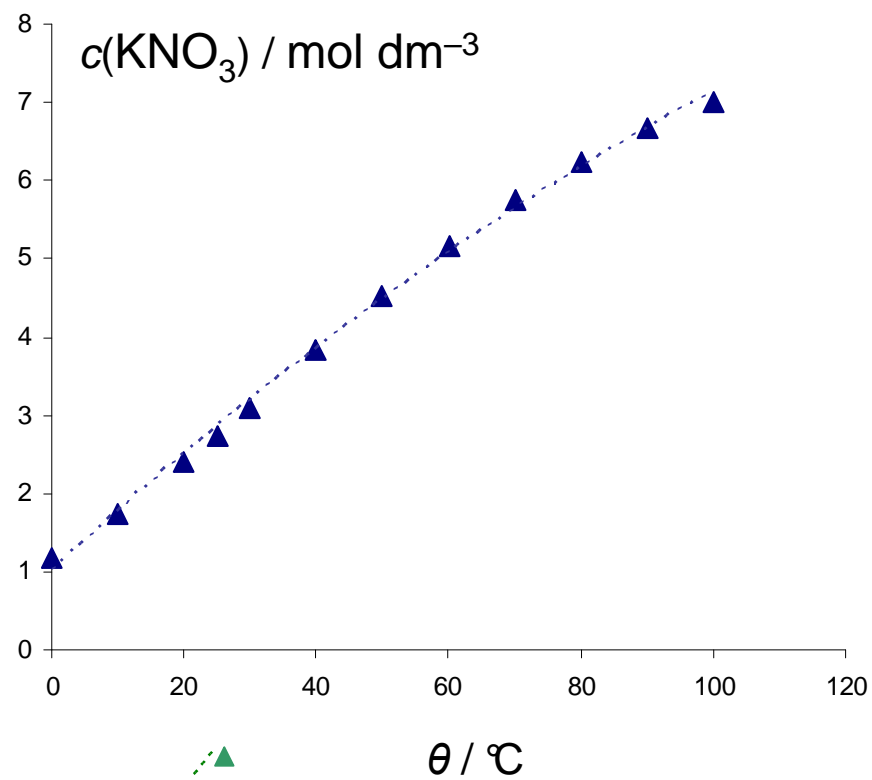
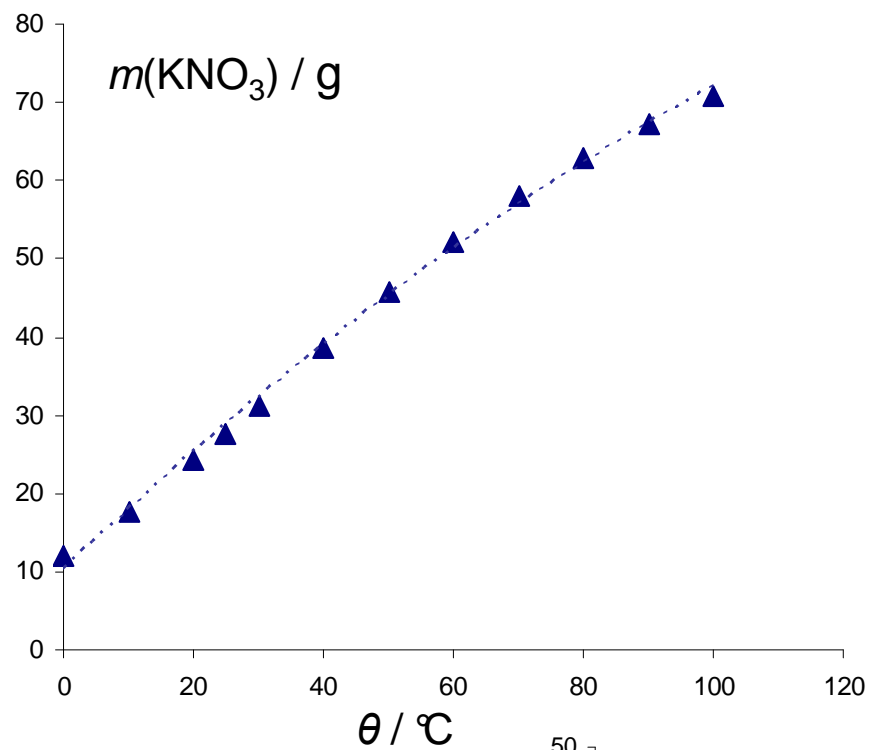
# Može li se $K$ ipak promjeniti?



Masa soli otopljena u 100 g vode



Masa kalijevog nitrata u 100 mL otopine



# *K se može promijeniti.*

**Promjenom temperature** (ako je  $\Delta_r H \neq 0$ )

Promjenom tlaka (ako je  $\Delta_r V_m \neq 0$ )

Pod utjecajem električnog polja

...

# *K se ne mijenja*

Promjenom koncentracija reaktanata i produkata

Proporcionalnim ubrzavanjem obiju reakcija  
(dodatkom katalizatora)

...

*I malo pedanterije za kraj...*

## DODATAK

### o raznim vrstama strelica

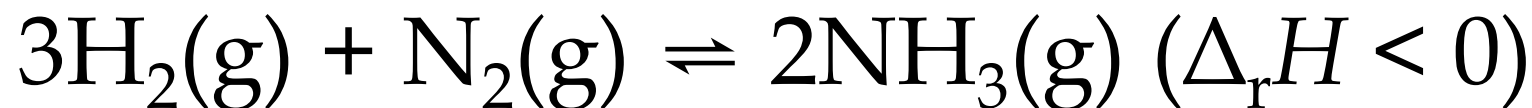
$\rightleftharpoons$  – sustav u ravnoteži [Unicode® kôd: 21CC]

$\rightleftarrows$  – reverzibilna reakcija [Unicode® kôd: 21C6]

$\longleftrightarrow$  – rezonantni hibrid [Unicode® kôd: 2194]

# Primjer

Kako će na ravnotežu



Utjecati

- a) Dodatak dušika
- b) Povećanje tlaka reakcijske smjese
- c) Povećanje temperature
- d) Dodatak magnetita (katalizator)